

Química

MANUAL DO PROFESSOR

**USBERCO
E KAUFMANN**
ENSINO MÉDIO

COMPONENTE CURRICULAR QUÍMICA
1º ANO ENSINO MÉDIO



 **Editora
Saraiva**

Química

ENSINO MÉDIO

COMPONENTE CURRICULAR QUÍMICA
1º ANO ENSINO MÉDIO



MANUAL DO PROFESSOR

JOÃO USBERCO

Bacharel em Ciências Farmacêuticas pela Universidade de São Paulo
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo

PHILIPPE SPITALERI KAUFMANN

Bacharel em Química pela Universidade de São Paulo
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo

3ª edição – 2016
São Paulo



Química, volume 1
 © João Usberco, Philippe Spitaleri Kaufmann, 2016

Direitos desta edição: Saraiva Educação Ltda., São Paulo, 2016
Todos os direitos reservados

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

Usberco, João
 Química, 1 / João Usberco, Philippe Spitaleri Kaufmann. -- 3. ed. -- São Paulo : Saraiva, 2016.

Obra em 3 v.
 Suplementado pelo manual do professor.
 Bibliografia.
 ISBN 978-85-472-0571-3 (aluno)
 ISBN 978-85-472-0572-0 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Kaufmann, Philippe Spitaleri. II. Título.

16-03503 CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7



Gotas de água em tom azul – detalhe.

Diretora editorial	Lidiane Vivaldini Olo
Gerente editorial	Luiz Tonolli
Editor responsável	Isabel Rebelo Roque
Editores	Erich Gonçalves da Silva, Maria Ângela de Camargo
Assistente editorial	Anderson Tamakoshi
Consultoria técnico-pedagógica	Profa Maria Elizabeth Athayde M. André, Profa Flávia G. M. Mesquita
Gerente de produção editorial	Ricardo de Gan Braga
Gerente de revisão	Hélia de Jesus Gonsaga
Coordenador de revisão	Camila Christi Gazzani
Revisores	Luciana Azevedo, Maura Loria, Raquel Alves Taveira
Produtor editorial	Roseli Said
Supervisor de iconografia	Silvio Klugin
Coordenador de iconografia	Cristina Akisino
Pesquisa iconográfica	Roberto Silva, Enio Rodrigo Lopes
Licenciamento de textos	Erica Brambila
Coordenador de artes	Aderson Oliveira
Design	Homem de Mello & Troia Design/adaptação Lisandro Paim Cardoso
Capa	Adilson Casarotti com imagem de pinkomelet/Shutterstock
Edição de arte	Lisandro Paim Cardoso
Diagramação	Estudo Gráfico
Assistente	Jacqueline Ortolan
Ilustrações	BIS, Conceitograf, Estúdio Ampla Arena, Fernando Monteiro, Helio Senatore, João Anselmo, Lettera Studio, Luis Moura, Luiz Fernando Rubio, Mauro Takeshi, Milton Rodrigues, Paulo César Pereira, Rafael Herrera, Setup, Walter Caldeira
Cartografia	Mario Yoshida
Tratamento de imagens	Emerson de Lima
Protótipos	Magali Prado
Impressão e acabamento	

078344.003.001

O material de publicidade e propaganda reproduzido nesta obra está sendo utilizado apenas para fins didáticos, não representando qualquer tipo de recomendação de produtos ou empresas por parte do(s) autor(es) e da editora. Nos livros desta coleção são sugeridos vários experimentos. Foram selecionados experimentos seguros, que não oferecem riscos ao estudante. Ainda assim, recomendamos que professores, pais ou responsáveis acompanhem sua realização atentamente.



Editora Saraiva

SAC


0800-0117875

De 2ª a 6ª, das 8h às 18h

www.editorasaraiva.com.br/contato

Avenida das Nações Unidas, 7221 – 1º andar – Setor C – Pinheiros – CEP 05425-902


Ao estudante



A Química está presente em todas as atividades humanas. Ela não se resume às avançadas pesquisas de laboratório e à produção industrial. Na verdade, mesmo que não percebamos, ela é parte integrante do nosso cotidiano.

Quando preparamos os alimentos, por exemplo, estamos fazendo uso de conceitos e transformações químicas. Da mesma forma, ao lavarmos as mãos ou escovarmos os dentes, estamos colocando em prática reações e transformações que a Química explica.

Por meio desta coleção, pretendemos levar a você, estudante, essa visão de que a Química não é uma área da ciência separada da “vida real”. Ela está por trás de cada produto (e sua embalagem) que você vê exposto nas prateleiras dos supermercados, das farmácias, das padarias. São os estudos realizados por ela, em conjunto com diversas outras ciências, que permitem aos veículos automotivos circularem pelas cidades. São esses estudos, também, que têm tornado possível buscar soluções para os crescentes problemas ambientais do planeta e melhorar a qualidade de vida das populações.



Pretendemos que esta obra sirva para que você amplie seus horizontes, perceba a inter-relação da Química com outras ciências e com sua vida e, assim, obtenha uma compreensão mais construtiva e menos distanciada desse campo da ciência.

Esperamos que, ao fazer uso desta coleção, você desenvolva uma posição cada vez mais crítica e participativa sobre os avanços tecnológicos, avaliando seus benefícios e também buscando esclarecer seu possível impacto negativo no ser humano e no ambiente.

Durante seus estudos, conte sempre com a ajuda do(a) professor(a). Ele(a) poderá orientar seu trabalho, esclarecer dúvidas, auxiliar pesquisas e, principalmente, trocar ideias sobre os temas em estudo e sobre suas implicações na vida de cada um de nós.

Bom estudo!

Os autores



Conheça seu livro

Os volumes da coleção estão organizados em **unidades** que reúnem capítulos com temas relativos a elas. A unidade se inicia sempre com um texto que explora algum aspecto interessante do que será estudado, imagens que propõem algumas reflexões e um **resumo** do que será estudado.



Os **capítulos** são desenvolvidos de forma dinâmica e didática, com exemplos que aproximam a Química do seu dia a dia e com imagens que complementam e enriquecem o texto.



A seção **Para ampliar seu conhecimento** oferece sugestões de filmes, livros, jogos, visitas a sites, museus. A Química está, de fato, em todo lugar.

Pequenos **boxes** laterais conversam com você para complementar informações, propor pesquisas ou reflexões, fazer alertas, sugerir ampliações etc.



Ao longo dos capítulos, você vai encontrar a seção **Conexão**, com textos acompanhados de atividades, que explora a relação entre a Química e os mais variados campos de interesse, por meio de temas variados, dialogando de modo interdisciplinar com as demais ciências da natureza e com os temas transversais saúde, ambiente, cidadania, pluralidade cultural. Você desenvolve um olhar mais completo sobre cada tema e percebe o quanto a Química depende das outras ciências.

Como todos os componentes curriculares, a Química está em todo lugar. A seção **Mundo do trabalho** apresenta a utilidade desses conhecimentos no dia a dia de algumas profissões, o campo de abrangência, as disciplinas relacionadas que formam o profissional.

Mundo do trabalho

Engenharia ambiental

A engenharia ambiental atua na aplicação, planejamento e controle de processos ambientais visando a saúde humana e ambiental. Para isso, utiliza conhecimentos de diversas áreas, como física, química, biologia, geografia, estatística, matemática, informática, entre outras. A engenharia ambiental atua em diversas áreas, como saneamento básico, controle de poluição, gestão de resíduos sólidos, gestão de recursos hídricos, entre outras.



Engenharia ambiental trabalha com a aplicação de conhecimentos de diversas áreas, como física, química, biologia, geografia, estatística, matemática, informática, entre outras. A engenharia ambiental atua em diversas áreas, como saneamento básico, controle de poluição, gestão de resíduos sólidos, gestão de recursos hídricos, entre outras.

Atividade prática

Produção grandes bolhas de sabão



Objetivos

- Compreender a formação de bolhas de sabão.
- Identificar as propriedades físicas e químicas do sabão.

Procedimento

1. Preparar a solução de sabão em pó e água.

2. Observar a formação de bolhas de sabão.

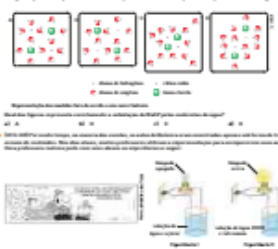
3. Registrar o tamanho e a duração das bolhas.

As atividades de **Explore seu mundo** trazem experimentos muito simples de investigação. Na seção **Atividade prática**, você e seus colegas realizam experimentos e observações que tornam mais concretos alguns aspectos da Química.

Você tem, ao longo dos capítulos, **Atividades** para articular os conceitos trabalhados e consolidar seu aprendizado.

Integrando conceitos

Este capítulo aborda os conceitos de matéria, energia e transformação química. Você encontrará atividades que permitem aplicar esses conceitos em situações reais.



Este capítulo aborda os conceitos de matéria, energia e transformação química. Você encontrará atividades que permitem aplicar esses conceitos em situações reais.

Atividades

Esta seção contém atividades que permitem aplicar os conceitos aprendidos em situações reais. Você encontrará atividades que permitem aplicar esses conceitos em situações reais.



Esta seção contém atividades que permitem aplicar os conceitos aprendidos em situações reais. Você encontrará atividades que permitem aplicar esses conceitos em situações reais.

No final de cada unidade, você encontra a seção **Integrando conceitos**, que agrupa conceitos e ideias da Química e lhe permite fazer pontes entre o que já sabe e os novos saberes.

Sumário



Unidade 1

A Química em nossa vida

Capítulo 1 – A química e as substâncias

1. Substâncias químicas	11
Atividades	13

Capítulo 2 – Como pensam os cientistas?

1. Procedimentos científicos	14
Procedimentos científicos no dia a dia	16
Atividades	16

Capítulo 3 – Grandezas e medidas

1. O Sistema Internacional de Unidades	17
2. Unidades de medida	18
Massa	18
Volume	19
Temperatura	22
Densidade	24
Integrando conceitos	28



Unidade 2

Composição da matéria

Capítulo 4 – Composição dos materiais

1. Matéria	36
Substância	36
Mistura	37
Atividades	40
2. Separando misturas	41
Métodos de separação	41
Atividades	57

Capítulo 5 – Matéria, energia e transformações

1. Sólidos, líquidos e gases	59
2. Transformações físicas e químicas	60
Atividades	61
3. Energia e algumas de suas modalidades	61
Energia cinética e energia potencial	62
Energia térmica	62
Atividades	63
Energia e nutrição	65
Atividades	69
4. Energia e as mudanças de estado físico	70
Mudanças de estado	70
As curvas de aquecimento e resfriamento	71
Atividades	74

Capítulo 6 – Das primeiras ideias à teoria atômica de Dalton

1. Alquimistas, precursores dos químicos	77
2. Leis ponderais	78
Lei da conservação das massas	78
Lei das proporções definidas	79
Lei das proporções múltiplas	80
Atividades	81
3. Teoria atômica de Dalton	81
4. Combinação de átomos	84
Atividades	85

Capítulo 7 – Alotropia

1. Carbono	86
2. Oxigênio	87
3. Enxofre	88
4. Fósforo	89
Atividades	89

Capítulo 8 – Equações químicas

1. Balanceamento de uma equação química	90
Atividades	93
Integrando conceitos	93

Unidade 3 O átomo divisível

Capítulo 9 – O modelo de Rutherford

1. Descobertas	106
Características elétricas da matéria.....	106
A descoberta do elétron	107
A descoberta do próton	108
A descoberta da radioatividade.....	108
2. Criando um novo modelo	109
O experimento de Rutherford-Geiger-Marsden	109
Atividades	111

Capítulo 10 – Caracterização dos elementos químicos

1. Elemento químico.....	113
Isótopos	114
Íons	115
Atividades	118

Capítulo 11 – Radiações e aplicações

1. Tipos de radiações	121
-----------------------------	-----

Leis da radioatividade	122
Séries radioativas.....	123

Atividades.....124

Cinética das desintegrações radioativas	125
---	-----

Atividades.....126

2. Aplicações da radioatividade	127
Geologia, Arqueologia e História.....	127
Medicina	128
Agricultura, indústria e alimentação	130
Processos nucleares	130
Atividades	137

Capítulo 12 – O modelo de Böhr e um novo modelo para a eletrosfera

1. Ondas eletromagnéticas	139
O espectro eletromagnético	140
2. Modelo atômico de Böhr	143
A eletrosfera e um novo modelo	145
Atividades	152

Integrando conceitos.....153

Unidade 4 Tabela periódica

Capítulo 13 – Organização dos elementos

1. As primeiras tabelas periódicas	162
2. A tabela periódica atual	163
Períodos.....	165
Famílias ou grupos.....	165
Classificação dos elementos.....	171
Propriedades dos elementos	171
Ocorrência dos elementos	172
Atividades	172

Capítulo 14 – Propriedades periódicas

1. Raio atômico.....	175
Raio atômico em um período	176
2. Energia (ou potencial) de ionização	176
3. Eletronegatividade.....	179
Atividades	180
Integrando conceitos	181

Unidade 5 Interações atômicas e intermoleculares

Capítulo 15 – Ligações químicas

1. Ligações químicas e estabilidade.....	186
A regra do octeto	187
Valência.....	187
2. Ligação iônica.....	188
Compostos iônicos	189
Atividades	192

3. Ligação covalente.....	194
A ligação covalente e a tabela periódica	195
Compostos moleculares.....	196
Atividades	200

4. Ligação metálica	200
Características	200
Ligas metálicas	201
Atividades	205

Capítulo 16 – Geometria molecular e polaridade

1. Geometria molecular	207
Atividades	210
2. Polaridades das ligações e moléculas	211
Ligações e eletronegatividades	211
Atividades	215

Capítulo 17 – Interações intermoleculares e características macroscópicas

1. A natureza das interações intermoleculares	216
Interações entre moléculas apolares	216
Interações entre moléculas polares	217
Atividades	220
2. Propriedades físico-químicas	220
Temperatura de ebulição	220
Solubilidade	221
Atividades	223
Integrando conceitos	225



Unidade 6

Funções inorgânicas

Capítulo 18 – Dissociação iônica e ionização

1. Um pouco de história	236
Atividades	237

Capítulo 19 – Ácidos

1. Nomenclatura	239
2. Classificação	240
Presença de oxigênio na estrutura	240
Número de hidrogênios ionizáveis	240
Força – grau de ionização	241
3. Algumas propriedades dos ácidos	242
Ação sobre indicadores	242
Reação com metais	242
Reação com carbonatos e bicarbonatos	242
Atividades	244

Capítulo 20 – Bases ou hidróxidos

1. Conceito de base segundo Arrhenius	246
2. Nomenclatura	246
3. Classificação	246
Número de hidroxilas	246
Solubilidade em água	247
Força – grau de dissociação	247
4. Algumas propriedades das bases	248
Ação sobre indicadores	248
Reações com ácidos	248
Atividades	250

Capítulo 21 – Sais

1. Nomenclatura e formulação	252
Natureza dos íons	252
Solubilidade em água	253
2. Obtenção de sais	255
Neutralização total	255
Neutralização parcial	256
Atividades	257

Capítulo 22 – Óxidos e o ambiente

1. Definição	259
2. Nomenclatura e classificação	259
Óxidos básicos	260
Óxidos ácidos	260
Óxidos neutros	260
Óxidos anfóteros	260
Óxidos duplos ou mistos	261
Peróxidos	261
3. Compostos importantes	261
Óxido de cálcio [CaO]	261
Óxido de magnésio [MgO]	262
Dióxido de carbono [CO ₂]	262
Peróxido de hidrogênio [H ₂ O ₂]	262
Atividades	263
4. Efeitos dos óxidos no ambiente	263
Efeito estufa	263
Chuva ácida	264
Poluentes atmosféricos	265
Inversão térmica	266
Ilhas de calor	266
Atividades	267
Integrando conceitos	269

Respostas das atividades	279
Referências bibliográficas	288
MANUAL DO PROFESSOR – Orientações Didáticas	289

Unidade 1

A Química em nossa vida



Todas as atividades que envolvem saberes ligados a materiais e estruturas...



... processos...



... ou pesquisas de novos materiais estão ligados à Química e podem colaborar para o seu desenvolvimento.

A Química é a ciência que estuda a composição, a estrutura, as propriedades e as reações que envolvem a matéria. Os conhecimentos químicos não são utilizados somente em laboratórios; eles estão presentes em nosso dia a dia e em tudo que nos cerca. Por exemplo: usamos a Química quando cozinhamos um alimento, quando utilizamos um sabão para lavar nossas roupas e até mesmo quando damos partida em um automóvel.

Em sua opinião, em que outras situações do dia a dia a Química está presente?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- a Química em nosso dia a dia;
- substâncias químicas;
- procedimentos científicos;
- diferentes unidades de medida.

Capítulo 1

A Química e as substâncias

Agora, que você está tendo aula de Química, deve estar imaginando o que vai estudar nesta disciplina, não é mesmo?

Uma primeira pergunta que pode ser feita neste caso é: “Quais questões relativas ao seu dia a dia despertam sua curiosidade?”. Saiba que algumas delas podem ser respondidas utilizando conhecimentos químicos.



Aula de Química.

Você já se interessou, por exemplo, em saber por que, muitas vezes, ao passarmos perto de um veículo com o motor funcionando, sentimos cheiro de gasolina? Ou como a fumaça é formada pelos veículos e por que provoca poluição? Talvez você já tenha procurado saber como o oxigênio é transportado no seu corpo ou até mesmo por que analgésicos que têm como componente o ácido acetilsalicílico (AAS) costumam eliminar as dores de cabeça.

Assim como você, os químicos também são curiosos em relação aos fatos e fenômenos do nosso mundo. Veja a seguir como os conhecimentos químicos podem nos ajudar a responder a algumas dessas questões.

- Como um veículo produz a fumaça que vemos nas ruas de algumas cidades?

A fumaça liberada pelos escapamentos contém, além do combustível não queimado, carvão na forma de partículas sólidas (material particulado), óxidos de carbono e nitrogênio e óxidos de enxofre quando são utilizados combustíveis fósseis.



Quanto mais escura a fumaça, maior a quantidade de carvão (material particulado) presente.

Poluição atmosférica

Ao longo dos últimos anos, a redução da poluição do ar tem sido uma das principais preocupações da maioria dos países do mundo. Em outubro de 2015, um documento da Organização Mundial da Saúde (OMS) mostrou que mais de 7 milhões de pessoas morriam anualmente por causa desse tipo de poluição.

Você sabia que podemos realizar algumas ações para contribuir com a redução da poluição do ar? Por exemplo: encher os pneus do carro de acordo com a pressão recomendada pelo fabricante melhora o desempenho do carro e reduz a quantidade de combustível utilizado; com isso, polui-se menos o ar.

Pesquise outras ações que podem ser realizadas por nós e pelos órgãos governamentais responsáveis pelo combate à poluição atmosférica. Compartilhe essas informações com os colegas. Depois, vocês podem, por exemplo, criar uma campanha educativa para orientar as pessoas de sua comunidade a adotarem ações para corrigir e prevenir problemas de poluição do ar.

Fonte das informações: <<https://nacoesunidas.org/oms-poluicao-do-ar-provoca-morte-de-mais-de-7-milhoes-de-pessoas-por-ano/>>. Acesso em: 29 mar. 2016.

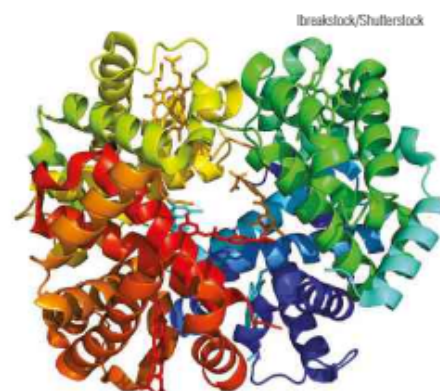
- Como o oxigênio é transportado em nosso corpo?

A hemoglobina é uma proteína que está presente nas hemácias, também conhecidas por glóbulos vermelhos ou eritrócitos; ela é responsável por captar o gás oxigênio nos pulmões. A partir dos pulmões, a hemoglobina transporta o gás oxigênio para os tecidos do corpo, nos quais será utilizado em processos de obtenção de energia. Ao liberar o oxigênio, a hemoglobina se liga ao dióxido de carbono (CO₂), transportando-o até os pulmões, onde será liberado.

- Por que os analgésicos que têm como componente o ácido acetilsalicílico costumam eliminar as dores de cabeça?

Quando uma parte do corpo está machucada, substâncias denominadas prostaglandinas são produzidas, causando dor e um processo inflamatório.

A ação do ácido acetilsalicílico consiste em bloquear a produção das prostaglandinas, reduzindo a inflamação, a dor e a febre.



Representação de um modelo de estruturas proteicas que compõem a hemoglobina, em cores fantasia e fora de escala.



Há muitos tipos de dor de cabeça; por isso, sempre que a dor for persistente, é fundamental procurar ajuda médica e evitar a automedicação.



A *Spiraea ulmaria* é uma planta na qual está presente o ácido salicílico (também conhecido por ácido espírico), substância utilizada na preparação do ácido acetilsalicílico.

1. SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS

Cada espécie de matéria que forma o Universo é uma substância química. Uma substância química apresenta sempre a mesma composição e as mesmas propriedades, onde quer que seja obtida. Desse modo, os termos **composto químico** e **substância** são utilizados para descrever um tipo específico de matéria, com propriedades químicas e físicas bem definidas.

Uma reação química sempre envolve substâncias químicas como, por exemplo, quando um objeto de prata escurece ou quando um comprimido de antiácido é adicionado à água e efervesce. O desenvolvimento de uma planta somente é possível devido à fotossíntese, um processo químico que converte gás carbônico, água

e energia em compostos orgânicos que serão utilizados para o crescimento e a manutenção da estrutura da planta. As reações químicas ocorrem também nos processos digestivos, nos quais digerimos a comida e a transformamos em substâncias necessárias para nossa saúde e nossa atividade energética.



As plantas realizam o processo químico da fotossíntese.



Comprimido efervescente.



Objetos de prata: não escurecido (à esquerda) e depois de escurecer (à direita).

Um profissional que estuda as substâncias, suas propriedades e suas transformações é o químico.

Mundo do trabalho

Químico

O químico lida com a composição e as propriedades da matéria, assim como com as transformações físicas e químicas.

A graduação em Química apresenta duração média de 4 anos e é oferecida em título de bacharelado e licenciatura. O curso possui disciplinas básicas nas áreas de Química, Matemática e Física. As disciplinas de Química podem ser teóricas e/ou experimentais e tratam de conceitos como matéria e energia, estrutura dos materiais, físico-química, modelos atômicos e termodinâmica, entre outros assuntos.

Todo o mundo material é composto de substâncias químicas, assim, as áreas de atuação são as mais diversas possíveis. O químico pode trabalhar não somente em laboratórios, mas em todas as atividades que exigem o acompanhamento desse profissional, por exemplo: projeto, planejamento e controle de produção; desenvolvimento de produtos; operações e controle de processos químicos; saneamento básico; tratamento de resíduos industriais; segurança; gestão de meio ambiente e, em alguns casos específicos, vendas, assistência técnica, planejamento industrial e até direção de empresas. Sem dizer que a chamada química forense tem sido uma grande aliada dos investigadores para a solução de crimes.

Uma área de atuação do químico que tem ganhado destaque é a Química Ambiental. As atividades desenvolvidas pelo químico nessa área vão desde a elaboração de relatórios e pareceres sobre a conservação e proteção ambiental até o desenvolvimento de práticas de controle e contaminação.

Fontes de pesquisa: <<http://www.crq4.org.br/>>; <<http://www.guiadacarreira.com.br/profissao/quimica/>> e <<http://guia-doestudante.abril.com.br/profissoes/ciencias-exatas-informatica/quimica-688125.shtml>>. Acessos em: 29 mar. 2016.



Química em laboratório de pesquisa, realizando teste de novas substâncias para desenvolvimento de novos produtos.

Todas as coisas com as quais nos deparamos ao nosso redor são formadas por uma ou mais substâncias químicas. Os processos químicos fazem parte das atividades laboratoriais, industriais e naturais que ocorrem em nosso corpo.

Todos os dias, utilizamos produtos que contêm substâncias que são desenvolvidas e preparadas por químicos. Por exemplo: sabões e xampus contêm substâncias químicas que removem óleos presentes na pele e no couro cabeludo; os cremes dentais contêm substâncias que auxiliam na limpeza dos dentes, prevenindo a formação de placas e evitando sua degradação.

Veja na tabela abaixo algumas das substâncias utilizadas em cremes dentais:

Substâncias químicas comumente encontradas nos cremes dentais	
Substância	Função
Carbonato de cálcio	Utilizado como abrasivo para remover as placas.
Sorbitol	Previne a perda de água e endurecimento da pasta.
Sulfato láurico de sódio	Utilizado para soltar a placa do dente.
Dióxido de titânio	Faz com que a pasta seja branca e opaca.
Triclosan	Inibe o crescimento de bactérias que causam placa e doenças na gengiva.
Fluorofosfato de sódio	Previne a formação de cavidades nos dentes.
Salicilato de metila	Confere sabor de menta à pasta.



Escova de dente com creme dental.

Em produtos cosméticos e loções, as substâncias químicas podem ser utilizadas para hidratar a pele, prevenir a deterioração de um produto, combater a proliferação de bactérias e até mesmo para aumentar seu espessamento (engrossá-lo).

Também em muitas peças do nosso vestuário estão presentes substâncias químicas, como é o de caso roupas feitas com fibras sintéticas, como o nylon e o poliéster.

Na alimentação, temos como exemplo os cereais matinais, produtos industrializados que podem ser ingeridos diariamente, em quantidades adequadas, e são reforçados com ferro, cálcio e fósforo. Outro exemplo é o leite, que pode ser enriquecido com vitaminas A e D. Há alimentos aos quais são adicionados antioxidantes, substâncias que têm a função de aumentar o tempo de validade do alimento, impedindo que estrague.



Cereais matinais.

ATIVIDADES



- O que você entendeu pelos termos:
 - Química?
 - Substância química?
- Peça a dois colegas (não da sua classe, mas que sejam do 1º ano) que expliquem o que entenderam dos termos acima. A resposta deles é compatível com a sua?
- Observe, ao lado, o rótulo de um multivitamínico e leia a lista de componentes. Cite quatro substâncias químicas presentes na lista.
- Leia os rótulos de alguns medicamentos presentes na sua casa.
 - Cite algumas substâncias químicas que você identificou neles.
 - Aproveite e veja se esses medicamentos estão dentro do prazo de validade. Depois, sob a orientação do(a) professor(a), formem grupos e discutam: O que devemos fazer com os medicamentos vencidos?

Não contém quantidade significativa de valor energético, carboidratos, proteínas, gorduras totais, gorduras saturadas, gorduras trans, fibra alimentar e sódio.

* % Valores Diários de referência com base em uma dieta de 2000 kcal ou 8400 kJ. Seus valores diários podem ser maiores ou menores dependendo de suas necessidades energéticas.

** Valor diário não estabelecido.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 1,495 g (1 comprimido)		
	Quantidade por porção	% VD (*)
Carboidratos	0 g, dos quais:	0%
Açúcares	0 g	**
Vitamina A	400 mcg	67%
Vitamina D	5,0 mcg	100%
Vitamina C	45 mg	100%
Vitamina E	6,7 mg	67%
Tiamina	1,2 mg	100%
Riboflavina	1,3 mg	100%
Niacina	16 mg	100%
Vitamina B6	1,3 mg	100%
Ácido Fólico	240 mcg	100%
Vitamina B12	2,4 mcg	100%
Biotina	30 mcg	100%
Ácido pantotênico	5,0 mg	100%
Vitamina K	65 mcg	100%
Cálcio	250 mg	25%
Ferro	8,1 mg	58%
Magnésio	100 mg	38%
Zinco	7,0 mg	100%
Iodo	33 mcg	25%
Cobre	450 mcg	50%
Selênio	20 mcg	59%
Molibdênio	23 mcg	51%
Cromo	18 mcg	51%
Manganês	1,2 mg	52%

Fonte: <<http://www.medicinanet.com.br/bula/1301/centrum.htm>>. Acesso em: 27 abr. 2016.

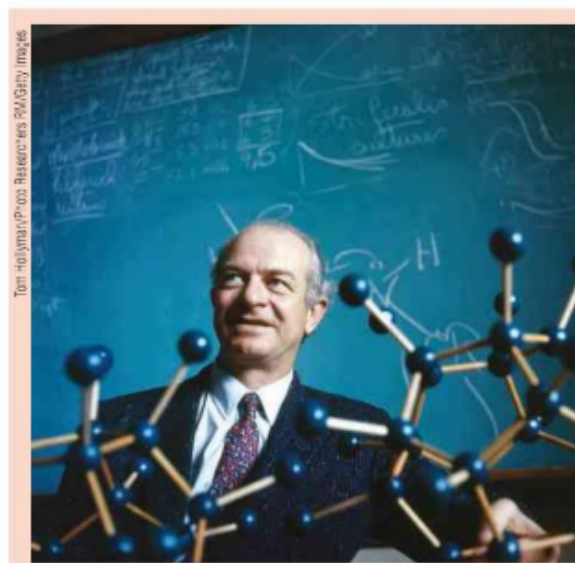
Capítulo 2

Como pensam os cientistas?

Quando éramos crianças, geralmente gostávamos de explorar as coisas ao nosso redor cheirando-as, tocando-as, olhando-as e mesmo colocando-as na boca; ou seja, utilizávamos nossos sentidos.

Depois que crescemos, começamos a fazer perguntas sobre o mundo em que vivemos: “O que é um raio?”, “Como um arco-íris se forma?” ou “Por que o céu é azul?”. Você já se questionou, por outro lado, como os antibióticos funcionam ou por que as vitaminas são importantes para a saúde?

Todos os dias, fazemos perguntas e buscamos respostas para organizar nossas informações e procurar sentido para o mundo à nossa volta.



Linus Pauling também fazia muitas perguntas sobre as coisas...

Linus Pauling foi laureado com dois prêmios Nobel: o primeiro, em 1954, por seu trabalho no campo da Química, em relação à natureza das ligações químicas e determinação de estruturas de substâncias complexas. O segundo prêmio, em 1962, foi um prêmio Nobel da Paz.

Durante sua vida de estudante, Linus Pauling recordava que lera muitos livros de Química, Mineralogia e Física. “Eu refletia sobre as propriedades dos materiais. Por que algumas substâncias são coloridas e outras, não? Por que alguns minerais são macios enquanto outros são duros?”. E acrescentava: “Eu estava construindo um incrível conhecimento científico empírico e ao mesmo tempo fazendo um grande número de perguntas sobre as coisas”.

Fonte: TIMBERLAKE, K. C. An introduction to general, organic and biological chemistry. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015.
Tradução do autor.

Linus Pauling (1901-1994), cientista estadunidense.

1. PROCEDIMENTOS CIENTÍFICOS

Os cientistas, como Linus Pauling, têm um método de trabalho, mas ele é constituído de etapas que variam muito. Não existe um método único, e sim muitos métodos. Esses métodos são conjuntos de procedimentos aceitos e compartilhados dentro de determinada comunidade científica.

Entre tais procedimentos estão, por exemplo, a observação de fenômenos (naturais ou resultantes de experimentos) e a formulação de hipóteses para explicá-los, o que muitas vezes leva à necessidade de novos experimentos para testar tais hipóteses e, a partir daí, tirar conclusões ou criar uma teoria ou modelo explicativo. A Química frequentemente faz uso desses procedimentos.

Seja a partir da observação de fenômenos ou não, o que existe em comum entre os cientistas é saber formular questões, e o conhecimento científico é a resposta a essas questões. Esse conhecimento é o saber acumulado que permite aos cientistas dialogar uns com os outros através do tempo.



A observação e a experimentação nas pesquisas de Paracelso

Paracelso foi um médico e alquimista que considerava que os conhecimentos alquímicos deveriam ser utilizados para a formulação de novos medicamentos, e não para a obtenção de ouro. Utilizando a observação e a experimentação, Paracelso propôs que a saúde corpórea é regulada por uma série de processos químicos que poderiam ser desequilibrados por alguns compostos e reequilibrados pela utilização de alguns minerais e medicamentos. Por exemplo, ele determinara que a poeira inalada provocava doenças pulmonares em mineiros. Ele também pensou que o bócio fosse um problema provocado por água contaminada, e tratou sífilis com compostos de mercúrio.

A opinião de Paracelso em relação aos medicamentos era que a dose correta fazia a diferença entre a ação de cura ou o envenenamento. Paracelso mudou a Alquimia de um modo que acabou por auxiliar a estabelecer os princípios da Medicina e da Química moderna.

Fonte: TIMBERLAKE, K. C. *An introduction to general, organic and biological chemistry*. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015. Tradução do autor.

O suíço Paracelso (1493-1541). Óleo em tela de Quentin Matsys (1466-1530). Museu do Louvre, França.

Um trabalho que aplica conhecimentos químicos e utiliza procedimentos científicos é o de cientista forense ou perito criminal.

Mundo do trabalho

Cientista forense (perito criminal)

Os cientistas forenses aplicam procedimentos científicos para comprovar evidências obtidas por agentes da lei (polícia). As evidências podem incluir sangue, cabelo e até mesmo fibras de roupas encontradas em cenas de crimes.

Existem diversos cursos de formação superior que oferecem a possibilidade de atuação como perito criminal. Os principais são: Medicina, Fotografia, Física, Biomedicina, Química, Farmácia, Bioquímica, Engenharia, entre outros.

Assim, para se tornar um perito, inicialmente é necessário escolher uma profissão com formação universitária e posteriormente, passando em um concurso público, participar de formação específica na área.

A maioria dos peritos criminais trabalha em laboratórios vinculados a departamentos policiais. O trabalho envolve muitas vezes a análise de sangue e de tecidos coletados por investigadores criminais, cujos resultados irão auxiliar na solução de crimes.

Algumas das análises que um perito criminal realiza envolvem substâncias como álcool, drogas ilegais, envenenamentos e até mesmo intoxicação por gases, como monóxido de carbono. Para a identificação dessas substâncias, normalmente são utilizadas metodologias específicas de análise e uma grande variedade de equipamentos.

O trabalho pode ainda ser realizado sob um enfoque ambiental, mediante análises que visam à preservação do meio ambiente ou até mesmo em casos de crimes ambientais.

Fontes de pesquisa: <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/perito-criminal/>>; <<http://apcf.org.br/Per%C3%ADciaCriminal/OPeritoCriminalFederal.aspx>>; <<http://guiadoestudante.abril.com.br/orientacao-vocacional/consulte-orientador/faz-perito-criminal-624795.shtml>>. Acessos em: 29 mar. 2016.



Perita criminal federal (cientista forense) realizando análise de um material.

Procedimentos científicos no dia a dia

Você pode se surpreender ao perceber que utiliza procedimentos científicos diariamente.

Imagine a seguinte situação: você vai à casa de um amigo e percebe que ele tem um novo gato. De repente, você começa a espirrar e se pergunta por que está espirrando. A partir disso, formula a hipótese de que talvez seja alérgico a pelos de gato.

Para testar a sua hipótese, você vai embora da casa de seu amigo. Se você parar de espirrar, talvez a sua hipótese esteja correta. Você pode tentar comprová-la visitando outro amigo que também tenha um gato. Se você começar a espirrar novamente, isso significa que o seu resultado experimental suporta a hipótese e você provavelmente é alérgico a gatos. Entretanto, se continuar espirrando após deixar a casa de seu amigo, e não houver pelos de gato em sua roupa, você pode não ser alérgico, mas sim estar simplesmente resfriado.



Imagem: Peter Fr. Shutterstock

A alergia é uma hipersensibilidade resultante da resposta do sistema imunitário a um estímulo externo específico (medicamentos, alimentos, temperatura etc.).

Atchim!

Quando se fala em alergia a animais, muitos associam a causa do problema aos pelos ou às penas deles. Mas isso não é 100% verdade. Na realidade, o maior vilão desse problema é o grande aumento de ácaros no ambiente causado pela presença dos bichos de estimação. Isso ocorre porque, além de pelos, os bichinhos soltam muita pele – e o ácaro, que se alimenta desses fragmentos, procria aceleradamente.

[...]

De acordo com o dr. Hélio Schainberg, médico do corpo clínico do Hospital Israelita Albert Einstein (HIAE) [na cidade de São Paulo (SP)] e especialista no assunto, 95% dos casos, na cidade de São Paulo, são causados por ácaros e não por pelos ou penas.

Os outros 5% têm como uma das causas o pelo dos animais. "Já com os gatos, a causa pode estar também na saliva do animal. O bichano se lambe muito e as partículas (proteínas) alergênicas presentes na saliva ficam impregnadas na pele e no pelo, provocando reações alérgicas nas pessoas sensíveis", explica o Dr. Schainberg.

[...]

Disponível em: <<http://www.pasteur.bio.br/noticias.php?id=176&link=5>>. Acesso em: 8 abr. 2016.



Eric Isseles/Shutterstock

Eric Isseles/Shutterstock

EXPLORE SEU MUNDO – TESTANDO HIPÓTESES

Pegue uma fatia de batata, uma de cebola e uma de mandioca; adicione uma gota de tintura de iodo – que pode ser adquirida em farmácia – a cada fatia. Observe o que ocorre e anote a coloração obtida.

- O que você observou? Explique.
- Repita a atividade, utilizando pepino, pão e macarrão. O que você pode concluir?
- Será que existe alguma substância em comum?

ATIVIDADES

REGISTRE
NO CADERNO

Discuta com os colegas as atividades de 5 a 8.

- Por que muitos dos procedimentos científicos da Química incluem a elaboração de hipóteses?
- Por que a experimentação é uma importante parte desses procedimentos?
- Escolha a frase que considerar mais adequada para completar a sentença seguinte: Se os resultados experimentais não forem consistentes com as formulações realizadas na hipótese, devemos:
 - considerar que os resultados experimentais foram consistentes com a hipótese.
 - modificar a hipótese.
 - fazer mais experimentos.
- Escolha a frase que considerar mais adequada para completar a sentença seguinte: Uma conclusão válida ou corrobora uma hipótese quando:
 - um experimento prova a hipótese.
 - vários experimentos reforçam a hipótese.
 - você pensa que a hipótese é correta.

Capítulo 3

Grandezas e medidas

Você consegue imaginar como seria nossa vida sem as unidades de medida? Considere a seguinte situação: um professor pede a dois estudantes, Rodrigo e Mariana, que cada um meça a largura da sala de aula utilizando o comprimento de seu pé.

Para Rodrigo, a largura da sala é de 20 pés e para Mariana, de 22 pés. Note que as medidas obtidas são diferentes. Por que isso ocorreu?



Nadeki Kim/Shutterstock

O pé faz parte de um antigo conjunto de medidas chamadas imperiais, usadas no Reino Unido. A sua definição era bastante imprecisa.

1. O SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

Fazer observações e realizar medições é fundamental para todas as ciências. As medidas são sempre constituídas de duas partes: um número e uma escala (chamada de unidade). Ambas devem estar presentes para a medida ser significativa.

Neste livro e em nosso dia a dia, utilizamos medidas de massa, volume, temperatura, pressão, densidade, quantidade de substância, entre outras.

Observe a seguir algumas medidas utilizadas em nosso dia a dia.



Nessa fotografia, está indicada a massa, em quilogramas, da mochila do estudante e a altura, em metros, da estudante. O quilograma e o metro são unidades de medida básicas do Sistema Internacional de Unidades (SI), que foi criado em 1960.

Um pouco sobre o Sistema Internacional de Unidades

Breve história

A necessidade de medir é muito antiga e remonta à origem das civilizações. Por longo tempo cada país, cada região, teve seu próprio sistema de medidas. Essas unidades de medidas, entretanto, eram geralmente arbitrárias e imprecisas, como por exemplo, aquelas baseadas no corpo humano: palmo, pé, polegada, braça, côvado.

Isso criava muitos problemas para o comércio, porque as pessoas de uma região não estavam familiarizadas com o sistema de medir das outras regiões, e também porque os padrões adotados eram, muitas vezes, subjetivos. As quantidades eram expressas em unidades de medir pouco confiáveis, diferentes umas das outras e que não tinham correspondência entre si.

A necessidade de converter uma medida em outra era tão importante quanto a necessidade de converter uma moeda em outra. Na verdade, em muitos países, inclusive no Brasil dos tempos do Império, a instituição que cuidava da moeda também cuidava do sistema de medidas.

O Sistema Métrico Decimal

Em 1789, numa tentativa de resolver esse problema, o Governo Republicano Francês pediu à Academia de Ciência da França que criasse um sistema de medidas baseado numa "constante natural", ou seja, não arbitrária. Assim foi criado o

Sistema Métrico Decimal, constituído inicialmente de três unidades básicas: o metro, que deu nome ao sistema, o litro e o quilograma (posteriormente, esse sistema seria substituído pelo Sistema Internacional de Unidades – SI).

[...]

O Sistema Internacional de Unidades – SI

O Sistema Internacional de Unidades – SI foi sancionado em 1960 pela Conferência Geral de Pesos e Medidas e constitui a expressão moderna e atualizada do antigo Sistema Métrico Decimal, ampliado de modo a abranger os diversos tipos de grandezas físicas, compreendendo não somente as medições que ordinariamente interessam ao comércio e à indústria (domínio da metrologia legal), mas estendendo-se completamente a tudo o que diz respeito à ciência da medição.

O Brasil adotou o Sistema Internacional de Unidades – SI em 1962. A Resolução nº 12 de 1988 do Conselho Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial – CONMETRO, ratificou a adoção do SI no País e tornou seu uso obrigatório em todo o território nacional.

Disponível em: <http://www.ipem.sp.gov.br/index.php?option=com_content&view=article&id=346&Itemid=273>. Acesso em: 29 mar. 2016.

Veja a seguir algumas unidades básicas utilizadas no SI.

Grandeza	Unidade do SI	
	Nome	Símbolo
Massa	quilograma	kg
Comprimento	metro	m
Tempo	segundo	s
Quantidade de substância	mol	mol
Volume	metro cúbico	m ³

Vamos estudar algumas dessas grandezas e outras derivadas.

Para ampliar seu conhecimento

História dos pesos e medidas, de Irineu da Silva, 2ª edição, EdUFScar, 2010.

Até que contássemos com um sistema de medidas simples e coerente, muito esforço humano foi necessário. Você pode saber um pouco dessa história lendo esse livro, escrito em linguagem simples e concisa.

2. UNIDADES DE MEDIDA

Massa

A massa de um corpo pode ser medida utilizando-se unidades como o miligrama, o grama, o quilograma e a tonelada.

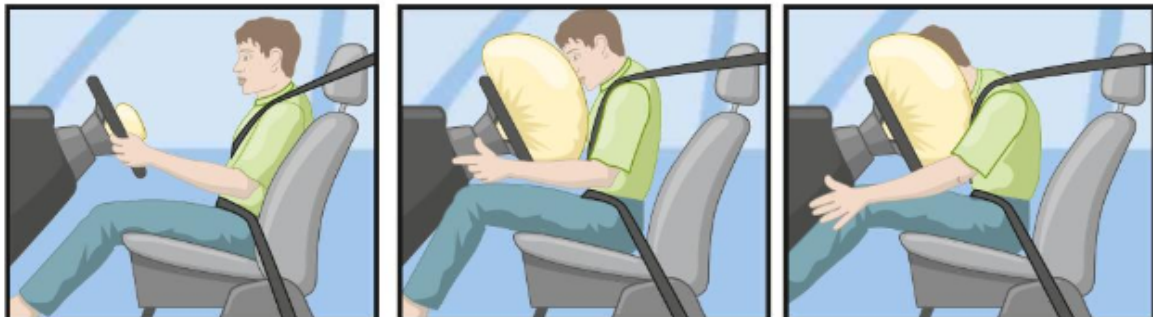
Mas o que é massa? De maneira simplificada, podemos dizer que a massa é a quantidade de matéria que existe em um corpo.

A determinação da massa de um corpo pode ser feita pela comparação de sua massa, inicialmente desconhecida, com outra previamente conhecida, uma massa-padrão. Para essa determinação, podemos usar um instrumento chamado balança.

O conceito de massa está, aqui, simplificado. Em Física, ele é associado ao conceito de inércia: a massa de um corpo está relacionada à medida da sua inércia, isto é, à medida da dificuldade que um corpo tem de variar sua velocidade.

Quanto maior for a massa de um corpo, mais difícil se tornará alterar seu movimento, e maior a inércia. A massa mede a inércia de um corpo.

Quando um automóvel é freado de forma brusca, os ocupantes do veículo tendem a continuar em movimento para a frente, por inércia. Em casos como esse, o *airbag* e o cinto de segurança são dispositivos que podem evitar o choque dos ocupantes contra o painel, o para-brisa ou, no caso dos passageiros que viajam no banco traseiro, contra o banco dianteiro do veículo.



Adilson Siqueira

Massa e peso têm o mesmo significado?

É provável que você já tenha ouvido frases do tipo: "Por favor, pese um quilo de batatas e dois de tomates" ou "Eu vou à farmácia me pesar".

Essas frases estão relacionadas com a quantidade de matéria, ou seja, a massa. Em Ciências, massa e peso têm significados diferentes. A massa está sempre relacionada com a quantidade de matéria que forma o corpo. O peso, que a rigor deveria se chamar força-peso, é resultado da atração entre as massas. Em objetos do dia a dia, a atração entre massas é desprezível, porém se considerarmos uma massa como a do planeta Terra, tudo muda.

Assim, em outras palavras, peso é a força com que a Terra e outros astros atraem tudo o que tem massa. Essa força é chamada de força gravitacional e varia de um astro para outro. Por isso, podemos dizer que o peso depende do local onde é medido. Veja um exemplo: na superfície da Lua, o módulo da aceleração da gravidade é aproximadamente um sexto do módulo da aceleração da gravidade na superfície da Terra. Assim, um corpo de massa qualquer, na superfície lunar, tem peso aproximadamente igual a um sexto do peso que teria se estivesse na superfície terrestre.



Garfield, Jim Davis © 1994 Paws, Inc. All Rights Reserved / Dist. Universal Uctick

No SI, a unidade-padrão de massa é o quilograma (kg). No quadro a seguir, são mostradas outras unidades de massa aceitas pelo SI.

quilograma (kg)	1 000 g ou 10^3 g
grama (g)	1 g ou 10^0 g
miligrama (mg)	0,001 g ou 10^{-3} g
tonelada (t)	1 000 kg ou 10^3 kg

Uma mesma medida pode ser expressa em diferentes unidades, dependendo da necessidade ou conveniência. Vejamos um exemplo:

Se formos orientados por um médico a ingerir um comprimido de 500 mg, de um determinado princípio ativo, estamos ingerindo quantos gramas?

$$\begin{aligned}
 1 \text{ g} &\xrightarrow{\text{equivalente a}} 1000 \text{ mg} \\
 x &\xrightarrow{\quad\quad\quad} 500 \text{ mg} \\
 x &= \frac{1 \text{ g} \cdot 500 \cancel{\text{mg}}}{1000 \cancel{\text{mg}}} \\
 x &= 0,5 \text{ g}
 \end{aligned}$$

Portanto, estamos ingerindo 0,5 g do medicamento.

O princípio ativo é a substância que existe na composição do medicamento, responsável por seu efeito terapêutico.

Volume

A extensão do espaço ocupado por um corpo é denominada volume.

No SI, a unidade-padrão de volume (V) é o metro cúbico (m^3), que corresponde ao espaço ocupado por um cubo de arestas de 1 m.

No entanto, em nosso dia a dia, nas embalagens que costumamos ver nos supermercados, por exemplo, as unidades mais usadas são o mililitro (mL) e o litro (L). Essas serão também as unidades de volume mais usadas em nosso estudo, juntamente com o centímetro cúbico (cm^3) e o decímetro cúbico (dm^3).

Vamos entender a equivalência entre algumas unidades de volume.

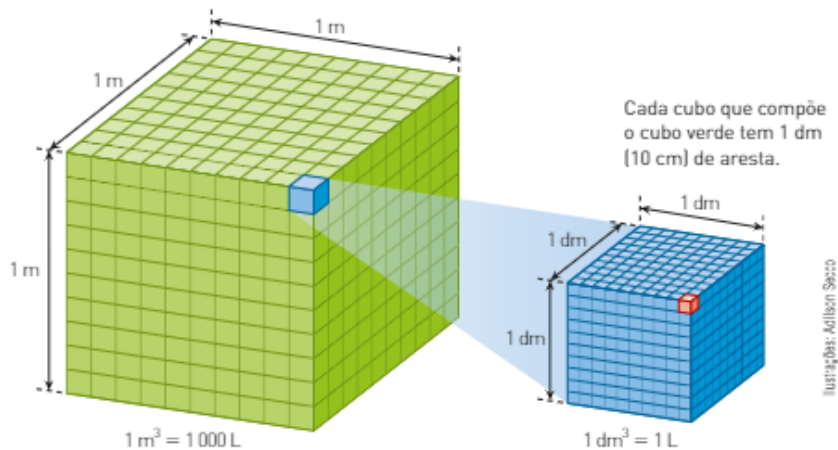
O volume de um corpo, de formato cúbico, pode ser determinado pela multiplicação de seu comprimento por sua altura e por sua largura:

$$V = \text{comprimento} \cdot \text{altura} \cdot \text{largura}$$

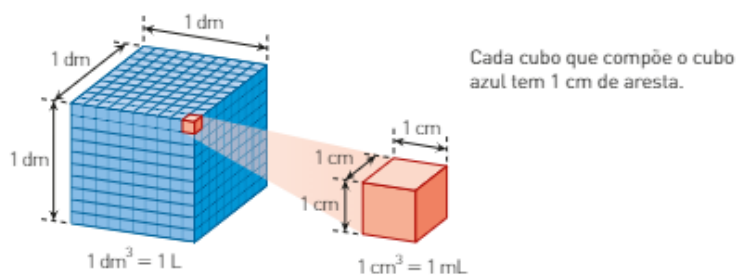
Por exemplo, o volume de um cubo de 1 m de aresta é dado por:

$$V = 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} \cdot 1 \text{ m} = 1 \text{ m}^3$$

Assim, temos:



Imagens fora de escala e sem proporção entre si.



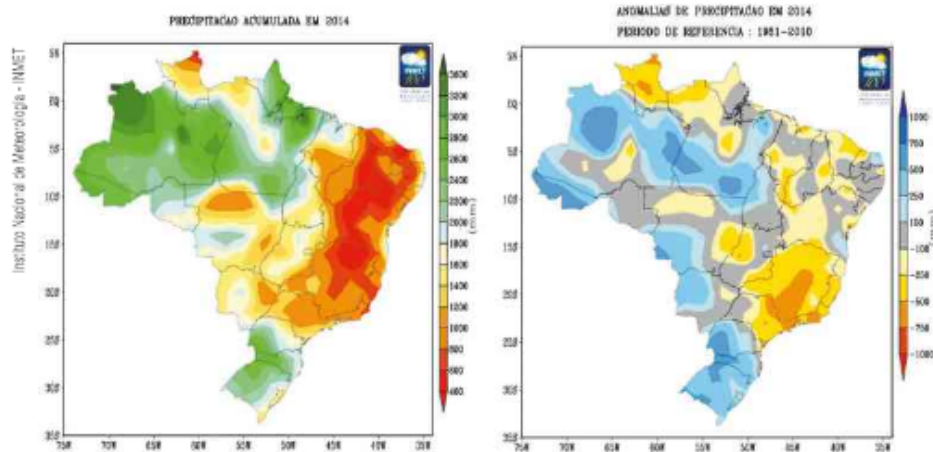
Portanto, temos as seguintes relações entre essas unidades:

1 m^3	1000L
1 L	1 dm^3
1 L	1000 mL
1 L	1000 cm^3

Você já deve ter ouvido em programas de rádio, televisão ou lido em jornais informações sobre o índice pluviométrico, como as das situações descritas a seguir.

Conforme dados do Instituto Nacional de Meteorologia (INMET), o ano de 2014 foi marcado pela escassez de precipitação na região Sudeste, ocasionando riscos potenciais para a agricultura em algumas regiões [...]. Impactos na disponibilidade de água para a agricultura irrigada também são possíveis. A área sinalizada em vermelho apresentou desvios de precipitação com valores abaixo da média maiores que 200 mm no ano. Na área sinalizada em

azul, o destaque é para locais onde os desvios de precipitação chegam a ter registros de 500 a 600 mm anuais abaixo da média.



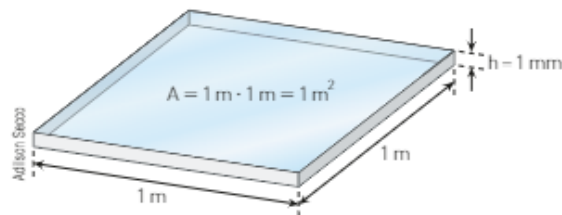
Fonte: EMBRAPA. Análise de disponibilidade hídrica na Safra 2014/2015.

Disponível em: <<https://www.embrapa.br/agua-na-agricultura/observatorio/analise-da-disponibilidade-hidrica-na-safra-2014-2015-inicio-da-safra-ate-12-02-15>>. Acesso em: 24 maio 2016.

Agora, veja como calcular o índice pluviométrico utilizando o que você estudou até aqui sobre as unidades de volume.

O índice pluviométrico é fornecido em milímetros, e expressa a quantidade de chuva em litros por metro quadrado (L/m^2).

Para entendermos melhor, vamos considerar uma caixa aberta cuja base tem área (**A**) de 1 m^2 e que a quantidade de chuva no interior dessa caixa atingiu 1 mm de altura (**h**).



Vamos obter a equivalência entre o metro (m) e o milímetro (mm) do seguinte modo:

$$\begin{array}{l} 1\text{ m} \longrightarrow 1000\text{ mm} \\ x \longrightarrow 1\text{ mm} \end{array} \quad x = \frac{1\text{ m} \cdot 1000\text{ mm}}{1000\text{ mm}}$$

$$x = 10^{-3}\text{ m}$$

Assim, temos que 1 mm equivale a 10^{-3} m .

$$V_{\text{chuva}} = \text{área}_A (\text{m}^2) \cdot \text{altura} (\text{m})$$

$$V_{\text{chuva}} = 1\text{ m}^2 \cdot 10^{-3}\text{ m}$$

$$V_{\text{chuva}} = 10^{-3}\text{ m}^3$$

Transformando o resultado obtido em litros, temos:

$$\begin{array}{l} 1\text{ m}^3 \longrightarrow 1000\text{ L} \\ 10^{-3}\text{ m}^3 \longrightarrow y \end{array} \quad y = \frac{10^{-3}\text{ m}^3 \cdot 1000\text{ L}}{1\text{ m}^3}$$

$$y = 1\text{ L}$$

Logo, verificamos que a altura, em milímetros, de chuva em uma área de 1 m^2 pode ser expressa em L/m^2 .

O profissional que estuda os fatores que influenciam as variações de clima e os índices pluviométricos é o meteorologista.

Mundo do trabalho

Meteorologista

O meteorologista se dedica a compreender a atmosfera da Terra e os fenômenos associados a ela. Para tanto, deve entender os processos físicos e químicos que determinam processos atmosféricos em diferentes escalas de espaço e de tempo, desde turbulências locais até a influência da circulação oceânica.

Especialista em condições climáticas, o meteorologista realiza a análise de dados relativos a ventos, chuvas, temperatura, insolação e umidade do ar para realizar, por meio de gráficos e imagens geradas por satélites e radares, a previsão do tempo e o estudo da evolução do clima em diversas regiões do planeta.

O curso de Meteorologia ou Ciências Atmosféricas apresenta um tempo médio de quatro anos, sendo voltado para o estudo das ciências exatas, como Matemática, Computação, Física e Química.

Esse profissional pode atuar em diversas áreas.

Algumas áreas de atuação são:

- Hidrometeorologia: previne enchentes por meio do estudo das águas dos rios e das chuvas;
- Climatologia: determina as condições do clima e do tempo por meio de imagens de satélites analisadas e da construção de modelos numéricos;
- Meteorologia ambiental: estuda as condições em que os poluentes se dispersam e se concentram por meio de estudos sobre a poluição atmosférica;
- Agrometeorologia: elabora boletins do tempo para produtores rurais com a intenção de estabelecer a melhor época para o plantio e a colheita.

O meteorologista e as mudanças climáticas

O mundo está passando por um processo de mudança climática relacionado à intensificação do efeito estufa e ao aquecimento global. O meteorologista é fundamental para a compreensão e análise dessas mudanças, atuando diretamente na área de climatologia e previsão de eventos e fenômenos ambientais.

No setor rural, por exemplo, em que as atividades de agricultura e pecuária são fortemente influenciadas pelas condições climáticas, a atuação do meteorologista é de fundamental importância.

Fontes de pesquisa: <<http://guiadoestudante.abril.com.br/profissoes/meio-ambiente-ciencias-agrarias/meteorologia-686735.shtml>>; <www.guiadacarreira.com.br/carreira/meteorologia/>; <<http://fisica.ufpr.br/>> e <www.inmet.gov.br/>. Acessos em: 29 mar. 2016.



Capa: Gith B.A.P.S./Simon Fraser/SP/Liafrancesk

Meteorologista.

Temperatura

O grau de agitação das partículas que formam um corpo e a capacidade desse corpo de transmitir ou receber calor estão relacionados com a sua temperatura.

Os valores de temperatura podem ser determinados por um instrumento chamado termômetro. O tipo mais comum de termômetro consiste de um fino tubo de vidro graduado e parcialmente preenchido com mercúrio ou álcool colorido. À medida que a temperatura aumenta, o líquido se expande e se move ao longo do tubo.



diaseig 027/Shutterstock

Termômetro clínico.

Temperatura corpórea

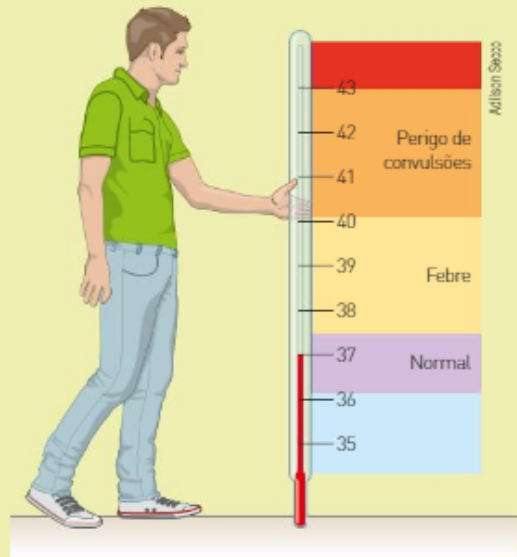
Os sinais vitais do organismo são a pulsação, a respiração e a temperatura corpórea. A temperatura corpórea normal de um indivíduo adulto sadio pode variar de 36,1 °C a 37,5 °C.

Dependendo da região do corpo onde se mede a temperatura, obtêm-se valores diferentes para o mesmo indivíduo, no mesmo instante. A temperatura oral normal é de 37,0 °C, enquanto a temperatura retal normal é de 37,5 °C.

A febre é o aumento da temperatura corpórea que raramente excede a 41 °C nos seres humanos e faz parte do mecanismo de defesa do corpo, pois é normalmente causada por processos inflamatórios, infecciosos e de intoxicação.

O processo febril com temperatura corpórea acima dos 41 °C pode provocar convulsões e, se a temperatura exceder os 43 °C, pode levar o indivíduo à morte, devido à destruição parcial das estruturas das proteínas. Temperaturas abaixo dos 36,1 °C, provocadas pela exposição prolongada a ambientes muito frios, também podem ser letais: o organismo, na tentativa de manter a sua temperatura normal, acelera intensamente o metabolismo, acarretando infartos.

Em medicina, quando um paciente apresenta deficiência respiratória, utiliza-se o processo de hipotermia, que consiste na redução da temperatura corpórea do paciente, controlada por aparelhos. A uma temperatura mais baixa, o metabolismo celular diminui e o paciente é mantido vivo com menor consumo de oxigênio.

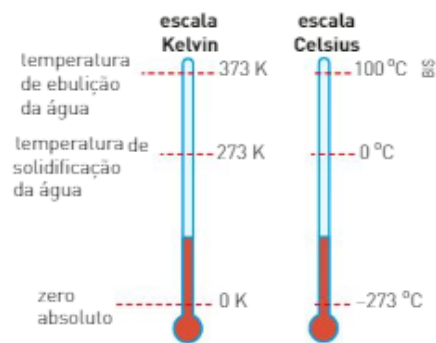


A graduação do tubo indica a variação de temperatura do líquido. Essa graduação é a escala termométrica do instrumento.

A relação entre as temperaturas nas escalas Kelvin (T_K) e Celsius (T_C) é dada por $T_K = T_C + 273$. Por exemplo, a temperatura de 27 °C equivale, na escala Kelvin, a 300 K.

$$T_K = 27 + 273$$

$$T_K = 300 \text{ K}$$

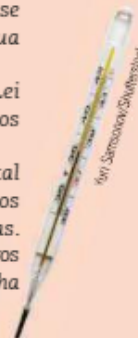


Representação das escalas Kelvin (recomendada pelo SI e conhecida como escala absoluta) e Celsius (de uso mais comum no Brasil). A escala Celsius tem como pontos de referência o de congelamento [solidificação] da água (0 °C) e o de ebulição (100 °C), ambos ao nível do mar.

O mercúrio utilizado em termômetros tradicionais é altamente tóxico se liberado no ambiente, com a quebra do aparelho. Em alguns estados a sua utilização é proibida.

No estado de São Paulo, desde 15 de janeiro de 2014, está em vigor a Lei nº 15.313/2014, que proíbe o uso, o armazenamento e o reparo de instrumentos contendo mercúrio, tais como esfigmomanômetros e termômetros.

Há outras opções no mercado, como o termômetro de álcool colorido, o digital ou os de substâncias menos nocivas, como o gálio e o estanho. Pesquise os prós e os contras de cada opção e compartilhe as informações com os colegas. Verifique se em seu estado existe alguma lei que restringe o uso de termômetros que utilizam mercúrio. Junto com os colegas, vocês podem criar uma campanha educativa para prevenção de acidentes envolvendo o uso do mercúrio.



Densidade

A massa e o volume de uma porção de matéria podem ser medidos. Se nós relacionarmos a massa (m) de um objeto com o seu volume (V), como mostrado a seguir, nas mesmas condições de pressão e temperatura, obteremos uma razão de nome densidade (d).

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa da substância}}{\text{volume da substância}}$$

ou

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

O volume é uma grandeza que varia com a temperatura e a pressão, o que não acontece com a massa. Mas como a densidade depende do volume, logo ela também depende da pressão e da temperatura.

É provável que você já saiba ou já tenha observado que o óleo flutua se adicionado a uma amostra de água e que um cubo de chumbo afunda em uma mesma situação. Por que isso ocorre? Para entendermos, vamos analisar o resultado do experimento apresentado a seguir, em que foram colocados em um mesmo recipiente: água, óleo e um cubo de chumbo. Observe, na ilustração ao lado, a massa e o volume desses materiais.

Conhecendo a massa e o volume de cada componente, nas mesmas condições de pressão e temperatura, podemos calcular suas densidades:

- Óleo:

$$d_{\text{óleo}} = \frac{450 \text{ g}}{500 \text{ cm}^3} = 0,9 \text{ g/cm}^3$$

Assim, 1 cm³ de óleo corresponde a uma massa de 0,9 g.

- Água:

$$d_{\text{água}} = \frac{99 \text{ g}}{99 \text{ cm}^3} = 1,0 \text{ g/cm}^3$$

Logo, 1 cm³ de água corresponde a uma massa de 1,0 g.

- Chumbo:

$$d_{\text{chumbo}} = \frac{11,3 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} = 11,3 \text{ g/cm}^3$$

Portanto, 1 cm³ de chumbo corresponde a uma massa de 11,3 g.

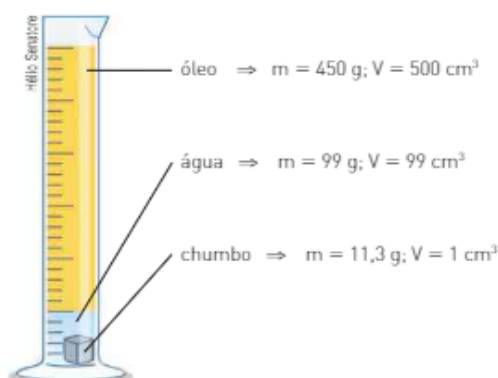
Comparando as densidades, podemos concluir que:

$$d_{\text{óleo}} < d_{\text{água}} < d_{\text{chumbo}}$$

O resultado desse experimento sugere que o material menos denso que a água (o óleo) flutua nela e o material mais denso que a água (o chumbo) afunda. De fato, isso é verdade.

A unidade de medida, no caso da densidade, será sempre a razão entre uma unidade de massa e uma unidade de volume. Exemplos: $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$; $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$; $\frac{\text{g}}{\text{L}}$; $\frac{\text{kg}}{\text{L}}$.

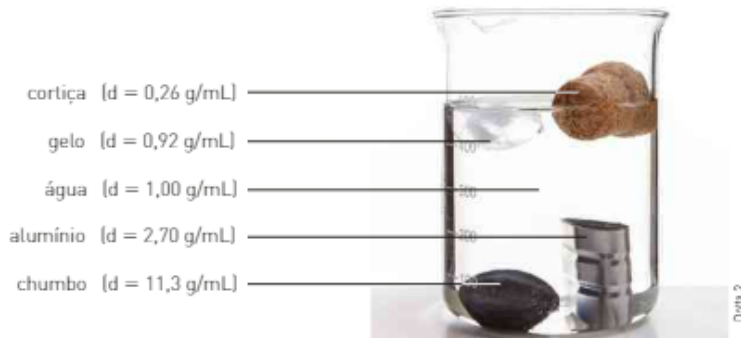
A densidade é específica para cada material. Se os volumes de duas amostras de um mesmo material guardam certa proporção, as respectivas massas guardam a mesma proporção, de tal modo que a densidade do material permanece constante.



Veja na tabela abaixo exemplos usando óleo, água e chumbo:

	Massa (g)	Volume (cm ³)	d (g/cm ³)
Água	99	99	1
	990	990	1
Óleo	450	500	0,9
	900	1000	0,9
Chumbo	11,3	1	11,3
	113	10	11,3

A fotografia a seguir mostra um sistema com diversos componentes e suas respectivas densidades a 4 °C e 1,0 atmosfera.



Icebergs

Nas regiões polares, é comum observar grandes blocos de gelo (água pura em estado sólido), os icebergs, flutuando na água do mar (solução com cerca de 96% de água pura). Isso ocorre porque a densidade do gelo (0,92 g/cm³) é menor do que a densidade da água do mar (1,03 g/cm³).



Iceberg.
Groenlândia, 2010.

Afunda ou flutua?

A flutuabilidade de um corpo em um líquido depende de uma força chamada empuxo. Essa força é direcionada para cima e é diretamente proporcional ao volume do líquido deslocado pelo corpo, ou seja, o volume do corpo que fica submerso. Quanto maior o volume deslocado, maior o empuxo.

Coloque uma esfera feita com massa de modelar em uma pequena bacia contendo água e observe o que acontece. Em seguida, mude o formato da esfera, fazendo um pequeno barco e coloque-o, com cuidado, na bacia contendo água.

Como você pode explicar as suas observações?

Você sabe explicar como um transatlântico, que, entre outros materiais, é feito de aço, uma liga de ferro que apresenta densidade maior do que a da água salgada, pode flutuar nela? Discuta com os colegas.



Porto de Bahamas, 2014.

Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações de(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Construção de um densímetro

O densímetro é um aparelho utilizado para determinar a densidade de líquidos. Ele pode ser usado, por exemplo, em indústrias de bebidas alcoólicas e em postos de combustíveis para determinar a densidade dos combustíveis (etanol ou gasolina), indicando se estão de acordo com os padrões estabelecidos por lei.

Quando o densímetro é colocado em um líquido, ele indica a densidade do líquido pela graduação existente na haste superior do aparelho.

Objetivos: usando materiais comuns de nosso dia a dia, construir um densímetro; fazer a comparação das densidades de diferentes líquidos.

Material necessário

- massa de modelar
- meio canudo de refrigerante
- 4 copos
- 1 copo de água
- 1 copo de água + 2 colheres de sal
- óleo de cozinha
- álcool comum
- canetas hidrocor

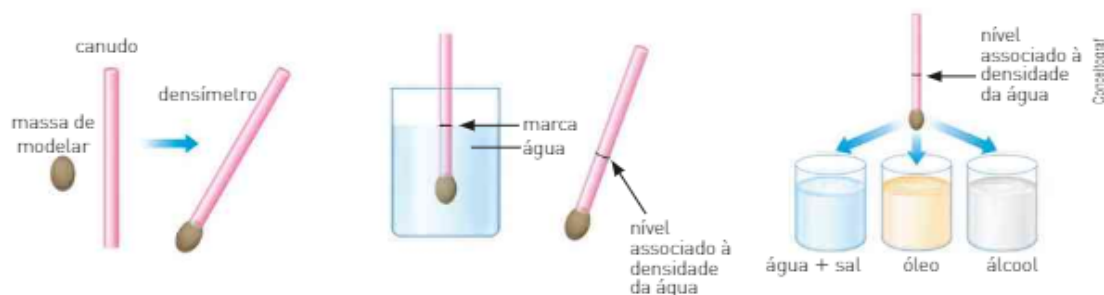
Procedimento

Para construir um densímetro, faça, com a massa de modelar, uma bolinha de aproximadamente 1 cm de diâmetro e fixe-a em uma das extremidades do canudo de refrigerante.

Coloque o densímetro em um copo com água e marque com cuidado o nível que a água atinge no canudo. Com isso, você terá a marca da densidade da água.

A seguir, coloque o densímetro nos outros três copos contendo, respectivamente, água e sal, óleo e álcool comum.

Para cada líquido, faça uma marca, utilizando canetas de cores diferentes.



Em seu caderno, construa um quadro conforme indicado abaixo. Ele deve ser completado à medida que forem realizados os testes.

	Água	Água + sal dissolvido	Óleo de cozinha	Álcool comum
Cor da caneta				
Densidade maior, menor ou igual à da água?				



Exemplo de densímetro utilizado em postos de combustíveis.

Discussão

REGISTRE
NO CADERNO

Sabendo que, quanto menor a densidade do líquido, mais submerso ficará o densímetro, responda às perguntas de 1 a 3.

1. Qual a ordem crescente de densidade dos três líquidos?
2. Qual deles é mais denso do que a água?
3. Se repetirmos os mesmos experimentos utilizando volumes diferentes de líquidos, na mesma temperatura, as densidades também serão diferentes? Por quê?
4. Os frascos A e B são identificados e apresentam massas iguais. Um deles contém álcool comum, e o outro, água com sal dissolvido. Sem abrir os frascos, como você poderia deduzir o conteúdo de cada um deles?



CONEXÃO Saúde

Densidade dos ossos

A saúde e a resistência de nossos ossos estão relacionadas com sua densidade. Ao longo da vida, nossos ossos ganham e perdem minerais, como o cálcio, o magnésio e o fósforo. Na infância, os ossos se formam mais rapidamente do que quebram. À medida que envelhecemos, com a perda de minerais, ocorre uma diminuição de sua massa e de sua densidade. Assim, ossos ficam mais finos e têm menor resistência, o que aumenta os riscos de fraturas.

Alterações hormonais, algumas doenças e medicações também podem contribuir para o aumento da fragilidade dos ossos. A osteoporose, por exemplo, é uma doença em que ocorre uma perda natural de massa óssea; um desgaste mais agressivo do osso.



Osso com osteoporose, mulher de 89 anos.



Detalhe de fêmur em adulto sadio.



Ossos com densidade normal são mais resistentes em comparação com ossos menos densos. Os ossos com osteoporose, que pode ser revelada em um exame chamado densitometria óssea, são mais suscetíveis a fraturas, especialmente à medida que envelhecemos.

Algumas recomendações para melhorar a resistência dos ossos incluem suplementos de cálcio e vitamina D, além de caminhadas e atividades de musculação, sempre sob a orientação de um profissional habilitado, para melhorar a força muscular, o que, por sua vez, aumenta a resistência óssea.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

1. Que tipos de alimento devem fazer parte da nossa alimentação para evitarmos a osteoporose?
2. A osteoporose é mais comum em homens ou mulheres?
3. Converse com seus pais ou responsáveis sobre o tema desse texto. Verifique se conhecem a osteoporose e o exame de densitometria óssea, ressaltando a importância dos cuidados com a saúde.

EXPLORE SEU MUNDO – UMA CARACTERÍSTICA DOS REFRIGERANTES ZERO

Encha um balde com água. Coloque na água uma lata de refrigerante zero (cheia e fechada) e uma de refrigerante normal (cheia e fechada) de uma mesma marca.

- O que você observou?
- Usando a informação presente no rótulo de cada lata, como você pode explicar sua observação?
- Realize a mesma atividade utilizando diferentes marcas de refrigerantes. Depois, compare e registre os resultados obtidos.

INTEGRANDO CONCEITOS

REGISTRE
NO CADERNO 

- Um xampu, qualificado pelo fabricante como “livre de substâncias químicas”, contém os seguintes ingredientes: água, essência de coco, glicerina e ácido cítrico. Esse xampu é realmente livre de substâncias químicas?
- Em 1887, o médico e escritor escocês Arthur Conan Doyle criou a figura literária de Sherlock Holmes, o infalível detetive que apresentava uma enorme habilidade para desvendar crimes aparentemente insolúveis, até mesmo para Scotland Yard (Polícia do Reino Unido). Sherlock Holmes transformou seu nome em sinônimo de detetive.
De acordo com Sherlock Holmes, o caminho da investigação bem-sucedida consiste em seguir um procedimento científico, indagando, observando e realizando testes a partir dos dados obtidos, formulando e testando hipóteses, uma por uma, até que reste somente uma hipótese não refutada: essa deve ser a mais provável.
Sherlock Holmes realmente utilizava um procedimento científico? Justifique.
- Discuta com seus colegas como classificar cada situação como observação ou hipótese:
 - Um paciente tem uma crise alérgica após receber penicilina.
 - Dinossauros entraram em extinção quando um grande meteorito colidiu com a Terra e provocou a formação de uma grande nuvem de poeira, que bloqueou grande parte da luz que incidia sobre a superfície terrestre.
 - Uma prova de 100 m foi completada em 9,8 s.
 - A análise de 10 talheres de cerâmica mostrou que 4 deles continham chumbo acima do valor considerado seguro.
 - Estátuas de mármore são corroídas pela ação de chuvas ácidas.
 - Uma criança com febre alta e coceira pode estar com catapora.
- Discuta com seus colegas como classificar cada frase a seguir em **observação**, **hipótese**, **experimento** ou **conclusão**.
 - Selma acha que é alérgica a camarão.
 - Ontem, meia hora após comer uma salada de camarão, Selma começou a apresentar uma reação alérgica.
 - Hoje, Selma tomou uma sopa que continha camarão; no entanto, não apresentou reação alérgica.
 - Selma percebe que não possui alergia a camarão.
- Leia a situação apresentada abaixo e discuta com seus colegas como classificar cada frase a seguir em **observação**, **hipótese**, **experimento** ou **conclusão**.
Lúcia nota que o corante de uma camiseta perde a intensidade com a lavagem. Ela decide que o corante precisa de algo para ficar mais bem aderido ao tecido.
 - Ela faz uma mancha de corante em quatro camisetas, adicionando a cada uma delas separadamente, água, água salgada, vinagre e fermento químico com água.
 - Depois de uma hora, todas as camisetas são lavadas com água e detergente.
 - Lúcia percebe que o corante perde intensidade nas camisas com água, água salgada e fermento químico, enquanto o corante permanecia intacto na camisa que estava em contato anterior com vinagre.
 - Lúcia conclui que o corante se liga ao vinagre, impedindo, assim, que seja lavado.
- Uma sobremesa contém 137,25 g de sorvete de baunilha, 84 g de calda de chocolate e 43,7 g de nozes.
 - Qual é a massa total, em gramas, da sobremesa?
 - Qual é a massa total, em quilogramas, da sobremesa?



Vetco/Shutterstock

7. Em 2015, no México, o abacate (uma variedade de abacate) costumava ser vendido por, aproximadamente, 50 pesos mexicanos o quilograma. Qual era o preço, em reais, de 0,5 kg de abacate nesse ano?

Dado: 1 real equivale a, aproximadamente, 5 pesos mexicanos.

Fonte: <<http://www.dolarhoje.com.br/cotacao-peso-mexicano>>. Acesso em: 30 mar. 2016.

8. O estado da Paraíba enfrenta uma estiagem que começou em 2011 e ficou mais rigorosa nos anos seguintes. Das 223 cidades do estado, 197 estão em situação de emergência, 23 em colapso. Água, só a que chega de caminhão. Ao todo, 1,4 mil carros-pipas abastecem as regiões castigadas pela seca. A água é paga pelo Governo Federal e a operação é executada pelo Exército.

Fonte: <<http://g1.globo.com/jornal-nacional/noticia/2015/10/seca-aumenta-producao-de-tanques-para-caminhoes-pipa.html>>. Acesso em: 30 mar. 2016.

Estas regiões ficam na dependência de ações públicas que nem sempre funcionam e, mesmo quando funcionam, não geram condições para um desenvolvimento sustentável para a região.

Algumas ações que poderiam ser tomadas para diminuir o impacto da seca são:

- construção de cisternas, açudes e barragens;
- investimentos em infraestrutura na região;
- distribuição de água por meio de caminhões-pipa em épocas de estiagem (situações de emergência).

Um caminhão desse tipo transporta, em média, 15 000 L de água. A quanto equivale esse volume em:

- a) metros cúbicos?
 - b) decímetros cúbicos?
 - c) centímetros cúbicos?
 - d) mililitros?
9. Suponha que seu médico tenha lhe receitado tomar 5 mL de certo xarope 4 vezes ao dia, durante 10 dias, e que o frasco de xarope cheio tenha 0,15 L do medicamento.
- a) Qual volume, em litros, de xarope você deve ingerir diariamente?
 - b) Quantos frascos desse medicamento você deve adquirir para seguir a orientação médica?
 - c) Ocorrerá sobra do medicamento?
 - d) Caso ocorra sobra desse medicamento, o que deve ser feito?



10. Considere a seguinte manchete de um jornal fictício:

A pluviosidade anual em certa cidade varia de 1300 a 2400 mm. Chove mais em áreas montanhosas, como na serra do Mar.

Dados elaborados pelo autor.

Com base no que você estudou até aqui, o que significa o trecho destacado na manchete?

11. Nos Estados Unidos, em geral, a temperatura é medida em uma escala denominada Fahrenheit. Nessa escala, as temperaturas de fusão e ebulição da água são, respectivamente, 32 °F e 212 °F.

A fórmula de conversão de uma temperatura em graus Celsius (T_c) para Fahrenheit (T_f) é:

$$T_f = 32 + \frac{9}{5} T_c$$

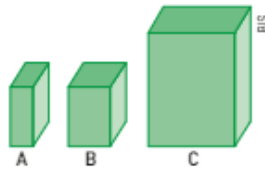
Determine a temperatura do corpo humano (37 °C) na escala Fahrenheit.

12. (UFRN) Considere as seguintes densidades em g/cm³. Ao serem adicionados à água pura, em temperatura ambiente, pedaços de cada um desses materiais, observa-se a flutuação de:

- a) carvão e alumínio.
- b) carvão e pau-brasil.
- c) alumínio e diamante.
- d) pau-brasil e diamante.

Densidade	g/cm ³
d _{alumínio}	2,7
d _{carvão}	0,5
d _{pau-brasil}	0,4
d _{diamante}	3,5
d _{água}	1,0

13. Considere os sólidos **A**, **B** e **C** representados a seguir. Um deles é feito de alumínio, outro, de ouro, e o terceiro, de prata. Se cada sólido tem massa de 10 g, descubra do que cada um deles é feito.
Dados:



$$d_{\text{alumínio}} = 2,70 \text{ g/mL}$$

$$d_{\text{ouro}} = 19 \text{ g/mL}$$

$$d_{\text{prata}} = 10,5 \text{ g/mL}$$

14. (Unicamp-SP) Três frascos de vidro transparentes, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm **cada um** a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. **Sem abrir os frascos**, como você faria para identificar as substâncias?

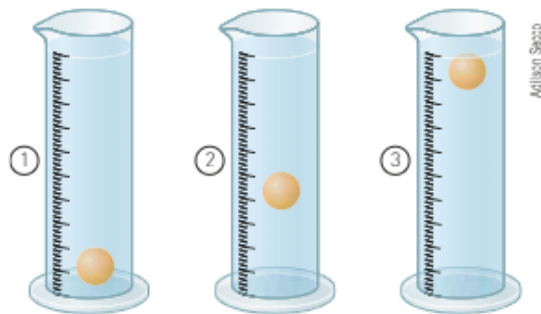
A densidade (d) de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é:

$$d_{\text{água}} = 1,0 \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\text{clorofórmio}} = 1,4 \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3$$

15. A determinação da densidade da urina humana é um dos exames solicitados pelos médicos para avaliar a saúde de um indivíduo. A densidade normal pode variar entre 1,003 g/mL e 1,300 g/mL. A respeito da urina, responda:
- Por que a urina humana apresenta uma densidade maior do que a da água ($d = 1,0 \text{ g/mL}$)?
 - A urina de uma pessoa acometida de uma grave desidratação deve apresentar densidades maiores ou menores do que os valores considerados normais?
 - Qual é a densidade de uma amostra de urina de volume 100 mL e massa de 120 g?
16. (UFPE) Para identificar três líquidos – de densidades 0,8; 1,0 e 1,2 –, o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme as posições das bolas apresentadas no desenho a seguir, podemos afirmar que:



- os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8, 1,0 e 1,2.
- os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 0,8 e 1,0.
- os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 0,8 e 1,2.
- os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 1,0 e 0,8.
- os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 1,2 e 0,8.

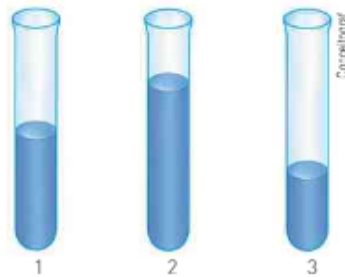
Para responder às questões 17 e 18, leia as explicações a seguir.

Em uma aula prática de Química no Ensino Médio, o professor apresentou aos alunos três copos, cada um contendo um líquido incolor diferente, que foram chamados de **X**, **Y** e **Z**. Depois, fez os seguintes experimentos:

- 1ª) Em cada copo, introduziu duas esferas maciças, **A** e **B**. O resultado obtido está representado nas figuras a seguir.



2ª) Mediu a massa de 10 g de cada líquido e transferiu-os, separadamente, para três tubos de ensaio idênticos, obtendo-se o resultado representado na figura abaixo.



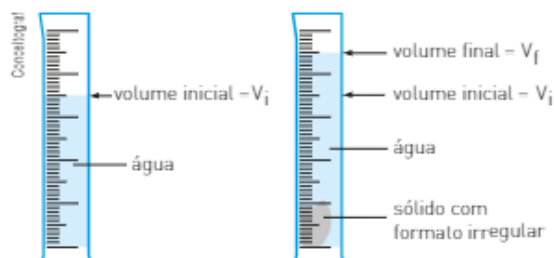
17. Qual é a ordem crescente das densidades (d) dos líquidos X, Y e Z?
18. Qual é o líquido contido em cada tubo?
19. (Enem-MEC) Pelas normas vigentes, o litro do álcool hidratado que abastece os veículos deve ser constituído de 96% de álcool puro e 4% de água (em volume). As densidades desses componentes são dadas na tabela.

Posto	Densidade do combustível (g/L)
I	822
II	820
III	815
IV	808
V	805

Substância	Densidade (g/L)
água	1 000
álcool	800

A partir desses dados, o técnico pôde concluir que estavam com o combustível adequado somente os postos:

- a) I e II. b) I e III. c) II e IV. d) III e V. e) IV e V.
20. Se um sólido apresentar forma de um bloco retangular (cúbico ou não), você pode determinar seu volume medindo suas dimensões e multiplicando-as. Porém, se precisar determinar o volume de um sólido com formato irregular, conhecendo somente a sua massa, sem conhecer a sua densidade, você pode proceder da seguinte forma:
- coloque água em um recipiente graduado, como uma proveta, até um volume determinado;
 - mergulhe o sólido de formato irregular no recipiente contendo água e verifique o novo volume de água;
 - a diferença entre o volume final e o volume inicial é o volume desse sólido. A partir desse procedimento, podemos determinar a densidade do sólido utilizando a expressão $d = \frac{m}{V}$.
- Com base nessas informações, resolva:
- Um garimpeiro encontrou uma pepita de formato irregular de um material que ele julgou ser ouro. Para verificar se era ouro mesmo, executou os seguintes procedimentos:
- determinou a massa da pepita, que era de 28,5 g;
 - colocou-a em um cilindro graduado contendo inicialmente 100 mL de água e verificou que o volume final era de 103 mL;
 - consultou uma tabela e verificou que a densidade do ouro é 19 g/mL.



Qual foi a conclusão do garimpeiro? Justifique sua resposta.

A partir de 2009, por resolução da Agência Nacional do Petróleo, Gás Natural e Biocombustíveis (ANP), tornou-se obrigatório o uso do nome "etanol", em vez de "álcool", nas bombas, painéis e peças visuais referentes a esse combustível. As nomenclaturas "álcool etílico hidratado combustível" ou "etanol hidratado combustível", porém continuam a ser usadas na documentação fiscal.

Esse procedimento é apropriado para sólidos mais densos que o líquido.

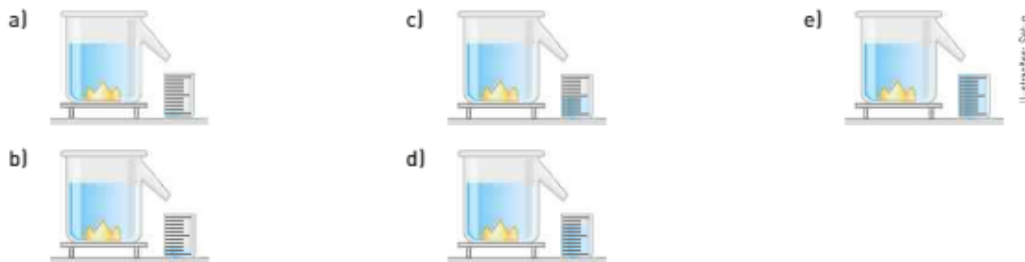
21. [ETEC-SP] Uma história muito conhecida relata a genial solução dada por Arquimedes ao problema da coroa do rei Hieron. O rei queria uma coroa de ouro e entregou certa massa desse metal a um ourives, para que este confeccionasse o objeto. Quando o ourives entregou a encomenda, com massa igual à do ouro que Hieron havia fornecido, levantou-se a suspeita de que certa porção de ouro teria sido substituída por prata, e Arquimedes foi encarregado pelo rei de investigar a veracidade dos fatos.

Para resolver esse problema, Arquimedes pegou um vasilhame com água e mergulhou nele um pedaço de ouro, de mesma massa dada ao ourives, registrando o quanto da água transbordara. Depois, fez o mesmo com um pedaço de prata, efetuando o registro e comparando-o com o anterior.

Esses experimentos de Arquimedes podem ser representados pelos esquemas a seguir:



Diante dos resultados, Arquimedes chegou à conclusão de que a coroa foi confeccionada com uma liga de ouro e prata, pois, ao mergulhá-la no pote de referência, observou o resultado como o indicado na alternativa:



22. [UERJ] O tempo de oscilação de um pêndulo não depende do peso do corpo suspenso na extremidade do fio. Com base neste conhecimento, Galileu, antes mesmo de realizar seu famoso experimento da torre de Pisa, afirmou que uma pedra leve e outra pesada, quando abandonadas livremente de uma mesma altura, deveriam levar o mesmo tempo para chegar ao solo. Tal afirmação é um exemplo de:

- a) lei. c) modelo.
b) teoria. d) hipótese.

23. [UERJ] Até o século XVII, o papel dos espermatozoides na fertilização do óvulo não era reconhecido. O cientista italiano Lazzaro Spallanzani, em 1785, questionou se seria o próprio sêmen, ou simplesmente o vapor dele derivado, a causa do desenvolvimento do óvulo. Do relatório que escreveu a partir de seus estudos sobre a fertilização, foi retirado o seguinte trecho:

(...) para decidir a questão, é importante empregar um meio conveniente que permita separar o vapor da parte figurada do sêmen e fazê-lo de tal modo, que os embriões sejam mais ou menos envolvidos pelo vapor.

Dentre as etapas que constituem o método científico, esse trecho do relatório é um exemplo de:

- a) análise de dados. c) coleta de material.
b) elaboração de hipótese. d) planejamento do experimento.

24. [Fuvest-SP] O tema "Teoria da Evolução" tem provocado debates em certos locais dos Estados Unidos da América, com algumas entidades contestando seu ensino nas escolas. Nos últimos tempos, a polêmica está centrada no termo teoria, que, no entanto, tem significado bem definido para os cientistas. Sob o ponto de vista da ciência, teoria é:

- a) sinônimo de lei científica, que descreve regularidade de fenômenos naturais, mas não permite fazer previsões sobre eles.
b) sinônimo de hipótese, ou seja, uma suposição ainda sem comprovação experimental.
c) uma ideia sem base em observação e experimentação, que usa o senso comum para explicar fatos do cotidiano.
d) uma ideia apoiada pelo conhecimento científico, que tenta explicar fenômenos naturais relacionados, permitindo fazer previsões sobre eles.
e) uma ideia apoiada pelo conhecimento científico, que, de tão comprovada pelos cientistas, já é considerada uma verdade incontestável.

Unidade 2

Composição da matéria



De VisuS - iStock

A imensidão, as cores e a luz e a incontável variedade de materiais nos estados físicos característicos compõem a beleza da paisagem retratada nesta imagem.

Ao observarmos a paisagem retratada na fotografia acima, podemos destacar os principais componentes que a formam: o avião, a água do mar e, ainda, o ar (não visível). O que eles têm em comum? Existem diferenças entre eles? Você sabe caracterizar as substâncias puras e as misturas?

Quais são as modalidades de energia presentes na cena da fotografia?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- a matéria e sua composição;
- substâncias e misturas;
- transformações físicas e químicas;
- energia e as mudanças de estado físico da matéria;
- separação de misturas;
- as primeiras ideias sobre a composição da matéria;
- as leis ponderais;
- a teoria atômica de Dalton;
- alotropia;
- equações químicas e balanceamento.

Capítulo 4

Composição dos materiais

A matéria está presente em tudo que nos cerca: nas sacolas que usamos para transportar compras, na escova de dentes, no creme dental, no sabonete, no gás oxigênio que inalamos e no gás carbônico que expiramos. E está presente em nós mesmos, pois nosso corpo é formado de matéria.

Toda a matéria existente na natureza é constituída de partículas denominadas átomos. Os átomos, por serem muito pequenos, não são visíveis a olho nu nem com o auxílio de microscópios comuns, mas sua existência é evidenciada por experimentos.


Para simplificar nosso estudo, utilizaremos um modelo no qual os átomos são representados por esferas com tamanhos e cores diferentes. Veja alguns exemplos:


Modelo de um átomo do elemento hidrogênio, cujo símbolo é H: 

Modelo de um átomo do elemento oxigênio, cujo símbolo é O: 

Os átomos podem se unir originando **moléculas**, e cada tipo de molécula caracteriza uma substância. As moléculas podem ser representadas por uma **fórmula**, que é um modo de indicar a quantidade de átomos que constituem a molécula.

Por exemplo, a molécula da substância água é formada por dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio.

2 átomos de hidrogênio: 

1 átomo de oxigênio: 

Representação de modelos atômicos e moleculares fora de escala e em cores fantasia.

A molécula de água pode ser representada por: 

E é representada pela seguinte fórmula: H_2O

Todas as coisas são feitas de átomos ou moléculas

Físico ganhador do Prêmio Nobel de Física e professor do Instituto de Tecnologia na Califórnia (EUA), Richard Feynman, em uma palestra para estudantes de Física do primeiro ano, disse que o conceito mais importante de todo o conhecimento humano é que todas as coisas são feitas de átomos. Essa ideia simples – que todas as coisas são feitas de átomos e moléculas – explica muito sobre o nosso mundo e nossa experiência em contato com as coisas do mundo. Há uma conexão direta entre o mundo dos átomos e das moléculas e o mundo que eu e você experimentamos todos os dias. Os químicos exploram essa conexão e procuram compreendê-la. Uma boa e simples definição de Química é que ela é uma ciência que procura compreender como a matéria se comporta ao estudar como os átomos e moléculas se comportam.

Fonte: TRO, N. J. *Introductory Chemistry Essentials*. 5th. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2011. Texto traduzido pelo autor.



Richard Feynman (1918-1988).

Os modelos podem ser utilizados para facilitar a compreensão de algo que é muito difícil de ser visto, por exemplo, átomos que são muito pequenos. Os modelos complementam os trabalhos experimentais. É muito importante ressaltar que nenhum modelo é definitivo. À medida que a ciência evolui, podem ser realizados novos experimentos e serem criados novos modelos. Neste livro, vamos conhecer diferentes modelos atômicos.

Segurança na escola

Cuide de sua integridade física

Ao longo do ano você fará diversos experimentos de Química, em sala de aula, no laboratório da escola ou mesmo em casa. Cada um de nós é responsável pela própria integridade física e pela integridade física dos colegas.



Brian X/Gary Images

Leia com atenção item por item.

- Siga sempre as orientações do(a) professor(a).
- Conheça a localização dos equipamentos de segurança e informe-se sobre seu uso correto.
- Use sempre os equipamentos indicados para cada procedimento: luvas, avental, óculos de segurança.
- Se tiver cabelos longos, mantenha-os presos durante os experimentos.
- Brincos, anéis, pulseiras etc. devem ser tirados. Você pode se ferir ou ferir um colega com eles e ter suas luvas perfuradas.
- Não coma nem beba durante as atividades experimentais.
- Nunca teste um produto químico diretamente pelo olfato ou pela gustação.
- Lave bem as mãos antes e depois dos procedimentos experimentais.
- Mantenha silêncio durante as explicações do(a) professor(a) e durante os experimentos.
- Sobre a bancada devem estar apenas os materiais necessários para o procedimento.
- Siga as orientações do(a) professor(a) sobre o correto manuseio do equipamento, limpeza, armazenagem e descarte de reagentes.
- Ao término da atividade, o laboratório deve ser deixado limpo, com chão seco e aparelhos elétricos desconectados da rede elétrica.

Sugestão: colem essas orientações em lugar visível para sempre se lembrar delas.

1. MATÉRIA

Matéria é qualquer coisa que tenha massa e ocupe espaço. Este livro, sua caneta, a cadeira na qual você se senta, o seu corpo, o ar que nos cerca e que respiramos – tudo isso é composto de matéria. Os diferentes tipos de matéria são classificados de acordo com a sua composição.

O Universo é composto de matéria. Quando uma porção do Universo é submetida à observação, ela constituirá um **sistema**. Um sistema pode ser classificado quanto ao seu aspecto em **homogêneo** ou **heterogêneo**.

Um sistema homogêneo é um sistema constituído de uma única fase (monofásico), ou seja, tem um aspecto uniforme, contínuo por toda a sua extensão. Um sistema homogêneo pode ser formado por uma ou mais substâncias.

Observe as fotografias a seguir e leia as respectivas legendas. Você sabe dizer qual sistema é formado por uma ou mais substâncias?



Copo com água de torneira.



Soro fisiológico.



Frasco com álcool hidratado.

Um sistema heterogêneo é um sistema constituído de mais de uma fase, ou seja, apresenta um aspecto descontínuo. Esse tipo de sistema pode ser formado por uma única substância em diferentes estados físicos ou por mais de uma substância.



O copo com água e gelo é um sistema heterogêneo, formado por uma única substância: água.



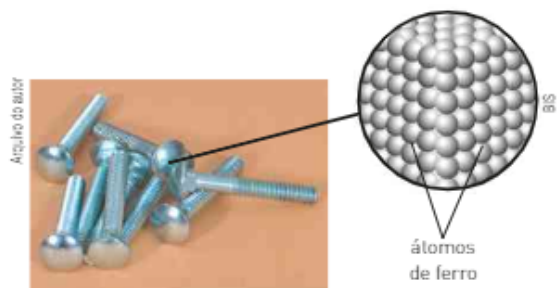
O copo com água e óleo é um sistema heterogêneo, formado por mais de uma substância.

Os diferentes sistemas são constituídos de vários tipos de matéria e estas podem ser classificadas de acordo com a sua composição.

Substância

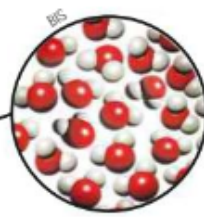
Uma substância é considerada pura quando apresenta uma composição fixa e definida. Existem dois tipos de substâncias puras: substância pura **simples** e substância pura **composta**.

As **substâncias simples** são constituídas por um só tipo de átomo; exemplos: ouro, prata, alumínio, gás oxigênio.



À direita, representação de um modelo de átomos de ferro (fora de escala e em cores fantasia).

Já uma **substância composta** é constituída por dois ou mais tipos de átomos quimicamente combinados em uma determinada proporção.

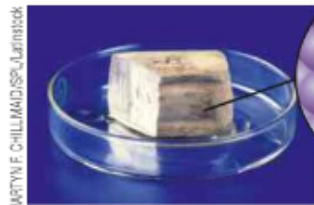
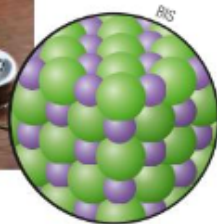


Como já vimos antes, as moléculas de água são constituídas de 2 átomos do elemento hidrogênio e 1 átomo do elemento oxigênio. (A representação do modelo de moléculas de água está fora de escala e em cores fantasia).

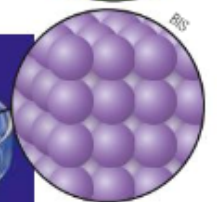
Uma substância composta pode sofrer decomposição, por processos químicos, originando substâncias simples. As substâncias simples não podem ser decompostas.



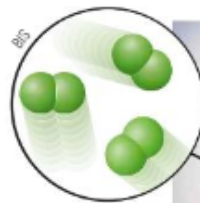
Sal de cozinha



Sódio metálico



+



Gás cloro

[Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia].

Mistura

Em uma mistura, temos duas ou mais substâncias fisicamente misturadas, mas não quimicamente combinadas, isto é, em uma mistura não são originadas novas substâncias.

A maioria dos materiais que nos cercam são misturas. O ar que respiramos é uma mistura formada, basicamente, por gás nitrogênio e gás oxigênio. O aço utilizado nas construções é uma mistura de ferro, carbono, níquel e cromo. O chá adoçado é uma mistura constituída, principalmente, de água e açúcar (com algumas outras substâncias misturadas).

Nós podemos fazer chá ligeiramente doce (com uma pequena proporção de açúcar na água), muito doce (com uma grande proporção de açúcar na água) ou com uma doçura intermediária. As misturas têm uma composição que pode variar de acordo com a proporção das substâncias presentes nelas.

Existem dois tipos de mistura: **homogêneas** e **heterogêneas**.

As **misturas homogêneas** apresentam um aspecto uniforme e as mesmas características em qualquer ponto de sua extensão. Por ter esse aspecto uniforme, mesmo quando observada com o auxílio de um microscópio comum, dizemos que essa mistura apresenta uma única fase, isto é, ela é **monofásica**.

As misturas homogêneas são chamadas **soluções**. Água mineral, vinagre, ar, álcool hidratado, soro caseiro, soro fisiológico e algumas ligas metálicas são exemplos de misturas homogêneas. Em uma solução, a substância que se dissolve é denominada **soluto** e a substância que o dissolve é o **solvente**.



Mistura (homogênea) de água e groselha.

Uma mistura que pode salvar vidas

Um exemplo de mistura homogênea e que representa um papel fundamental para a preservação do organismo é o soro caseiro, que contribui para a reposição de água e sais minerais perdidos em uma situação de desidratação.

Veja a seguir como preparar o soro caseiro.

Composição

- Sal de cozinha (cloreto de sódio)
- Água
- Açúcar

Preparo

- Antes de iniciar o preparo do soro caseiro, lave as mãos.
- Coloque em um copo grande 200 mL de água limpa (filtrada e fervida).
- Com uma colher-medida, coloque no copo uma medida pequena e rasa de sal e duas medidas grandes e rasas de açúcar.
- Mexa bem até dissolver todo o sal e o açúcar.

Em geral, a grande responsável pela desidratação do organismo é a diarreia, que pode estar acompanhada de vômitos. Com isso, o organismo perde grandes quantidades de água e sais minerais.

Algumas causas que podem levar à diarreia:

- microrganismos presentes na água, em mamadeiras, em mãos sujas etc.;
- verminoses;
- alimentos estragados.



Fernando Ferezzato/Corbis Imagem

A colher-medida é distribuída gratuitamente nos postos de saúde. É importante utilizar as quantidades corretas de sal e açúcar na preparação do soro caseiro, para que a ingestão em demasia de sal ou de açúcar não prejudique a saúde. Em caso de dúvida, procure auxílio em um posto de saúde.

Fonte: <<http://www.pastoraldacrianca.org.br/pt/o-bebe-de-6-a-8-meses?showall=&start=5>>. Acesso em: 31 mar. 2016.

Soluções

Quando se ouve a palavra solução, é comum pensarmos em **solução aquosa**, isto é, uma solução em que existem um ou mais solutos dissolvidos em água.

Na verdade, soluções são misturas de duas ou mais substâncias que apresentam aspecto visual uniforme e apresentam propriedades físicas constantes e definidas por toda a sua extensão. Existem soluções nos três estados físicos: sólido, líquido e gasoso.

Soluções sólidas

Nessas soluções, elaboradas em condições apropriadas, todos os componentes se encontram no estado sólido. As soluções sólidas são chamadas de ligas.



O bronze, muito usado na produção de medalhas, sinos e monumentos como este na Praia de Iracema (Fortaleza - CE), é uma mistura de cobre e estanho.

Soluções líquidas

Nessas soluções, pelo menos um dos componentes deve estar no estado líquido.

A gasolina comercializada no Brasil também é uma solução formada por gasolina e álcool etílico (etanol).



O álcool comercializado em farmácias, supermercados e postos de combustíveis é uma solução formada por álcool etílico (etanol) e água. Bomba de etanol em São Paulo (SP), 2013.

Soluções gasosas

Nessas soluções, todos os componentes devem estar no estado gasoso.



O ar atmosférico apresenta como principais componentes os gases nitrogênio, oxigênio, argônio e gás carbônico.

CONEXÃO Alimentação

Soluções e o dia a dia

Pelos exemplos, você pode perceber a importância das soluções no nosso dia a dia. Mas não é só isso. Elas são importantes para a vida.

Nos seres vivos há muitas soluções, como os líquidos que existem dentro e fora das células, o plasma sanguíneo e a urina.

A existência da vida está relacionada diretamente à existência de soluções. Em algumas delas, podemos encontrar vitaminas, substâncias necessárias para a manutenção da saúde e para o crescimento.

As vitaminas são classificadas em:

- Hidrossolúveis, ou seja, vitaminas que se dissolvem na água.
- Lipossolúveis, ou seja, vitaminas que se dissolvem em óleos ou gorduras.

O organismo humano não consegue produzir todas as vitaminas de que necessita, por isso elas devem ser ingeridas pela alimentação. Um exemplo de vitamina hidrossolúvel é a vitamina C, presente em diversas frutas, especialmente nas cítricas.

No nosso organismo, as vitaminas hidrossolúveis estão dissolvidas no sangue, e seu excesso é eliminado principalmente pela urina.

Já um exemplo de vitamina lipossolúvel é a vitamina A, presente no leite e em seus derivados. No nosso organismo, as vitaminas lipossolúveis podem ser armazenadas no fígado e no tecido adiposo.



helo/Sutterstock



Facio Colombini

No Brasil, a laranja e a acerola são os exemplos mais comuns de fontes de vitamina C. Para uma mesma massa das duas frutas, a acerola contém 20 vezes a quantidade de vitamina C da laranja.

Refleta

1. Qual é o menor número de componentes presentes em uma solução?
2. Cite três soluções, uma sólida, uma líquida e uma gasosa, que encontramos em casa.
3. Qual é a função das vitaminas no nosso organismo?
4. Por que as vitaminas hidrossolúveis encontram-se dissolvidas, por exemplo, no plasma sanguíneo e as lipossolúveis são armazenadas no tecido adiposo?

REGISTRE
NO CADERNO



Hust Photo/Shutterstock

O leite e seus derivados são uma excelente fonte de vitamina A.

Mistura heterogênea

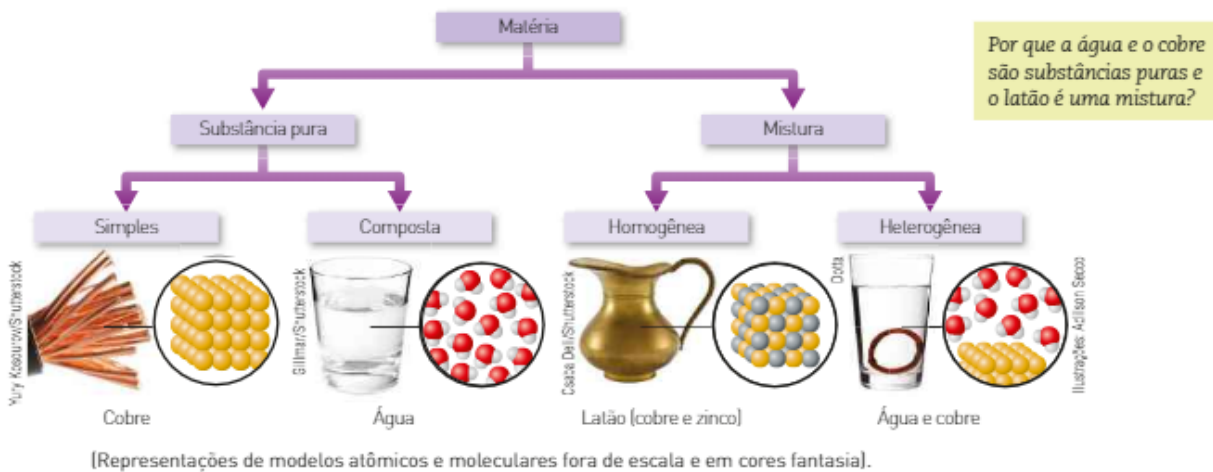
As misturas heterogêneas apresentam mais de um aspecto, isto é, apresentam propriedades físicas distintas em sua extensão. Por não apresentar um aspecto uniforme, teremos nesse tipo de mistura mais de uma fase. A fase é cada uma das porções que, em uma mistura, apresenta aspecto visual uniforme quando visto pelo microscópio óptico comum, podendo ser contínuo ou não.

A água e o óleo são um exemplo de mistura heterogênea.



Chella D White/Photo Researchers/Alamy Images

Reunindo em um esquema os conceitos estudados, teremos:



ATIVIDADES



1. Considere as informações:

- I. Um anel pode ser feito utilizando **ouro 18 quilates** (liga metálica formada por 75% de ouro e 25% de cobre e/ou prata).
- II. O **suco de laranja** é rico em vitamina C.
- III. O metal **cobre** apresenta cor avermelhada, sendo o metal mais utilizado em instalações elétricas.
- IV. O **suor** é um dos fatores responsáveis pela manutenção da temperatura corpórea.
- V. A água que chega à nossa casa foi tratada e se tornou **água potável**.

Cada um dos materiais destacados nas informações é uma substância pura ou mistura?

Justifique cada uma das respostas que você deu como "mistura", explicando o que você sabe sobre seus componentes.

Considere as ilustrações para responder às questões de 2 a 9.



2. Quais das ilustrações representam substâncias puras?
3. Quais são misturas?
4. Quais são sistemas homogêneos?
5. Quais são sistemas heterogêneos?
6. Em qual frasco temos uma mistura heterogênea?
7. Em qual frasco temos uma mistura homogênea?
8. Quais sistemas são monofásicos?
9. Quais sistemas são bifásicos?

EXPLORE SEU MUNDO – SISTEMA HOMOGÊNEO OU HETEROGÊNEO?

Pegue uma garrafa de água mineral com gás e leia o seu rótulo.

- Você pode concluir que se trata de uma substância pura ou de uma mistura? O sistema é homogêneo ou heterogêneo?
- Abra a garrafa, observe a água e responda: o sistema é homogêneo ou heterogêneo? O número de componentes se alterou?
- Como você pode explicar as suas observações?

2. SEPARANDO MISTURAS

O que há de comum no que estas pessoas estão fazendo?



Paula Fildes/Pixar Images



Peter Arment/Imagine Source/Getty Images



Claudio Caputo/Estocareto



ANDREA LAMBERT PHOTOGRAPHY/ISTOCK

Métodos de separação

Existem muitos outros processos físicos utilizados para **separar os componentes de uma mistura heterogênea**. Alguns são utilizados nas atividades diárias de muitas pessoas. Vejamos alguns deles.

Levigação

No garimpo, em um dos processos realiza-se a levigação, no qual o garimpeiro usa uma bateia para separar o ouro da areia. A levigação é usada para separar sólidos de densidades diferentes, geralmente com o auxílio da água corrente. A areia, por ser menos densa que o ouro, é arrastada pela água corrente; o ouro, por ser mais denso, permanece no fundo da bateia.

O garimpeiro apanha uma porção de água, terra e cascalho com a bateia. Ele balança e descarta parte do conteúdo. Como o ouro é mais denso do que a terra e o cascalho, ele fica no fundo da bateia, enquanto o que é menos denso é eliminado.



Kersti Lindstrom/ISTOCK

Tamisação

Os pedreiros usam esta técnica para separar a areia mais fina de pedrinhas conhecida como tamisação, que é a separação de sólidos com diferentes tamanhos.

Em instituições financeiras como bancos, por exemplo, há máquinas que separam as moedas de acordo com seu tamanho. A tamisação é executada por um aparelho.



Anouk Garcia/Tyca

Separação de sólidos de diferentes tamanhos, também chamada de peneiração.



Creativ Studio Hellemann/Worap-051/Orny Images

As moedas, por apresentarem tamanhos diferentes, podem ser separadas por uma máquina.

Catação

Esse é um processo vital para o meio ambiente e a preservação dos recursos naturais: a separação de materiais de valor comercial, encontrados no lixo, para reciclagem. É o caso das latas de alumínio e outros metais, dos plásticos, como o PET, de vidros e de papéis. A seleção inicial desses materiais, em casa, na escola, em estabelecimentos os mais diversos, é feita manualmente; cada tipo de material é depositado nos recipientes apropriados.

Depois, em locais próprios para o processamento do lixo, a separação continua.



Zanone Fressato/Contrast

Discuta com seus colegas

Observe a fotografia acima e compare-a com a fotografia da página 41.

Descreva as principais diferenças e indique as medidas que deveriam ser tomadas para proteger as pessoas que desempenham essa função.

A questão do lixo

No mundo todo, por parte de muitas pessoas e de alguns governos, existe uma grande preocupação com o problema do lixo e em reciclar materiais que têm valor econômico, reduzindo assim a exploração de recursos naturais. Para tanto, foi instituído um conjunto de procedimentos conhecidos por "Política dos 3 Rs". A aplicação dessa política envolve:

Redução do lixo produzido

Diminuir o consumo de produtos e embalagens que não sejam necessários.

Reutilização

Usar mais de uma vez os produtos que consumimos (ou parte deles). Para isso, é recomendável, por exemplo, reutilizar embalagens plásticas e de vidro (desde que não haja orientação no rótulo para não se fazer isso) para guardar produtos e objetos, a fim de evitar a compra de novos recipientes que depois acabam se transformando em lixo.

Reciclagem

A reciclagem permite a transformação de materiais como papel, vidro, metais e plástico em novos objetos. Esse procedimento deve ser estimulado, pois, além de diminuir o acúmulo de lixo e ajudar na preservação dos recursos naturais, é extremamente vantajoso em termos econômicos. Em vários casos, é mais barato reciclar do que produzir usando matérias-primas novas. Apesar de suas vantagens, o processo de reciclagem é limitado por dois fatores: a separação dos materiais e a forma de coleta do lixo. Para facilitar a reciclagem, os materiais recicláveis devem ser separados em coletores diferentes, e deve-se evitar que eles fiquem sujos ou contaminados.



Marcos André/Digão Brasil Imagens

Na coleta seletiva do lixo, cada um dos recipientes destina-se a um tipo de material.

Atração magnética

Na coleta seletiva do lixo, os metais, como peças de ferro, são separadas por um processo denominado atração magnética.

O ímã atrai alguns metais, como ferro, níquel e cobalto, presentes na composição de moedas e de outros produtos. As latas feitas de alumínio não são atraídas, devendo ser separadas de forma diferente.



Um dos profissionais responsáveis pela destinação do lixo urbano é o empreendedor de reciclagem.

Mundo do trabalho

Empreendedor de reciclagem

O profissional de reciclagem trabalha reaproveitando os detritos recicláveis, visando sempre a preservação ambiental e a diminuição da poluição e do lixo acumulado nas grandes cidades.

Para ser um profissional da reciclagem é necessário ter conhecimentos profundos desse processo, das características dos materiais e da classificação entre os recicláveis e os não recicláveis. Além disso, é importante ter disposição, capacidade de organização, agilidade, responsabilidade, gosto pela natureza e vontade de promover a preservação ambiental.

[...]

Não há formação mínima para se tornar um profissional da reciclagem. Existem vários cursos, treinamentos e workshops que ensinam técnicas e métodos de reciclagem, muito importantes para os trabalhadores que querem evoluir no setor, pois essas especializações permitem que os profissionais montem suas cooperativas, trabalhem em grupos, ou até para empresas de reciclagem.

[...]

As principais atividades são os materiais que podem ser reutilizados (alguns tipos de papel, jornais, revistas, garrafas PET, garrafas de vidro, embalagens de plástico, vários tipos de metais, como ferro, aço e chumbo, pneus, tintas, óleos, tecidos, parafusos etc.); armazenar o material reciclável da melhor maneira possível; separar os materiais por categorias, seja por tipo de material ou por técnicas a serem utilizadas; participar de todo o processo de reciclagem; aplicar técnicas específicas para cada tipo de material; distribuir o material já reciclado.

[...]

Por dia, o Brasil descarta 170 000 toneladas de lixo; portanto, o mercado para o trabalhador da área de materiais recicláveis é bem amplo; o que falta são incentivos governamentais para essa atividade, além de investimentos maciços nesse setor. O Brasil desperdiça R\$ 4,6 bilhões a cada ano, pois não recicla tudo o que deveria. O trabalho desses profissionais é de suma importância na sociedade, pois, por exemplo, nas grandes cidades, 39% do lixo produzido é composto por papel e papelão, que são recicláveis. [...]

Fonte: <<http://www.brasilprofissoes.com.br/profissao/profissional-de-reciclagem/>>. Acesso em: 1º abr. 2016.



Empresa de reciclagem de alumínio. Pindamonhangaba (SP), 2015.

Existem outros processos físicos que podem ser utilizados para separar os componentes que formam as misturas heterogêneas. Vamos estudar alguns deles.

Filtração

A mistura de espaguete e água é separada usando um escurridor, onde o espaguete fica retido e a água passa; esse é um método físico de separação e é denominado filtração.

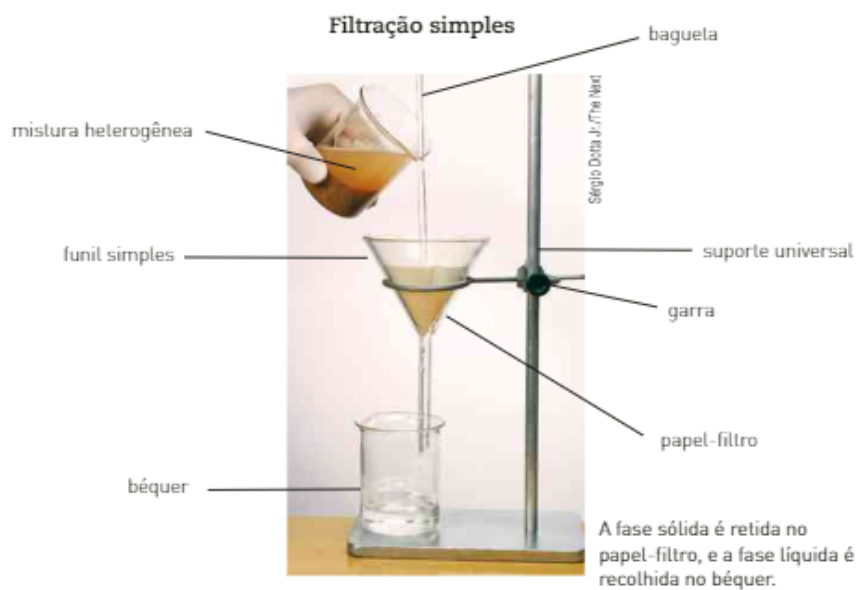
A filtração é utilizada para separar componentes de uma mistura heterogênea, formada por sólidos não dissolvidos em um líquido ou uma solução.

Em uma filtração, o sólido não dissolvido fica retido no filtro, sendo denominado resíduo, e o líquido e tudo que estiver nele dissolvido passa pelo filtro, denominado filtrado.

No nosso dia a dia, realizamos vários processos de filtração. O mais comum é a preparação do café.

Ao prepararmos café, adicionamos água quente para fazer a extração de substâncias solúveis presentes no pó de café. Ao efetuarmos a filtração, a borra fica retida no filtro, passando apenas a água e as substâncias nela dissolvidas.

Em laboratórios existem aparelhos utilizados para executar uma filtração.



Outro tipo de filtração utilizada em laboratórios é a filtração a vácuo.



Na filtração do macarrão cozido, interessa-nos o resíduo...



... enquanto na filtração do café, interessa-nos o filtrado.

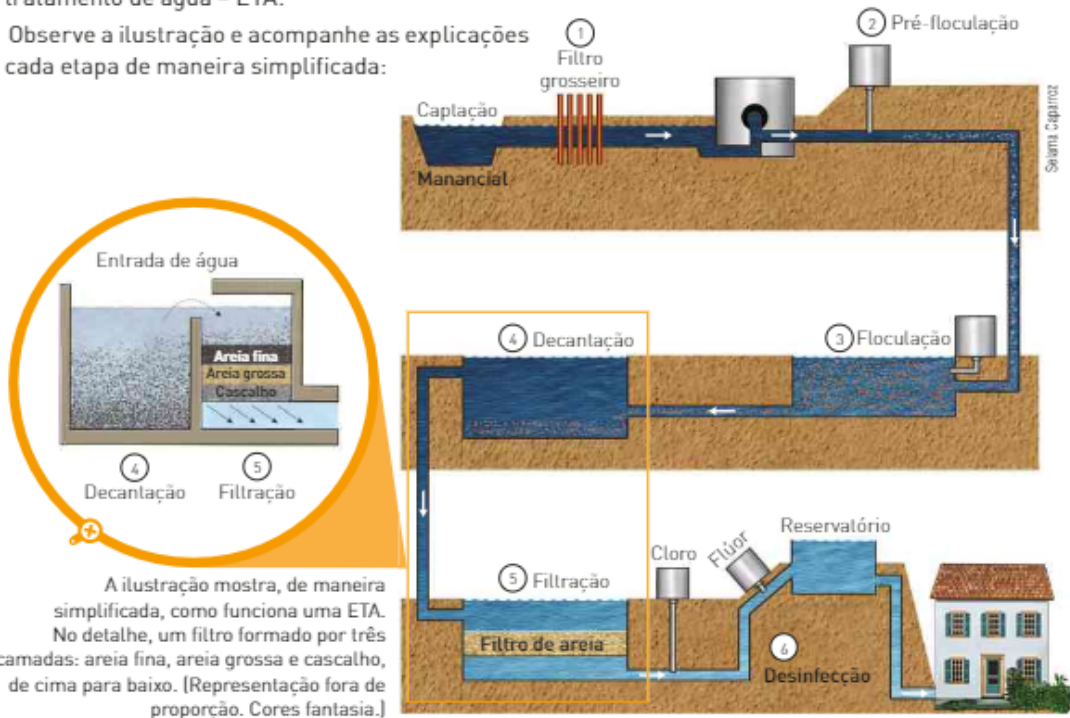
Se prepararmos um cafezinho utilizando um filtro doméstico e um cafezinho utilizando um filtro de laboratório, o sabor será o mesmo?

Tratamento e uso correto da água

A água coletada contém resíduos de substâncias presentes no ambiente, como microrganismos e sais minerais. Basicamente, o tratamento da água, antes de destiná-la ao consumo, consiste na remoção dessas impurezas, que podem ser prejudiciais ao ser humano.

A água que vai ser tratada é geralmente captada de represas e rios (mananciais), chegando à estação de tratamento de água – ETA.

Observe a ilustração e acompanhe as explicações de cada etapa de maneira simplificada:



A ilustração mostra, de maneira simplificada, como funciona uma ETA. No detalhe, um filtro formado por três camadas: areia fina, areia grossa e cascalho, de cima para baixo. [Representação fora de proporção. Cores fantasia.]

1. Antes de chegar à estação de tratamento, a água passa por grades metálicas (filtro grossoiro), que retêm materiais sólidos de grande tamanho.
2. Na fase chamada **pré-floculação**, a água recebe a adição de cal e sulfato de alumínio, que se combinam formando flocos (partículas de aspecto gelatinoso).
3. Essa mistura passa para o tanque de **floculação**, onde é agitada; com isso, as partículas sólidas de sujeira em suspensão aderem aos flocos.
4. Os flocos com a sujeira aderida, junto com a água, são encaminhados para o tanque de **decantação**. Eles se depositam lentamente no fundo.
5. Após a decantação, a água escoar pela parte superior do tanque e passa para outro tanque, onde irá ocorrer a **filtração**.
6. Ao final do processo, são adicionadas substâncias contendo hipoclorito ou gás cloro, desinfetantes que têm a capacidade de matar os microrganismos que ainda estiverem na água. Em algumas estações de tratamento de água, ainda são adicionados compostos de flúor para ajudar a reduzir ou evitar a formação de cáries nos dentes. A água tratada é encaminhada para os reservatórios de água da cidade, por encanamentos apropriados. Desses reservatórios, geralmente localizados nas regiões mais altas da cidade, a água é distribuída para as residências.

A captação, o tratamento e a distribuição da água têm um custo. Esse é um dos motivos pelos quais pagamos pela água que recebemos.

Durante muito tempo as pessoas acreditaram que a água fosse um recurso natural infinito. No entanto, o crescimento da população e das atividades econômicas, tanto industriais como agrícolas, tem sido responsável pelo aumento do consumo de água e pela maior produção de esgoto, poluindo cada vez mais rios e mares.

Segundo a Organização das Nações Unidas para a Educação, Ciência e Cultura (Unesco), desde 1950, a quantidade de água retirada de rios, aquíferos e outras fontes aumentou nove vezes, enquanto a população cresceu três vezes. O consumo de água por pessoa dobrou nesse período.

O Brasil, a exemplo de diversos outros países, começa a perceber que é essencial administrar melhor os recursos hídricos. Assim, será possível aumentar o número de pessoas com acesso à água potável, aumentar a produtividade agrícola, reduzir a degradação do solo e a poluição da água.

Você e sua família, em casa, podem contribuir para diminuir o consumo de água, adotando atitudes que evitem o desperdício, como:

- Pressionar a válvula da descarga do vaso sanitário somente o tempo necessário (3 segundos é o suficiente). Uma válvula comum consome cerca de 20 litros em cada descarga.
- Não jogar lixo no vaso sanitário; isso economiza água e evita entupimentos.
- Fechar a torneira enquanto estiver escovando os dentes.
- Reduzir o tempo de banho (5 minutos são suficientes) e deixar o chuveiro fechado enquanto se ensaboa.
- Utilizar um recipiente (bacia ou balde) para lavar as frutas e verduras, mantendo a torneira fechada.
- Utilizar balde e escovão para limpar a casa, o quintal e outras áreas. Não usar a água da mangueira como vassoura.
- Ficar atento para a existência de vazamentos nos encanamentos da casa.
- Usar um balde com água para lavar o carro. Não usar mangueira na lavagem de veículos.
- Ligar a máquina de lavar só com a capacidade completa. Evitar usar a máquina com pequena quantidade de roupa.
- Não lavar roupa com água corrente. Utilizar o tanque e, quando necessário, renovar a água.
- Reservar uma pequena quantidade de água para ensaboar pratos, copos e panelas na pia da cozinha. Abrir a torneira apenas para enxaguar.

Essas atitudes e muitas outras, que você pode descobrir, contribuem para diminuir o desperdício de água.

Como eu posso saber se estou gastando mais água do que o necessário?

[...]

A quantidade mínima de água necessária para a vida de um ser humano varia de acordo com seu padrão de vida, o local em que mora, e seus hábitos. O consumo médio por indivíduo deveria ser de cerca de 300 L por dia, levando-se em conta que ele vive em uma sociedade desenvolvida. Porém, para levar uma vida saudável, segundo a Organização Mundial da Saúde, o consumo mínimo de água potável diário seria de 50 L. No Brasil, é adotado como consumo de água necessário para uma vida confortável numa residência, de 150 a 200 litros por pessoa por dia.

Para saber se você e os membros de sua casa são consumidores moderados de água, faça o desafio [...]. Se o resultado em sua casa for menor que 150 L por pessoa [por dia], significa que vocês praticam a economia de água. Se o resultado for entre 150 e 300 L, é sinal de que vocês estão no limite do bom senso. Mas se passar de 300 L, significa que vocês devem refletir sobre a utilização da água na sua casa, ou mesmo averiguar se este elevado consumo não ocorre por causa de vazamentos.

Disponível em: <<http://www.usp.br/qambiental/tratamentoAgua.html>>. Acesso em: 1º abr. 2016.

Refleta



De acordo com a Organização das Nações Unidas para a Alimentação e Agricultura (FAO), o consumo médio de água *per capita* no Brasil em 2015 era de 185 L/(dia×habitante). Segundo a mesma fonte, o consumo médio recomendado é de 100 L/(dia × habitante), suficiente para atender as necessidades básicas e evitar desperdícios. Como é o consumo diário *per capita* de água na sua casa, comparado ao consumo médio brasileiro? Encontre maneiras de determinar esse valor.

CONEXÃO Meio Ambiente

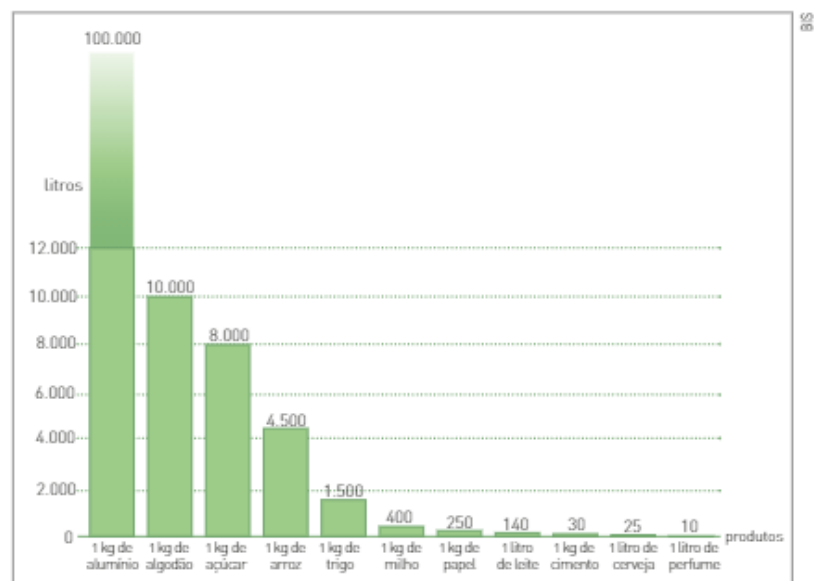
“Água virtual”

A água doce usada pelos seres vivos, inclusive por nós, seres humanos, localiza-se principalmente em rios, lagos e abaixo da superfície do solo (água subterrânea). Segundo dados aproximados do Programa das Nações Unidas para o Desenvolvimento (PNUD), apenas 8% dessa água são usados nas residências (uso público); 12% são utilizados pelas indústrias e 80% irrigam plantações.

Assim, além da água que usamos diretamente em nossas residências, também a consumimos, de maneira indireta, quando compramos algum produto que a utilize em seu preparo.

O gráfico ao lado mostra a quantidade de água utilizada para a obtenção de alguns produtos. Essa é a chamada “água virtual”, pois foi consumida, mas não se encontra no produto. Note que as quantidades necessárias de água para a produção de certos produtos são extremamente altas.

Água necessária para a obtenção ou fabricação de diferentes produtos



Fonte: Cité des Sciences et de l'Industrie. Universidade de Genebra, Suíça.

Todo esse consumo na agricultura, indústrias e residências faz com que ela se torne um bem muito valioso, e também cada vez mais escasso. Se considerarmos que a população mundial em 2030 possa ser maior do que 8 bilhões de habitantes, não é difícil imaginar que a escassez de água se torne cada vez maior, a não ser que mudemos nossos hábitos de vida.

O que podemos fazer? Podemos economizar, evitar desperdícios, mudar nossos hábitos de consumo de água em casa, reduzir o consumo de produtos que requerem muita água na sua produção e também exercer nossa cidadania, cobrando de nossos governantes a manutenção dos equipamentos urbanos (como os encanamentos subterrâneos) e a implantação de medidas que contribuam para a preservação do meio ambiente.

Refleta

Qual deve ser a quantidade de água (“água virtual”) necessária para a fabricação dos produtos que compõem a cesta básica nacional?

Reproduza a tabela em seu caderno e calcule a quantidade de água preenchendo cada item de acordo com o exemplo.

Cesta básica: é o nome dado a um conjunto de produtos alimentícios, estipulados por lei, normalmente consumidos por uma família durante um mês. Serve apenas como referência, já que a quantidade e o tipo dos produtos são adaptados à realidade de cada estado.

REGISTRE
NO CADERNO

Alimentos	Cesta Básica Nacional	Água necessária para produzir 1 kg ou 1 L do produto (L) – “água virtual”*	Volume de água necessário (L)
Carne (gado)	6,0 kg	15 500	93 000
Leite	15,0 L	1 000	
Feijão	4,5 kg	5 850	
Arroz	3,0 kg	3 400	
Farinha	1,5 kg	1 300	
Batata	6,0 kg	300	
Legumes (tomate)	9,0 kg	950	
Pão francês	6,0 kg	3 000	
Café em pó	0,6 kg	12 000	
Frutas (banana)	11 kg (90 unid.)	500	
Açúcar	3,0 kg	1 800	
Banha/óleo de soja	1,5 kg	5 400	
Manteiga	0,9 kg	18 000	
TOTAL			

* valores aproximados

Fonte: DIEESE – provisões mínimas nacionais estipuladas pelo Decreto Lei nº 399 de 1938.
 <<http://www.dieese.org.br/metodologia/metodologiaCestaBasica.pdf>> e
 <http://www.meioambiente.pr.gov.br/arquivos/File/coea/pncpr/PEGADA_AGUA.pdf>. Acessos em: 1º abr. 2016.

Decantação

Suponha que você está em um laboratório e foi encarregado de separar uma mistura de água e óleo. Consultando o técnico do laboratório, ele orientou você a utilizar um aparelho conhecido por funil de bromo, funil de decantação ou separação; esse instrumento é destinado a separar líquidos imiscíveis, que consiste em separar uma mistura líquida heterogênea por simples ação da gravidade.



Sérgio Dutra Jr./The Next

A imagem mostra um funil de bromo preso a um suporte universal, que é um dispositivo no qual são acoplados aparelhos com ajuda de garras.

Dissolução fracionada

Esse processo é utilizado para separar, por exemplo, uma mistura de sal de cozinha e areia.

Como o próprio nome do processo sugere, ocorrerá a dissolução de um dos componentes.

Sabemos que o sal de cozinha é solúvel na água (solvente); assim, se adicionarmos água ao sistema, o sal irá se dissolver e a areia permanecerá no fundo do béquer, que poderá ser separada por filtração.



Sérgio Dutra Jr./The Next

Sal e areia misturados.



Sérgio Dutra Jr./The Next

Adição de água.



Sérgio Dutra Jr./The Next

Sal dissolvido em água com areia no fundo do béquer.

Solubilidade

A solubilidade é uma propriedade importante da matéria. Um mesmo solvente dissolve substâncias de maneiras diferentes. Enquanto a água dissolve com facilidade o sal de cozinha, ela não dissolve a areia.

A solubilidade das substâncias é expressa em gramas por 100 mL ou 100 g de solvente, e depende da pressão e da temperatura. Observamos que adoçar um cafezinho quente é muito mais fácil do que quando ele estiver frio.

A maior quantidade de uma substância (soluto) que se dissolve em uma quantidade determinada de outra substância (solvente), em determinadas condições de pressão e temperatura, é denominada coeficiente de solubilidade.

Vamos ver alguns exemplos de coeficiente de solubilidade.

A tabela a seguir apresenta a solubilidade de algumas substâncias em 100 gramas de água a 20 °C.

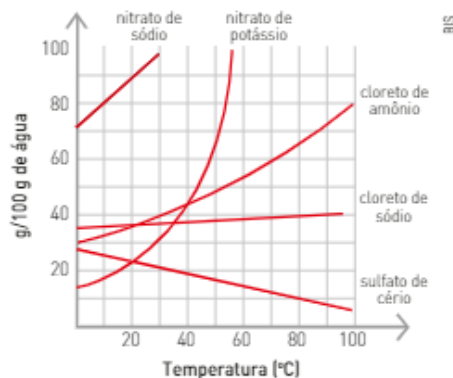
Substância	Solubilidade, aproximada, em (g) por 100 g de água (20 °C)
Cloreto de ferro II	64,0
Cloreto de sódio (componente do sal de cozinha)	36,0
Sulfato de cálcio (componente do gesso)	0,2
Cloreto de prata	0,0014

Analisando as substâncias da tabela, podemos concluir que o cloreto de ferro II é o mais solúvel das quatro, porque 64 g de cloreto de ferro II se dissolvem em 100 g de água a 20 °C, sendo esse o seu coeficiente de solubilidade nessa temperatura. Já o cloreto de prata é o menos solúvel das quatro, praticamente insolúvel, pois apenas 0,0014 g de cloreto de prata se dissolvem em 100 g de água a 20 °C.

Para essas quantidades de soluto em 100 g de água, dizemos que a solução está **saturada**; em outras temperaturas, esses valores serão diferentes.

Se forem adicionadas quantidades superiores ao coeficiente de solubilidade, a solução estará saturada e ocorrerá a formação do denominado corpo de chão ou corpo de fundo, constituído do soluto não dissolvido nas mesmas condições de pressão e temperatura.

O gráfico a seguir nos mostra a variação da solubilidade em função da temperatura. Esse gráfico nos mostra a quantidade máxima que podemos dissolver, de diferentes solutos, em uma quantidade determinada de água, em diferentes temperaturas.



- Qual substância tem a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?
- Qual substância tem a sua solubilidade praticamente inalterada com a variação da temperatura?
- A 10 °C, qual é a substância mais solúvel?

Em nosso cotidiano, encontramos soluções de gases dissolvidos em líquidos, como água mineral com gás, refrigerantes e bebidas gaseificadas em geral.

A solubilidade de gases em líquidos depende de alguns fatores, como: a pressão exercida sobre o gás e a temperatura do líquido. A seguir vamos estudar esses fatores.



Todos os seres vivos nesse aquário dependem do gás oxigênio dissolvido na água para viver.

Influência da pressão

O efeito da pressão na solubilidade de gases, conhecido como Lei de Henry, foi estudado pelo químico britânico William Henry (1775-1836).

De acordo com a **Lei de Henry**, a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido.



À medida que aumentamos a pressão sobre o gás, um número maior de moléculas desse gás se dissolve no líquido.

Influência da temperatura

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à sua temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás.

Isso pode ser percebido quando colocamos em dois copos bebidas gaseificadas que estão a temperaturas diferentes, como mostrado na fotografia abaixo.



Quanto maior a temperatura da bebida, menor a solubilidade do gás. Por isso, forma-se grande quantidade de bolhas no copo à direita, cuja bebida foi mantida à temperatura ambiente.

CONEXÃO Meio ambiente

Solubilidade do gás oxigênio na água

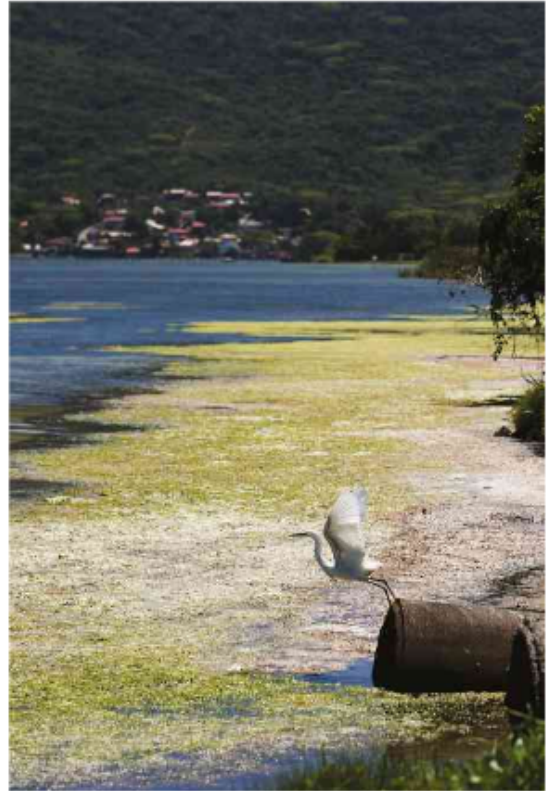
Os peixes absorvem o gás oxigênio dissolvido na água. Em um aquário, podemos manter a quantidade de oxigênio adequada à sua sobrevivência borbulhando ar e controlando a temperatura do sistema.

Na natureza, a quantidade adequada de gás oxigênio é assegurada pelo próprio ambiente. No entanto, o descaso e o não tratamento das águas utilizadas, tanto nas indústrias como em nossas casas, são responsáveis pela introdução de grandes quantidades de resíduos em rios e lagos.

O excesso de nutrientes (principalmente compostos químicos ricos em fósforo e nitrogênio) resultante do acúmulo desses resíduos pode favorecer a proliferação de microrganismos conhecidos como cianobactérias, levando a um fenômeno chamado "eutrofização". Nesse processo, ocorrem alterações na qualidade da água, com sinais evidentes como odor forte e escurecimento. O consumo de oxigênio aumenta devido à superpopulação. Com a morte e a decomposição desses microrganismos, ocorre produção de toxinas e gases tóxicos, como amônia e gás sulfídrico, levando à mortandade dos peixes.

Uma das maneiras de abrandar esse processo consiste em manter a água desses rios e lagos sob constante e intensa agitação. Dessa maneira, obtém-se maior contato da água com o ar e, conseqüentemente, maior oxigenação dessa água, favorecendo a respiração de peixes e outros seres vivos.

Fontes de pesquisa: Departamento de Ecologia do Instituto Biológico-USP (<http://ecologia.ib.usp.br/>); Departamento de Engenharia Sanitária e Ambiental-UFMG (<http://www.desa.ufmg.br/>). Acessos em: 15 mar. 2013.



Marcelo Antiso/Contraste

Eutrofização decorrente de lançamento de esgotos clandestinos na lagoa da Conceição, em Florianópolis (SC), 2012.

Refleta

Existem algumas espécies de peixes que só vivem em águas frias. Será que isso está relacionado à quantidade de oxigênio dissolvido na água?



Vejamos agora alguns processos físicos utilizados para **separar os componentes de uma mistura homogênea**.

Evaporação

Por esse processo, a mistura é deixada em repouso ou é aquecida até que o líquido (componente mais volátil) evapore.

Esse processo apresenta um inconveniente: a perda do componente líquido.

CONEXÃO Segurança do trabalho

Salinas

As salinas estão próximas do mar, em regiões planas, com muitos ventos, pouca chuva e temperaturas elevadas. Nas salinas, a água do mar fica retida em tanques rasos, o que favorece a evaporação da água. Quando isso acontece, resta o sal, que é arrumado em forma de montes e posteriormente retirado.

O trabalho nas salinas, sem equipamentos de proteção individual (EPI), como óculos, chapéus e sapatos, pode causar um grande número de doenças, como problemas nos olhos devido à intensa luminosidade, queimaduras e tumores nos pés e nas mãos, entre outros.

As salinas de maior produtividade no Brasil estão localizadas no Rio Grande do Norte. Outras regiões produtoras de sal são Rio de Janeiro, Sergipe e Bahia.



Lucas Wiskner/Pulver Imagens

Trabalhador, retirando sal após a evaporação da água de salina em Araruama (RJ), 2013.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

Quais são os equipamentos de proteção individual que os trabalhadores das salinas devem utilizar? Que problemas a não utilização desses equipamentos pode provocar nos trabalhadores?

Destilação simples

Em um laboratório, podemos realizar um processo denominado destilação simples, utilizado para separar sólidos dissolvidos em líquidos.

Nessa destilação simples, a solução aquosa azul é de sulfato de cobre, e o filtrado que é recolhido no erlenmeyer, à direita, é de água.

Na destilação simples de sólidos dissolvidos em líquidos, a mistura é aquecida. Os vapores produzidos no balão de destilação passam pelo condensador, no qual são resfriados pela passagem de água corrente no tubo externo, condensam-se e são recolhidos no erlenmeyer. A parte sólida da mistura, por não ser volátil, não evapora e permanece no balão de destilação.



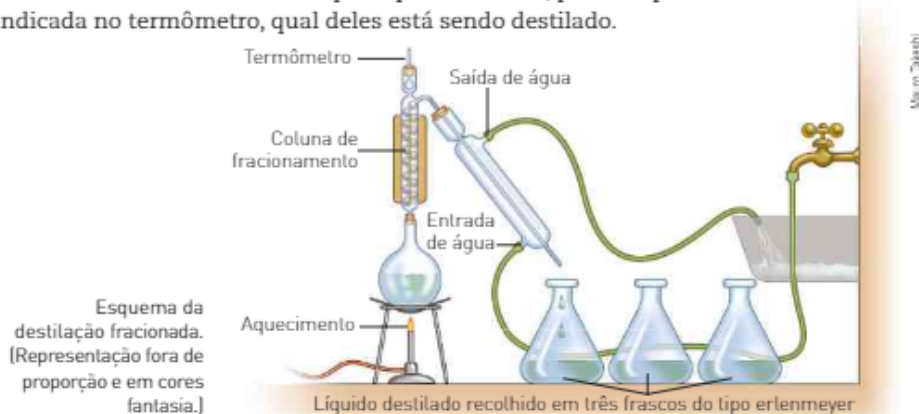
Fundamental Photographs

Destilação fracionada

Existe outro processo para separar líquidos miscíveis entre si cujas temperaturas de ebulição (TE) não sejam muito próximas; esse processo é conhecido por destilação fracionada e é utilizado sobretudo em indústrias e laboratórios.

Durante o aquecimento da mistura, é separado, inicialmente, o líquido de menor TE; depois, o líquido com TE intermediária, e assim sucessivamente, até o líquido de maior TE. À aparelhagem da destilação simples é acoplada uma coluna de fracionamento.

Conhecendo a TE de cada líquido pode-se saber, pela temperatura indicada no termômetro, qual deles está sendo destilado.



A destilação fracionada é muito utilizada em indústrias petroquímicas, na separação dos diferentes derivados do petróleo, um processo presente no dia a dia do engenheiro de petróleo.

Mundo do trabalho

Engenheiro de petróleo

O engenheiro de petróleo possui um amplo e específico conhecimento em processos que envolvem a obtenção de petróleo e gás. Entre suas atividades principais está a descoberta e exploração de jazidas de petróleo e gás natural.

O curso de Engenharia de Petróleo trata de questões ligadas às atividades de exploração, produção, elevação e escoamento de petróleo e gás; dura cerca de cinco anos e envolve disciplinas básicas como Matemática, Física, Química e Informática. Dentre as disciplinas específicas, destacam-se Geologia, perfuração de poços, produção de petróleo, entre outras. O curso também envolve grandes subáreas, como Engenharia de reservatórios, Engenharia de poço, Engenharia do gás natural, e processo de produção, elevação e escoamento.

O engenheiro petrolífero pode atuar em diversos ramos como, por exemplo, indústria de petróleo e gás, fazendo perfurações exploratórias, produção de hidrocarbonetos em plataformas fixas ou flutuantes, estudos e simulações de reservatórios, elaboração de técnicas de recuperação de petróleo, desenvolvimento de campos inteligentes, a fim de que se possa controlar o processo de produção de hidrocarbonetos a distância e, logicamente, estudos de novas tecnologias aplicadas à área.

O que os profissionais do ramo destacam nessa carreira é que o trabalho jamais cai na rotina, pois lidam diariamente com fatores naturais, enfrentando assim sempre problemas imprevisíveis.

Fontes das informações: DAHER, Valquíria. *Guia Magazine de Profissões*. Rio de Janeiro: Ediouro, O Globo, 2007. p. 62-3. <<http://www.guiadacarreira.com.br/profissao/engenharia-de-petroleo/>> e <<http://guiadoestudante.abril.com.br/blogs/pordentrodasprofissoes/category/engenharia-de-petroleo>>. Acessos em: 4 abr. 2016.



Engenheiros de petróleo trabalhando em refinaria.

O petróleo é uma das principais fontes não renováveis de energia utilizadas pelo ser humano, juntamente com o gás natural, a hulha e o xisto betuminoso, das quais são extraídas substâncias denominadas hidrocarbonetos, que são usadas como combustíveis e como matéria-prima para a produção de plásticos, borrachas sintéticas, fibras, fertilizantes e muitos outros produtos.

Vamos estudar como o petróleo se formou, como se faz sua extração e como são utilizados alguns de seus derivados.

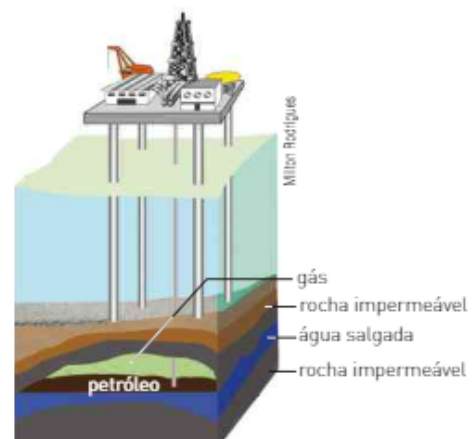
A formação das bacias petrolíferas

O petróleo é um líquido viscoso, com densidade menor do que a da água, geralmente de coloração escura, construído quase que exclusivamente por hidrocarbonetos.

De acordo com uma das teorias mais aceitas atualmente, o petróleo formou-se na Terra há milhões de anos a partir da decomposição de pequenos animais marinhos, do plâncton e da vegetação típica de regiões alagadiças que, depois de mortos, se misturavam à terra lamacenta dessas regiões formando camadas de material orgânico. Ao longo de milhões de anos, essas camadas foram sendo comprimidas pelas rochas que se depositaram acima delas, e o material orgânico foi lentamente decomposto, transformando-se, finalmente, em petróleo e gás de petróleo, que se formam juntos.

As rochas constituídas dessa maneira são denominadas **rochas sedimentares**. Algumas delas, por serem porosas, permitem a passagem tanto do petróleo como do gás natural. Estes, ao encontrarem rochas impermeáveis, acumulam-se, formando um bolsão, ou bacia, que em geral apresenta o aspecto mostrado na ilustração ao lado.

Dependendo da região onde o petróleo se formou, ele pode ter diferentes hidrocarbonetos em porcentagens diversas em sua composição.



O petróleo é encontrado nas bacias sedimentares e depressões geológicas que, ao longo dos tempos, foram preenchidas por rochas sedimentares. Esquema em corte, fora de escala e em cores fantasia.

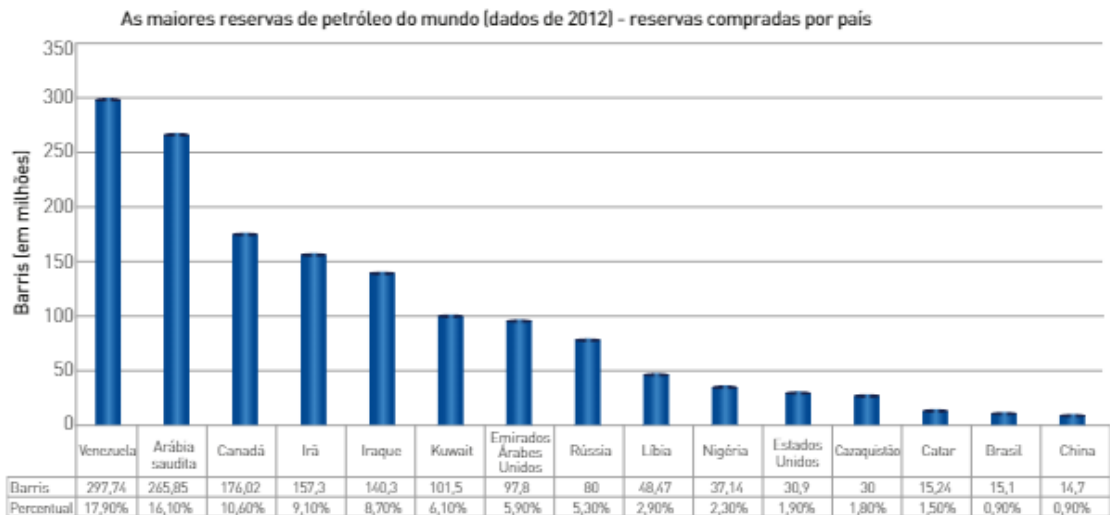
CONEXÃO Energia

A distribuição do petróleo no planeta

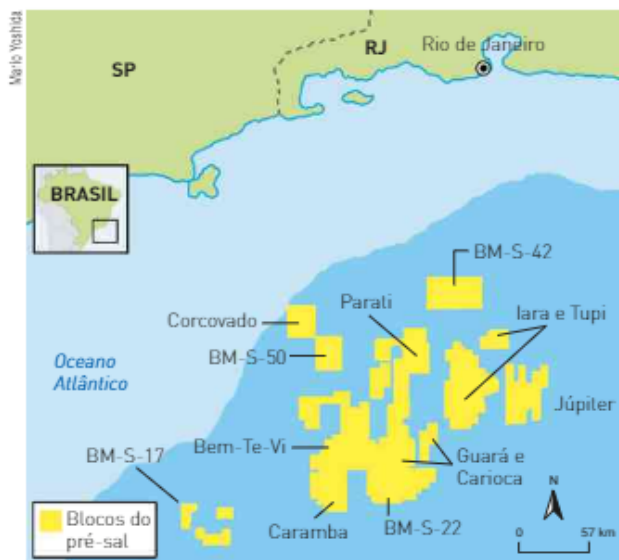
Embora os derivados de petróleo sejam consumidos no mundo inteiro, o óleo cru só é produzido comercialmente em um número diminuto de lugares, e muitas vezes em áreas de deserto, pântanos e plataformas submarinas.

O volume total de petróleo ainda não descoberto em terra e na plataforma continental é desconhecido, mas a indústria petrolífera desenvolveu o conceito de "reserva provada" para designar o volume de óleo e gás que se sabe existir e cuja extração é compensadora.

Presume-se que ainda existam por serem descobertos cerca de 800 a 900 bilhões de barris de petróleo no mundo. No Oriente Médio, a maior parte do óleo descoberto e por descobrir encontra-se sob a terra, mas no restante do mundo, o óleo potencial deverá ser encontrado na plataforma continental. [...]



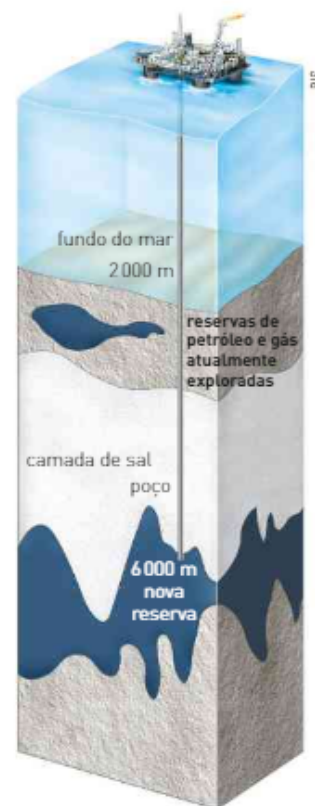
Fonte: Relatório Estatístico Anual da Energia Mundial - BP (2012).



Fonte: Folha de S.Paulo, 2 set. 2007.

No final de 2007, a Petrobras anunciou a descoberta de um grande campo de petróleo que se estende ao longo de 800 km no litoral, entre os estados do Espírito Santo e de Santa Catarina. Estima-se que nesse campo existam entre 5 e 8 bilhões de barris.

O petróleo encontrado nessa área está localizado abaixo de uma camada de sal, em uma profundidade média de 6000 metros. Essa descoberta elevará em 50% as reservas de petróleo conhecidas do Brasil.



Fonte: O Estado de S. Paulo, 9 nov. 2007.

Esquema em corte, fora de escala e em cores fantasia.

Refleta



1. Qual será a principal fonte de receita da Venezuela? Será que o preço do petróleo no mercado internacional influencia sua economia? E no Brasil, o preço do petróleo, no mercado internacional, influencia nossa economia? A exploração do petróleo na camada do pré-sal é viável?
2. Qual é a participação, aproximada, do Oriente Médio, nas reservas mundiais, provadas, de petróleo?

A exploração do petróleo

A existência de depósitos de petróleo com interesse comercial depende de vários fatores:

- rochas sedimentares no subsolo;
- rochas que contenham a matéria-prima do petróleo;
- rochas impermeáveis com espaços vazios.

A exploração do petróleo pressupõe uma investigação de regiões com essas características, o que é feito a partir do estudo do relevo da região, de estudos geológicos da superfície e de processos geofísicos, que conseguem fazer uma verdadeira “radiografia” do subsolo com o auxílio de aviões ou satélites.

A perfuração, dependendo do tipo de solo, é programada para profundidades que variam de 800 m a 5 000 m e é feita com o auxílio de brocas de tungstênio ou de diamante, para rochas muito duras, e de brocas de dentes ou de lâminas, para rochas menos resistentes.



Lowell George/Tirna Corbis/LatinStock

Quando a perfuração é feita no mar, na chamada **plataforma continental**, utilizam-se plataformas de aço ou navios-sonda. Essas plataformas dispõem de três ou mais “pernas” que se apoiam no fundo do mar e atingem 150 m ou mais de comprimento. Com sua altura regulada por complexos sistemas elétricos e hidráulicos, podem ser rebocadas e colocadas na posição adequada.

Transporte e processamento do petróleo

Após a extração do petróleo, o transporte é feito por oleodutos até os portos de embarque. Grandes petroleiros continuam o transporte até os terminais marítimos a que se destinam, onde, novamente através de oleodutos, o petróleo é bombeado até seu destino final: as **refinarias**.

Nas refinarias é feita a separação dos constituintes do petróleo por meio de vários processos, como a destilação fracionada.

Destilação fracionada do petróleo

Inicialmente, o petróleo é aquecido em um forno, sendo parcialmente vaporizado, e direcionado para uma coluna de fracionamento provida de até 50 bandejas. A temperatura da coluna varia com a altura, sendo que, no topo, encontra-se a menor temperatura.

Plataforma de petróleo na baía de Guanabara (RJ), 2011.



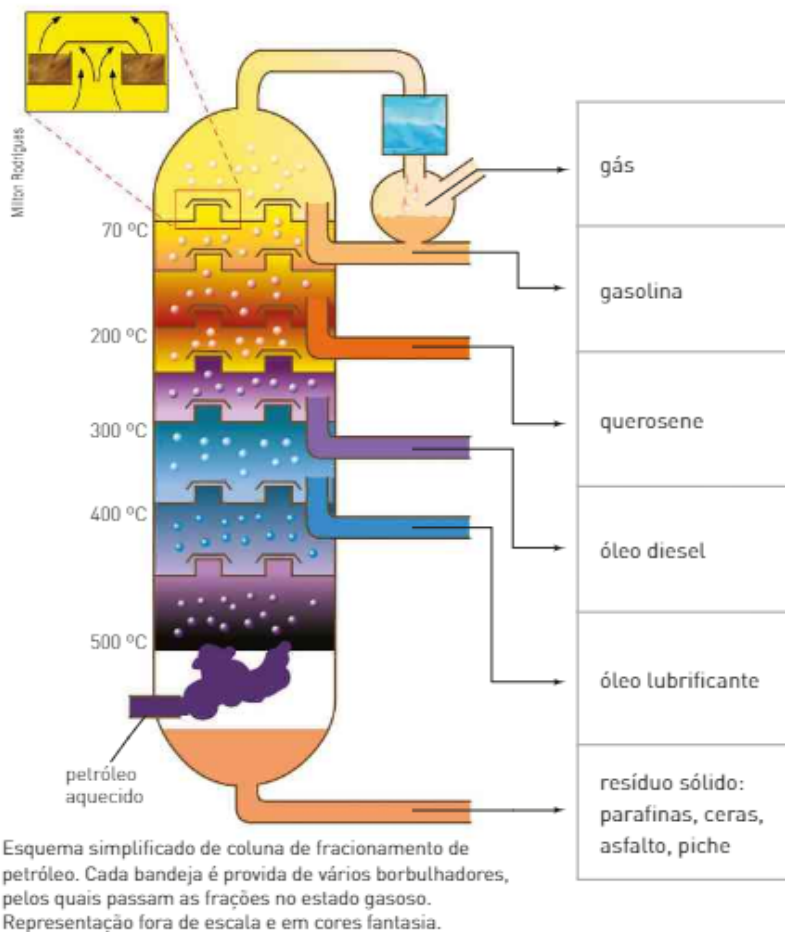
Imagem: Ingber/Pulsar Imagens



Refinaria de petróleo em Canoas (RS), 2012.

Pucens Chaves/Pulsar Imagens

O esquema a seguir mostra algumas frações retiradas do petróleo, sua constituição e sua faixa de pontos de ebulição.



EXPLORE SEU MUNDO – IMPROVISANDO

Você não está em um laboratório, mas deve improvisar uma aparelhagem para separar uma mistura de água e óleo. Você dispõe dos seguintes materiais:

- garrafa PET
- mangueira transparente
- tesoura
- cola

Como você deve proceder para criar a aparelhagem adequada?

ATIVIDADES



10. As imagens I, II e III mostram atividades comuns no cotidiano da maioria das pessoas.



- Qual é a técnica de separação comum às três atividades?
- Além da técnica apontada no item a, que outro procedimento é realizado durante a atividade apresentada em I?

11. Nas unidades de separação de materiais recicláveis, um dos métodos indicados para separar os objetos que contêm ferro dos demais resíduos é a:

- decantação.
- destilação simples.
- peneiração.
- separação magnética.
- floculação.

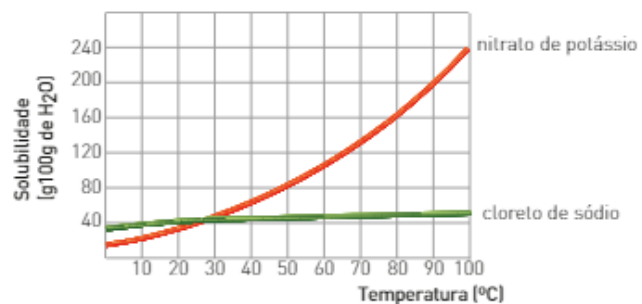
12. Associe cada mistura ao processo de separação mais adequado.

Misturas	Processos
I. água + gasolina	A. catação
II. areia + limalha de ferro	B. filtração
III. salmoura	C. atração magnética
IV. arroz + feijão	D. destilação
V. água + areia	E. funil de separação

O gráfico representa as curvas de solubilidade de duas substâncias.

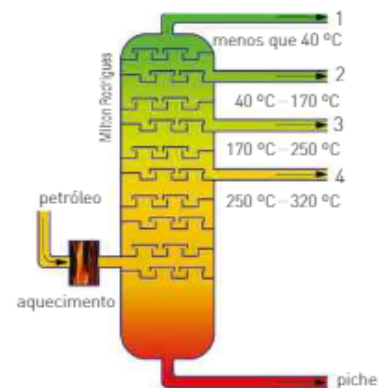
Com base nele, responda às questões de 13 a 15.

- Considerando as substâncias nitrato de potássio e cloreto de sódio, qual delas é a mais solúvel em água, a 10 °C?
- Aproximadamente, em qual temperatura as solubilidades das substâncias são iguais?
- Qual é a máxima quantidade de cloreto de sódio que se consegue dissolver em 200 g de água a 10 °C?



O petróleo é um líquido viscoso e escuro. A respeito dele, responda às questões de 16 a 19.

- O petróleo é uma substância pura ou uma mistura?
- Quando ocorre um vazamento de petróleo no mar, forma-se uma mancha escura sobre a superfície do mar. O que você pode concluir sobre sua densidade em relação à da água do mar?
- Dentre os derivados do petróleo, temos: querosene, gasolina e óleo lubrificante. Esses derivados são substâncias puras ou misturas?
- O esquema ao lado representa uma coluna de fracionamento. As temperaturas de ebulição do butano e do octano são, respectivamente, 0 °C e 126 °C. Indique seus estados físicos à temperatura ambiente e os pontos da coluna em que eles são coletados (1, 2, 3 ou 4).



Esquema simplificado. Cores fantasia.

EXPLORE SEU MUNDO – INVESTIGANDO MISTURAS

Providencie pequenas amostras de óleo vegetal, água, vinagre, sal de cozinha e açúcar. Misture porções das amostras e crie os sistemas de I a VI:

- água e óleo
- água e vinagre
- sal e água
- açúcar e óleo
- sal de cozinha e óleo
- sal e açúcar

- Quais sistemas formam solução?
- Por que algumas formam soluções e as outras, não?

Capítulo 5

Matéria, energia e transformações

Observe a fotografia ao lado.

Nela, você pode observar a água em dois de seus estados físicos: no estado sólido, na geleira; e no estado líquido, no lago. A água está presente também no ar, na forma de vapor, mas você não vê.

De que forma a temperatura determina cada um dos três estados físicos da água?



Peter Carey/Getty Images

Monte Hood, o ponto mais alto do estado do Oregon. Estados Unidos, 2014.

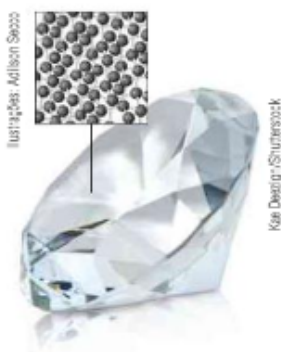
1. SÓLIDOS, LÍQUIDOS E GASES

A matéria existe em diferentes estados: sólido, líquido e gasoso. A matéria no estado sólido é constituída de átomos ou moléculas muito próximos, que vibram e se mantêm unidos devido a fortes forças de atração. Consequentemente, um sólido tem um volume fixo e uma forma determinada.

A matéria no estado líquido tem volume definido, mas não uma forma. Em um líquido as partículas se movem em direções aleatórias, mas são suficientemente atraídas para manter um volume definitivo. Se você transfere água líquida ou álcool de um recipiente para outro, eles mantêm o seu volume, mas tomam a forma do novo recipiente em que estão contidos.

Já a matéria no estado gasoso não apresenta volume ou forma definida. Em um gás, as partículas estão afastadas, existindo uma força de atração fraca entre elas, e se movimentam livremente, adquirindo o volume e a forma do recipiente que as contém. Quando você enche o pneu da bicicleta, o ar, que é uma mistura de gases, preenche o pneu adquirindo sua forma e volume.

Observação:
Neste capítulo, utilizamos os termos **gás** e **vapor** de maneira indistinta; eles serão diferenciados posteriormente, quando abordarmos o estudo dos gases ideais.



O diamante, um sólido, constituído de carbono, apresenta forma e volume definidos. [A representação do modelo de átomos está fora de escala e em cores fantasia].



A água líquida toma a forma do recipiente em que está contida. [A representação do modelo das moléculas está fora de escala e em cores fantasia].



O gás hélio contido nos balões tem a forma e o volume deles. [A representação do modelo das moléculas está fora de escala e em cores fantasia].

2. TRANSFORMAÇÕES FÍSICAS E QUÍMICAS

Todos os dias nós observamos mudanças da matéria: ferro enferrujando, gelo derretendo, gás queimando, frutas amadurecendo. O que acontece com as moléculas e os átomos que compõem a matéria durante essas mudanças? A resposta depende do tipo de transformação. As transformações que alteram somente o estado físico ou a aparência, mas não alteram sua composição, são **transformações físicas**.

Os átomos ou as moléculas que compõem as substâncias não devem sofrer alteração na sua composição durante uma transformação física.

Vejam um exemplo de uma transformação física:



As transformações que alteram a composição da matéria são as **transformações químicas**. Durante uma transformação química, os átomos se rearranjam, transformando as substâncias originais em outras substâncias.

As substâncias iniciais envolvidas em uma transformação química são denominadas **reagentes**, enquanto as substâncias formadas são denominadas **produtos**. A transformação química pode ser representada por uma **equação química**, que se assemelha a uma equação matemática, por apresentar dois membros: reagentes e produtos.

Ambos devem ser separados por uma seta indicativa de orientação da transformação química:

Reagentes \longrightarrow Produtos

- reagentes (estado inicial): são anotados do lado esquerdo da equação química;
- produtos (estado final): são anotados do lado direito da equação química.

Vejam um exemplo de uma transformação química. Observe a fotografia ao lado.



Chapas de ferro com áreas de oxidação.

A formação da ferrugem é um exemplo de transformação química ou reação química. Os átomos são os componentes do ferro. Esses átomos, ao se combinarem com o gás oxigênio e vapor-d'água, originam uma nova substância: o óxido de ferro hidratado.

No exemplo da chapa de ferro, a transformação química, ou reação química, pode ser representada pela equação:



Existem situações em que podemos reconhecer uma reação química pela observação visual das alterações que ocorrem no sistema, tais como:

- mudança de cor: como ocorre na queima de papel, ou quando a água sanitária entra em contato com um tecido colorido.
- liberação de um gás (efervescência): ocorre, por exemplo, quando colocamos antiácido estomacal em água ou bicarbonato de sódio (fermento químico de bolo) em vinagre.
- formação de um sólido: ao misturar dois sistemas líquidos ou um sistema líquido e um gás, poderá ocorrer a formação de uma nova substância sólida. Exemplo: quando o líquido de bateria de automóvel entra em contato com cal de construção dissolvida em água.
- aparecimento de chama ou luminosidade: por exemplo, na queima do álcool.

Tanto nas transformações físicas como nas transformações químicas sempre uma ou mais modalidades de energia está envolvida.

O que poderia ser feito para evitar a formação da ferrugem?

ATIVIDADES



20. Classifique cada transformação apresentada a seguir em transformação física ou transformação química.

- Secagem de roupa pendurada no varal.
- Produção do álcool a partir da cana-de-açúcar.
- Fabricação de fios de cobre a partir de uma barra de cobre.
- Fotossíntese realizada pelas plantas.
- Fabricação da coalhada a partir do leite.
- Decomposição da luz solar por um prisma.
- Uso de sal de frutas dissolvido em água para combater a azia.

3. ENERGIA E ALGUMAS DE SUAS MODALIDADES

Quando você caminha, corre, fala ou pensa, você está usando **energia**, pois realizar qualquer atividade requer energia. Não sabemos concretamente o que é energia, o que dificulta uma definição, mas sabemos que a sua existência possibilita a execução de trabalho.

Suponha que você está escalando uma colina íngreme e está muito cansado para ir em frente. Nesse momento, você se senta e almoça. Passado algum tempo, você vai ter obtido um pouco de energia a partir dos alimentos, e você será capaz de completar a subida.

No seu livro Física em 12 lições, ao discutir o conceito de Energia, Richard Feynman escreve:

“– ainda não sabemos concretamente o que é energia. Não sabemos por ser algo muito estranho... A única coisa de que temos certeza e que a natureza nos permite observar é uma realidade, ou se preferir, um princípio chamado de ‘Conservação da Energia’. Esta lei diz que existe ‘algo’ que chamamos de energia, que se apresenta em várias modalidades, mas que a cada momento que a medimos envolvendo sua fonte e todas suas transformações, ela sempre apresenta o mesmo resultado numérico. É incrível que algo assim aconteça. Na verdade, é algo muito abstrato”.

Joe Monroe/Getty Images

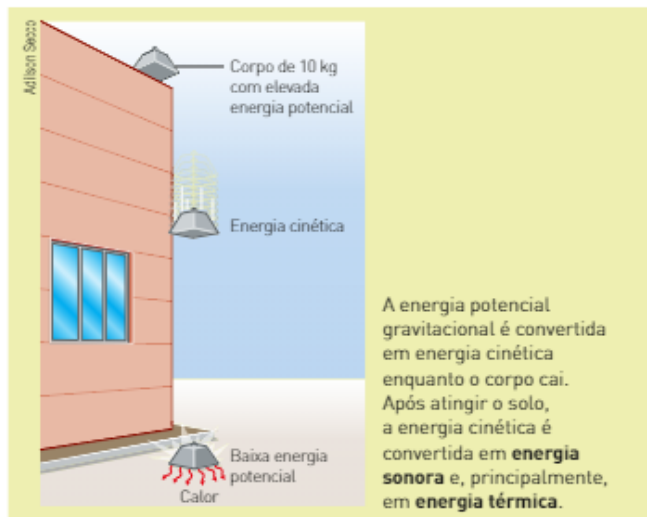


Energia cinética e energia potencial

As modalidades mais conhecidas de energia são a energia cinética e a energia potencial. A **energia cinética** é a energia do movimento; qualquer corpo em movimento tem energia cinética. A **energia potencial** é a energia armazenada, ou seja, a energia que um corpo possui devido à sua posição relativa ou pela composição química das substâncias.

Uma pedra em repouso no topo de uma montanha tem energia potencial gravitacional devido à sua posição em relação a outra posição predeterminedada. Se a pedra rola montanha abaixo, a energia potencial se transforma em energia cinética.

A palavra cinética origina-se do termo grego kinema, que significa movimento. Esse termo grego também deu origem à palavra cinema, que nos dá a representação de figuras em movimento.



Alimentos e combustíveis fósseis, por exemplo, têm **energia potencial química** em suas moléculas. Quando você digere um alimento ou a gasolina é queimada em um carro, a energia potencial química é convertida em energia cinética e um trabalho é realizado.

Energia térmica

A energia térmica está associada ao movimento das partículas. Aquecendo-se um corpo, a agitação de suas partículas aumenta, isto é, ocorre um aumento da energia térmica. Quando esse corpo aquecido resfria, a energia cinética de suas partículas diminui, ou seja, diminui a energia térmica.

Uma grandeza física que está associada ao grau de agitação das partículas que constituem um corpo é a temperatura. Quanto maior a agitação das partículas de um corpo, mais elevada será a sua temperatura.

A elevação da temperatura durante um aquecimento, e a sua diminuição durante o resfriamento, pode ser explicada pela transferência de energia térmica. Quando um frasco contendo água é aquecido utilizando-se uma chama, ocorre transferência de energia térmica da chama para o frasco com água. Durante o resfriamento, a transferência ocorre do frasco contendo água para o ambiente. Tanto no aquecimento quanto no resfriamento, a transferência de energia térmica ocorre sempre do corpo que se encontra a uma temperatura mais elevada para o corpo que está a uma temperatura mais baixa.

Durante o aquecimento, a temperatura da chama é mais alta que a do frasco com água. Nesse caso, a água recebe energia da chama. Durante o resfriamento, a temperatura do frasco com água é mais elevada que a do ambiente. Nesse caso, a água perde energia para o ambiente.

A quantidade de energia térmica transferida devido à diferença de temperatura é denominada calor. O **calor** é a energia térmica em trânsito de um corpo que se encontra a uma temperatura mais elevada para um corpo que se encontra a uma temperatura mais baixa.

Transferindo calor

Na prática de atividades físicas é comum ocorrerem contusões e, em alguns casos, recomenda-se aquecimento ou resfriamento, ou ainda aquecimento e resfriamento, alternadamente, na região lesionada.

O resfriamento provoca a constrição dos vasos sanguíneos, diminuindo a circulação sanguínea no local, ao passo que o aquecimento ativa a circulação sanguínea. Um dos métodos usados para aquecer ou resfriar uma dada região do corpo afetada é a utilização de bolsas térmicas.

Quando é recomendado o aquecimento da região lesionada, a bolsa pode ser aquecida em água quente. Nesse caso, o calor é transferido da água quente para a bolsa e, posteriormente, da bolsa para a região lesionada.

Por outro lado, quando é recomendado o resfriamento, a bolsa pode ser resfriada em um freezer ou congelador. Nesse caso, o calor é transferido da bolsa para o freezer e, posteriormente, da região lesionada para a bolsa.



Pessoa utilizando bolsa de água quente.

ATIVIDADES

REGISTRE
NO CADERNO

21. Observe a fotografia:

Quais são as modalidades de energia envolvidas quando o carrinho no topo da montanha-russa desce?

22. Esfregue suas mãos e cite duas modalidades de energia envolvidas nesse procedimento.
23. Quando você se alimenta, quais são as modalidades de energia envolvidas nesse processo?
24. Em um terremoto, cite duas modalidades de energia envolvidas.



Montanha-russa. Queensland, Austrália, 2010.

Unidades de energia térmica

No SI, a unidade de medida de energia utilizada é o **joule (J)**, que é a mesma unidade de medida utilizada para trabalho.

O joule é uma pequena quantidade de energia; por isso, os pesquisadores também costumam usar o quilojoule (kJ), que equivale a 1000 joules (J). Por exemplo, ao aquecer água suficiente para preparar uma xícara de chá, precisamos de cerca de 65000 J ou 65 kJ de calor.

Você pode estar mais familiarizado com a unidade **caloria**, derivada de *caloris*, do latim, que significa calor.

A caloria (cal) é originalmente definida como a quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água. Uma caloria é definida como a quantidade de calor que equivale a 4,184 J.

Assim, temos a seguinte relação:

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

CONEXÃO Meio ambiente

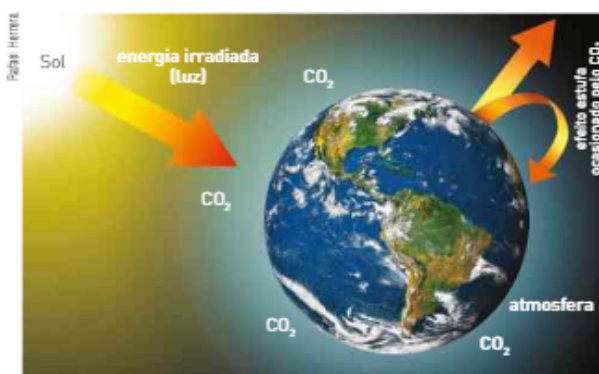
O gás carbônico e as mudanças climáticas

O clima da Terra é um produto das interações entre a luz do Sol com a atmosfera e os oceanos. O Sol nos fornece energia na forma de radiação solar. Algumas dessas radiações são refletidas e voltam para o espaço, e parte dessas radiações é absorvida pelas nuvens e gases atmosféricos, incluindo dióxido de carbono, e pela superfície da Terra.

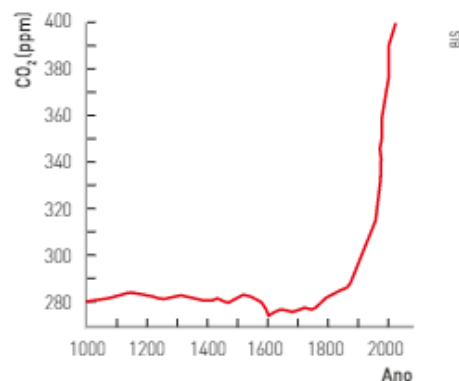
Por milhões de anos, a concentração de gás carbônico na atmosfera, praticamente não havia variado. Contudo, nos últimos dois séculos, a concentração desse gás aumentou significativamente. Entre os anos 1000 e 1800, o dióxido de carbono presente na atmosfera apresentava uma concentração média de 280 ppm (partes por milhão). Mas desde que começou a Revolução Industrial (por volta de 1800), o nível de gás carbônico na atmosfera tem aumentado significativamente, atingindo cerca de 390 ppm – um aumento de quase 40%.

Na atmosfera, o nível de gás carbônico aumentou e a radiação solar que fica retida pelos gases estufa presente na atmosfera fez com que ocorresse um aumento na temperatura da superfície da Terra. Alguns cientistas estimam que, se a concentração de dióxido de carbono dobrar em relação à sua concentração antes da Revolução Industrial, a temperatura média global pode aumentar em 2 a 4,4 °C.

A concentração em ppm indica quantas partes de soluto (em massa ou em volume) existem em um milhão de partes da solução (em massa ou em volume), ou seja, 1 ppm significa 1,0 L de gás carbônico para cada 1 000 000 L de ar.



Concentração de gás carbônico na atmosfera dos anos 1000 d.C. até 2010 d.C.



Fonte dos dados: JACQUES, J. J., WERNER, L. Estudo da concentração atmosférica de CO₂ com aplicação de análise de regressão. XXIX Encontro Nacional de Engenharia de Produção. Disponível em: http://www.abepro.org.br/biblioteca/enegep2009_tn_sto_099_666_12821.pdf. Acesso em: 20 maio 2016.

Embora pareça ser uma pequena mudança de temperatura, isso poderia ter um efeito dramático em todo o mundo. Mesmo agora, geleiras e a cobertura de neve na maior parte do mundo têm diminuído. Camadas de gelo na Antártida e na Groenlândia estão derretendo mais rápido. Apesar de não se mensurar ao certo quão rapidamente o gelo nas regiões polares está derretendo, esta mudança irá contribuir para um aumento do nível dos oceanos. No século XX, o nível dos oceanos subiu de 15 a 23 cm. Alguns cientistas preveem que o nível dos oceanos possa subir 1 metro neste século. Tal aumento terá um grande impacto sobre as áreas costeiras.

Até recentemente, o nível de dióxido de carbono foi mantido quase que inalterado, graças, principalmente, às algas nos oceanos e às árvores nas florestas que consomem dióxido de carbono. No entanto, o corte e queima de árvores nas florestas tropicais (desmatamento) reduz a quantidade de dióxido de carbono retirado da atmosfera.

A maioria dos cientistas concorda que a fonte primária do aumento de dióxido de carbono é a queima exagerada de combustíveis fósseis, como gasolina, carvão e gás natural, utilizados para aquecer casas, mover veículos, e fornecer energia para indústrias. Estão sendo feitos esforços mundiais para reduzir a queima desses combustíveis. Os cientistas estão explorando fontes alternativas de energia, como o etanol e o biodiesel. Ambientalistas sugerem o uso consciente da energia elétrica, já que muitos países ainda utilizam combustíveis fósseis na sua geração.

Nós podemos contribuir para reduzir o possível impacto das alterações climáticas e, ao mesmo tempo, economizar nossos recursos. Por exemplo, utilizando aparelhos mais eficientes em termos energéticos, como lâmpadas fluorescentes e de LED, quando possível, em vez de lâmpadas incandescentes.

Refleta

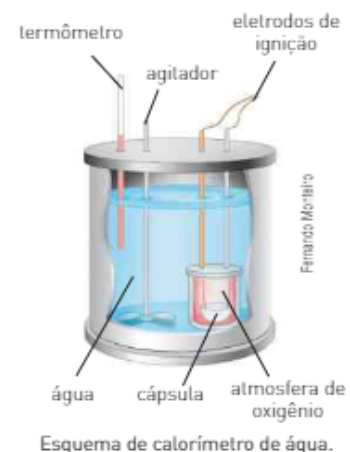
O que mais vocês e sua comunidade poderiam fazer de modo a contribuir para a diminuição da emissão de gás carbônico, principal responsável pelo efeito estufa?



Energia e nutrição

Os alimentos são a fonte de energia necessária para manter os processos vitais, a temperatura corpórea, os movimentos musculares, a produção de novas células etc. Uma alimentação deficiente, seja em qualidade seja em quantidade, pode comprometer processos metabólicos importantes e tornar o organismo mais vulnerável a doenças. Já se ingerirmos uma quantidade de alimento superior à necessária, o excesso será transformado em tecido adiposo (gordura), provocando aumento de "peso" (massa corpórea). Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia contida nos alimentos ingeridos deve ser igual à necessária para a manutenção do nosso organismo.

Em um laboratório de nutrição, alimentos são queimados em um calorímetro para determinar o seu valor de energia (kJ/g ou kcal/g). Uma amostra de alimento é colocada em um recipiente de aço chamado de cápsula preenchido com oxigênio. Dentro do calorímetro, uma quantidade determinada de água enche a câmara circundante. A amostra de alimento é inflamada, libertando calor, que aumenta a temperatura da água. A partir do valor da massa de alimento e de água, bem como o aumento da temperatura, o valor de energia para o alimento é calculado. Podemos admitir que a energia absorvida pela cápsula é insignificante. Assim, os valores dos alimentos podem ser determinados.



Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens em **carboidratos, proteínas e gorduras**:



Carboidratos = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.



Proteínas = 17 kJ/g ou 4,0 kcal/g.



Gorduras = 38 kJ/g ou 9,0 kcal/g.

A relação entre calorias e joules está aproximada.

Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, que devem ser consumidos em diferentes proporções.

Além de carboidratos, proteínas e gorduras, a dieta deve incluir fontes de vitaminas e sais minerais, que, em pequenas quantidades, exercem papel fundamental nas reações químicas que ocorrem no organismo. Elas estão presentes nos mais diversos alimentos e nas frutas e verduras, que também constituem fontes de fibras, fundamentais para o bom funcionamento do sistema digestório.

No dia a dia, falamos em "calorias" referindo-nos, na verdade, a quilocalorias. Como os valores envolvidos são muito altos (1 kcal equivale a 1 000 cal), criou-se por convenção popular a chamada "Caloria dietética (Cal)", com "C" maiúsculo, cuja correspondência é de 1 Cal = 1 kcal. Portanto: 1 kcal = 1 000 cal = 1 Cal. A unidade Cal não é reconhecida pelo Sistema Internacional de Unidades (SI). Muitas vezes, esse termo aparece grafado equivocadamente com "c" minúsculo em embalagens de alimentos.

CONEXÃO Saúde infantil

Os riscos associados à obesidade infantil

Um estudo acompanhou várias crianças até a idade adulta, e descreve que as crianças mais obesas têm duas vezes mais probabilidade de morrer prematuramente, antes de atingirem os 55 anos de idade. Os jovens adultos com pré-diabetes apresentam o dobro do risco de morrer enquanto são novos. O mesmo acontece com aqueles que apresentam uma tensão arterial elevada. Mas a obesidade foi um dos fatores que se correlacionou de forma mais forte com a morte prematura.

Esse estudo revelou dados sobre tribos indígenas com taxas elevadas de diabetes tipo 2 e obesidade, quando seria de esperar que essa situação ainda não fosse a norma no país. Esse foi um dos maiores artigos publicados a acompanhar crianças durante décadas e envolvendo informações relacionadas com o peso e fatores de saúde, como níveis de colesterol elevado.

As sugestões nele levantadas explicam que as crianças obesas podem estar expostas a riscos de saúde muito sérios: a obesidade infantil traz vários problemas de saúde que afetam a esperança de vida do indivíduo.

Fonte das informações: <<http://www.obesidadeinfantil.org/riscos-associados.php>>. Acesso em: 11 abr. 2015.

A escolha apropriada dos alimentos é muito importante para uma vida saudável, com perda de peso e prevenção de doenças.

Uma das maneiras mais utilizadas para diagnosticar a obesidade é adotar uma relação matemática denominada **Índice de Massa Corpórea (IMC)**, que é calculado pela expressão:

$$\text{IMC} = \frac{\text{massa (kg)}}{[\text{altura}]^2 \text{ (m)}}$$

Os valores obtidos são interpretados de acordo com a tabela a seguir:

CLASSIFICAÇÃO IMC (kg/m ²)	
Baixo peso	< 18,5
Normal	18,5 – 24,9
Pré-obeso	25 – 29,9
Obesidade classe I (leve)	30 – 34,9
Obesidade classe II (moderada)	35 – 39,9
Obesidade classe III (grave, mórbida)	> 40

Fonte: OMS, 2004.

Refleta



1. Quais fatores levam à obesidade? Será que apenas fatores alimentares influenciam no sobrepeso?
2. Não apenas a obesidade deve ser tratada com cautela, o baixo peso também pode trazer consequências graves para a saúde. Pesquise sobre a anorexia e discuta com seus colegas sobre essa doença.

O profissional responsável pela promoção, recuperação e manutenção da saúde por meio da alimentação é o nutricionista.

Mundo do trabalho

Nutricionista

Entre outras atividades, esse profissional elabora diagnósticos nutricionais e dietas para pessoas saudáveis ou com problemas de saúde. Também faz o controle da qualidade dos alimentos em restaurantes e refeitórios e a avaliação de produtos utilizados na alimentação humana.

O curso de graduação em nutrição tem duração média de quatro anos e o aluno entra em contato com disciplinas básicas, como Anatomia, Fisiologia e Bioquímica, além de disciplinas ligadas à nutrição, como Dietética, Avaliação Nutricional e Composição de Alimentos.

O nutricionista pode trabalhar em uma variedade de ambientes, incluindo hospitais, lar de idosos, cantinas escolares, restaurantes comerciais, spas e clínicas de saúde pública. Nesses ambientes, o nutricionista é responsável por elaborar uma dieta balanceada para as necessidades do público-alvo e, no caso específico de onde haja pessoas com alguma doença, elabora uma dieta alimentar apropriada.

Fonte das informações: <<http://www.guiadacarreira.com.br/carreira/nutricao/>>. Acesso em: 5 abr. 2016.



Nutricionista e paciente.

O número de quilocalorias necessário na dieta diária de um adulto depende do gênero, idade e nível de atividade física.

Gênero	Idade	Atividade moderada – kcal (kJ)	Atividade elevada – kcal (kJ)
Feminino	17-30	2 100 (8 800)	2 400 (10 000)
	31-50	2 000 (8 400)	2 200 (9 200)
Masculino	17-30	2 700 (11 300)	3 000 (12 600)
	31-50	2 500 (10 500)	2 900 (12 100)

Fonte: HILL, J.W. et alii. *Chemistry and Life: An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry*. 6 ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1999.

Uma pessoa ganha peso quando a ingestão de alimentos excede o gasto de energia. Uma pessoa perde peso quando a ingestão de alimentos é menor do que o gasto de energia. Muitos produtos dietéticos contêm fibras (celulose), que não possuem nenhum valor nutritivo, mas, quando ingeridos em grandes porções, fazem a pessoa se sentir saciada (sem fome).

A quantidade de alimentos que uma pessoa ingere é normalmente proporcional ao que o organismo necessita e é regulada pelo centro de fome no hipotálamo, localizado no cérebro. Se a ingestão de nutrientes está baixa, você vai sentir fome, se está alta, você não irá sentir vontade de comer.

Alguns medicamentos dietéticos deprimem o centro da fome e só devem ser utilizados com orientação médica, e com cautela, porque eles excitam o sistema nervoso e isso pode elevar a pressão arterial. O exercício muscular é uma importante maneira de gastar energia; como consequência, ajuda a perder peso.

A tabela a seguir mostra algumas atividades e a quantidade de energia aproximada gasta por uma pessoa adulta de 70 kg.

Atividade	Energia (kcal/h)	Energia (kJ/h)
Dormir	60	250
Sentar	100	420
Caminhar	200	840
Nadar	500	2 100
Correr	750	3 100

Fonte: HILL, J.W. et alii. *Chemistry and Life: An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry*. 6 ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1999.



Arquivo: © Markin/Stone-sock

Uma hora de natação consome, aproximadamente, 2 100 kJ.

Uma propriedade da matéria: calor específico

Em meados do século XVIII, o químico escocês Joseph Black (1728-1799) realizava experimentos com aquecimento de várias substâncias. Ele aqueceu e resfriou massas iguais de ferro e de chumbo em uma mesma faixa de temperatura, utilizando a mesma fonte de calor. Black observou que o ferro demorava mais para atingir a temperatura determinada, isto é, ele necessitava de uma quantidade de calor muito maior do que o chumbo. Com base nesses experimentos, Black definiu uma propriedade fundamental da matéria: o calor específico.

O calor específico é definido como a quantidade de energia necessária para elevar de 1 °C a temperatura de 1 g da substância considerada.

A unidade de calor específico no Sistema Internacional (SI) é o J/g °C. Usualmente, também é utilizada o cal/g °C.

Substância	Calor específico de algumas substâncias	
	Calor específico (J/g °C)	Calor específico (cal/g °C)
Água (ℓ)	4,184	1,00
Álcool etílico	2,138	0,511
Água(s)	2,059	0,492
Alumínio	0,897	0,215
Ferro	0,449	0,107
Cobre	0,385	0,0921
Ouro	0,131	0,0312
Chumbo	0,128	0,0305

Tabela com base em Lide, David R. (editor-chefe). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 81. ed. Flórida: CRC Press LCC, 2001.

Sendo o calor específico do ferro $0,448 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$ e do chumbo $0,128 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$, de acordo com o experimento de Black, quer dizer que, para que 1 g de ferro e 1 g de chumbo tenham suas temperaturas elevadas de $1 \text{ } ^\circ\text{C}$, precisa-se de, respectivamente, $0,448 \text{ J}$ e $0,128 \text{ J}$.

EXPLORE SEU MUNDO – ANALISANDO CONTEÚDOS NUTRICIONAIS

Observe o rótulo de um alimento. A partir da informação presente na etiqueta, anote o número de gramas de carboidratos, gorduras e proteínas em uma porção. Utilizando os valores de energia para cada tipo de alimento, dados na página 66, calcule o conteúdo energético de uma porção desse alimento. Para a maioria dos produtos, as quilocalorias para cada tipo de alimento são arredondadas.

Agora, compare o conteúdo energético calculado com as calorias indicadas no rótulo de única porção.

ATIVIDADES



As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios de 25 e 26.

Valor energético aproximado de alguns alimentos comuns	
Alimento	kJ/g
Vegetais verdes	1,0
Cerveja	1,3
Frutas cítricas	1,5
Leite integral	2,2
Iogurte	3,0
Frango grelhado	6,0
Pão	10,0
Sorvete	11,0
Bife grelhado	14,0
Arroz	15,0
Açúcar comum	17,0
Batata frita	24,0
Manteiga	30,0

Energia consumida aproximada	
Atividade	Energia (kJ/h)
Dormir	250
Caminhar	840
Nadar	2 100
Jogar futebol	2 500
Correr	3 100

25. Considere que durante um almoço você ingeriu:

- 100 g de verduras verdes;
- 100 g de arroz;
- 50 g de batatas fritas;
- 50 g de frango grelhado;
- 2 fatias de abacaxi (com 20 g cada uma).

Calcule o valor energético (calórico), em kJ e em kcal, fornecido por esse almoço.

26. Em relação ao exercício anterior, quantos minutos você teria de caminhar para consumir a mesma quantidade de energia fornecida pelo almoço?

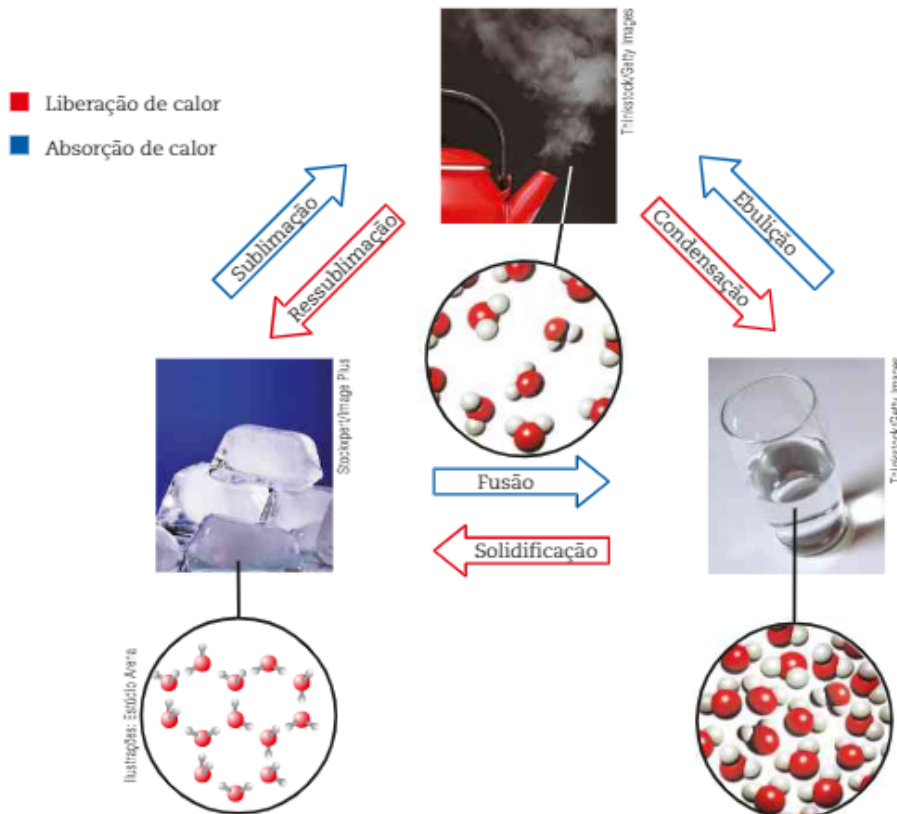
27. Duas substâncias, **A** e **B**, apresentam a mesma massa e estão na mesma temperatura. Quando aquecidas por uma mesma fonte de calor, a temperatura final de **A** é $60 \text{ } ^\circ\text{C}$ maior do que a temperatura de **B**. Qual das substâncias, **A** ou **B**, tem o maior calor específico? Justifique sua resposta.

4. ENERGIA E AS MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

Ao nosso redor, a matéria é encontrada fundamentalmente em três estados físicos interconversíveis: sólido, líquido e gasoso.

Toda matéria é constituída de pequenas partículas, e o seu estado físico depende da maior ou menor agregação dessas partículas.

Mudanças de estado



Fusão e solidificação

Quando um sólido é aquecido, suas partículas movem-se mais rapidamente. Na temperatura denominada temperatura de fusão, as partículas contêm energia suficiente para romper as forças de atração que as mantinham unidas.

As partículas no estado líquido movem-se aleatoriamente. A mudança do estado sólido para o estado líquido é denominada **fusão**.

Se a temperatura do líquido é reduzida, o processo inverso ocorre. Nesse caso, a energia cinética é perdida, e as forças de atração entre as partículas aumentam, fazendo com que elas permaneçam unidas, e a substância congela. A mudança do estado líquido para o sólido é denominada **solidificação**, que ocorre na mesma temperatura da fusão.

Cada substância tem a sua temperatura de fusão e solidificação: ao nível do mar (1 atm), a água no estado sólido (gelo) funde-se a 0 °C quando absorve calor, e congela (solidifica) a 0 °C quando o calor é liberado. Já o ferro funde-se a 1538 °C quando absorve calor e solidifica-se a 1538 °C quando o calor é liberado.

A água no estado gasoso, ou de vapor, não é visível (note a região imediatamente acima do bico da chaleira). A "fumacinha" ou "nuvem" que vemos é na verdade o vapor que, ao entrar em contato com o ar (mais frio), já voltou ao estado líquido (sofreu condensação).

Evaporação, ebulição e condensação

A água, em uma poça, seca; um pedaço de pão deixado sobre a mesa resseca, e as roupas em um varal secam. Nessas situações está ocorrendo a evaporação. Como as moléculas de água da superfície adquirem energia suficiente, escapam do líquido e mudam de estado. Com absorção de calor do meio ambiente, mais e mais moléculas de água apresentam energia suficiente para evaporar. Na temperatura de ebulição, as moléculas dentro de um líquido adquirem energia suficiente para superar suas forças atrativas e o líquido se transforma em vapor.

Quando o calor é liberado, ocorre o processo inverso, que é a condensação ou liquefação; nesse caso, o vapor de água se converte em água líquida. A condensação ocorre na mesma temperatura da ebulição.



Na ebulição de um líquido, como a água, bolhas de vapor se formam por todo o líquido, subindo até a superfície e escapando.

Sublimação

No processo conhecido por sublimação, as partículas da superfície do sólido passam diretamente para o estado de vapor sem variação da temperatura e sem passar pelo estado líquido. O processo reverso é conhecido por ressublimação, em que as partículas do vapor passam diretamente para o estado sólido, sem variação da temperatura e sem passar pelo estado líquido.



A naftalina, normalmente utilizada para matar traças, sofre sublimação. Embora seja um produto comum, fácil de ser comprado, é necessário ter cuidado, pois os vapores da naftalina são tóxicos.

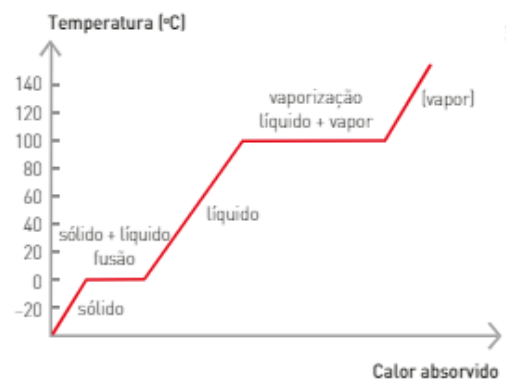
Você deve ter notado que a condensação ocorre quando você toma um banho quente e o vapor de água se condensa e forma gotas de água sobre um espelho. Isso ocorre porque o vapor-d'água libera calor e se condensa.

As curvas de aquecimento e resfriamento

Todas as mudanças de estado durante o aquecimento ou resfriamento de uma substância pura podem ser representadas graficamente. Em uma curva de aquecimento ou de resfriamento, a temperatura é indicada no eixo vertical (ordenada) e o calor absorvido é indicado no eixo horizontal (abscissa).

Etapas de uma curva de aquecimento

A primeira linha diagonal indica que um sólido está absorvendo calor e a sua temperatura está aumentando. Quando a temperatura de fusão é atingida, a primeira linha horizontal, representada por um patamar, indica que o sólido está derretendo, isto é, está sofrendo fusão. Na fusão ocorre absorção de calor e o sólido se transforma em líquido, sem qualquer mudança na temperatura.



O diagrama representa a curva de aquecimento da água ao nível do mar.

Uma vez que todas as partículas estão no estado líquido e estas absorvem calor, a temperatura do líquido aumenta. Esse aumento é representado pela linha diagonal a partir da temperatura de fusão. No segundo patamar, ocorre absorção de calor, mas a temperatura permanece constante, o líquido está se transformando em vapor, isto é, está ocorrendo a ebulição. Note que o segundo patamar é maior, isso porque o calor de vaporização (ebulição) é superior ao calor de fusão. Uma vez que todo o líquido se transforma em vapor, o calor absorvido pelas partículas faz com que a temperatura do vapor aumente.

Etapas de uma curva de resfriamento

O diagrama que representa a curva de resfriamento nos mostra a diminuição da temperatura devido à liberação de calor. Quando a temperatura de condensação é atingida, a primeira linha horizontal, representada por um patamar, indica que o vapor está se liquefazendo, isto é, está sofrendo condensação. Na condensação ocorre liberação de calor e o vapor se transforma em líquido, sem qualquer mudança na temperatura.

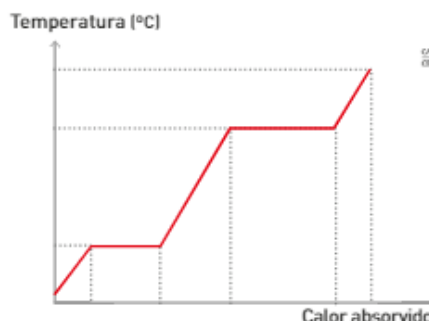


Uma vez que todas as partículas estão no estado líquido e estas liberam calor, a temperatura do líquido diminui. Essa diminuição é representada pela linha diagonal a partir da temperatura de condensação. No segundo patamar, ocorre mais liberação de calor, mas a temperatura permanece constante, o líquido está se transformando em sólido, isto é, está ocorrendo a solidificação. Note que o segundo patamar é menor, isso porque o calor de solidificação é menor que o de condensação. Uma vez que todo líquido se transforma em sólido, o calor liberado pelas partículas faz com que a temperatura do sólido diminua.

Diferenciando substância pura e mistura

As substâncias puras apresentam um diagrama de mudança de estado, formando dois patamares, como acabamos de ver.

De maneira simplificada, podemos representar uma curva de aquecimento, como mostra o gráfico ao lado.



Já as **misturas**, na sua grande maioria, não apresentam dois patamares (fusão e vaporização). Se repetíssemos o mesmo procedimento utilizado com água pura para uma mistura de água e açúcar, obteríamos o diagrama ao lado, em que:

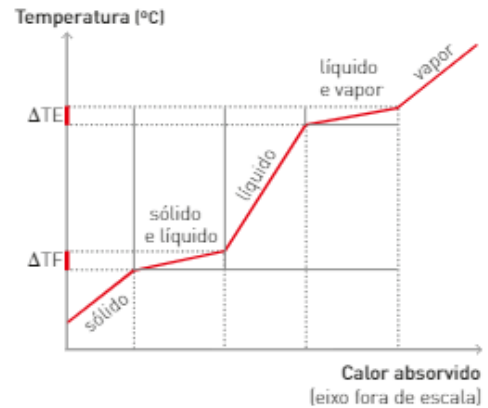
- ΔTF = variação da temperatura durante a fusão;
- ΔTE = variação da temperatura durante a ebulição.

O gráfico do aquecimento da mistura água + açúcar dissolvido, diferentemente do diagrama de aquecimento da água, não apresenta patamares, isto é, durante as mudanças de estado a temperatura não permanece constante, pois a composição da mistura varia durante a mudança de estado.

Assim, comparando os dois diagramas, observamos que a TF e a TE são constantes para a água, que é um sistema formado por um único tipo de partícula, ou seja, uma única substância; enquanto um sistema formado por mais de uma substância (água e açúcar dissolvido) não apresenta temperatura constante durante as mudanças de estado.

Como você pôde ver, o diagrama de mudança de estado de qualquer substância pura apresenta sempre dois patamares. Já o diagrama de mudança de estado de misturas geralmente não apresenta patamares.

Existem algumas misturas com comportamento característico, as quais apresentam apenas um patamar.



Misturas eutéicas

Essas misturas comportam-se como uma substância pura durante a fusão, isto é, apresentam TF constante. Seu gráfico tem um patamar durante a fusão.

A temperatura de fusão de um eutético é inferior às temperaturas de fusão de cada um dos componentes da mistura.

Exemplos:

- solda (estanho + chumbo);
- gelo + sal de cozinha.



Misturas azeotrópicas

Essas misturas comportam-se como uma substância pura durante a ebulição, isto é, apresentam TE constante. Seu gráfico, portanto, apresenta um patamar durante a ebulição.

Exemplo:

- álcool comum (96% de etanol e 4% de água).

As temperaturas de fusão (TF) e ebulição (TE) são duas propriedades físicas utilizadas para caracterizar e identificar substâncias puras. Além delas, é necessário o conhecimento de outra propriedade física para identificar uma substância: a densidade.

Na tabela a seguir, você vê os valores de TF, de TE e da densidade (medida a 4 °C e 1 atm) de algumas substâncias:

	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm ³)
Água (H ₂ O)	0	100,0	1,0
Álcool comum (C ₂ H ₆ O)	-117,0	78,0	0,78
Mercúrio (Hg)	-38,8	356,6	13,64
Ferro (Fe)	1535,0	2750,0	7,87

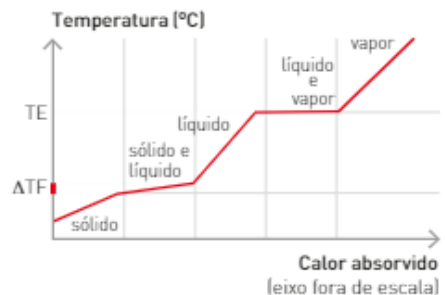


Tabela com base em Lide, David R. (editor-chefe). CRC Handbook of Chemistry and Physics. 81. ed. Flórida: CRC Press LCC, 2001.

ATIVIDADES



28. Indique cada uma das mudanças de estado físico da água, em cada situação.
- Peças de roupas molhadas secam quando penduradas em um varal.
 - Após um banho quente, o espelho do banheiro fica recoberto por água.
 - O vapor-d'água presente na atmosfera forma as nuvens, que são responsáveis pela chuva.
29. Acompanhe a explicação sobre o ciclo da água.



Estácio A. Pa

Representação esquemática do ciclo da água, com visualização do solo em corte, sem escala e com cores fantasia.

A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, formam as nuvens (1). A água, então, volta à terra, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos etc. (2), antes de evaporar novamente (3), fechando o ciclo.

A água, quando cai sob a forma de chuva, dissolve os gases presentes no ar: oxigênio, nitrogênio e também o dióxido de carbono. Este, ao se dissolver na água, forma um ácido: o ácido carbônico. Assim, toda chuva é ligeiramente ácida.

Com base no texto e nos seus conhecimentos prévios, responda:

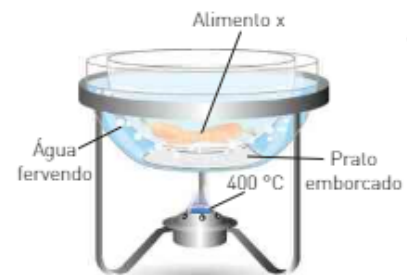
- Em qual faixa de temperatura provavelmente se encontra a água da chuva?
 - Em que estado físico se encontra a água perdida na transpiração das plantas pelas folhas?
 - Explique o aparecimento da água líquida na parte externa (superfície) de um copo que contém água gelada.
30. Uma prática culinária comum é colocar o alimento para cozinhar ou esquentar em banho-maria. Considere a figura ao lado, que esquematiza uma possível montagem do banho-maria:

Sabendo que a temperatura de ebulição da água é $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e que o alimento x tem temperatura de fusão $120\text{ }^{\circ}\text{C}$, analise as seguintes afirmações:

- Enquanto houver água no recipiente, o alimento não sofrerá fusão.
- A temperatura da água em ebulição atingirá o valor de $400\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Se a temperatura da chapa reduzir para $390\text{ }^{\circ}\text{C}$, a temperatura da água em ebulição reduzirá $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Das afirmações acima, estão corretas:

- I, somente.
- II, somente.
- II e III, somente.
- I e III, somente.
- III, somente.



Sel. P

Atividade prática

De onde surge a água?

Objetivos: observar mudanças de estado físico da água e avaliar a validade de hipóteses explicativas.

Material necessário

- 1 fôrma com gelo
- 1 rolo de massa
- 1 pano de prato
- 1 pedaço de cartolina
- 1 copo transparente



Procedimento

1. Coloque alguns cubos de gelo no pano de prato, dobrando-o sobre o gelo, de modo que ele fique embrulhado.
2. Triture o gelo utilizando o rolo de massa.
3. Despeje o gelo triturado no copo, que deve estar seco.
4. Cubra o copo contendo gelo com o pedaço de cartolina e espere alguns minutos.
5. Remova a cartolina e observe o fundo do copo. A seguir, passe o dedo pela parte interna superior do copo, sem encostar no gelo.
6. Passe outro dedo pela parte externa do copo.



Discussão

1. Em quais estados físicos se encontra a água presente no fundo do copo?
2. Qual mudança de estado você observou?
3. Em qual estado físico se encontra a água que ficou retida em seu dedo quando você tocou a parte interna superior do copo?
4. Como se formaram as gotículas de água na superfície interna superior do copo?
5. Em qual estado físico se encontra a água que ficou retida em seu dedo quando você tocou a parte externa do copo?
6. Suponha que um estudante, ao observar os resultados desse experimento, tenha formulado a seguinte hipótese: "A água líquida encontrada no lado externo do copo é proveniente da água contida dentro do copo, que atravessou o vidro, pois ele é poroso".
 - a) O que você responderia a ele?
 - b) Como você procederia para provar a ele seu argumento?
7. Se, em vez de colocar gelo no copo, colocar água morna, os resultados seriam os mesmos?



Após a realização da atividade, não desperdice a água; use-a para regar uma planta.

REGISTRE NO CADERNO 

Capítulo 6

Das primeiras ideias à teoria atômica de Dalton

As primeiras tentativas de entender os fenômenos naturais desvinculados da religião ou de forças sobrenaturais surgiram no século V a.C., na Grécia. Um sábio dessa época, chamado Empédocles, imaginou que toda matéria era formada por quatro elementos: água, terra, fogo e ar, aos quais foram atribuídos os seguintes símbolos:



Por volta de 400 a.C., os filósofos gregos Leucipo e Demócrito elaboraram a filosofia atômica, segundo a qual toda matéria era constituída por pequenas partículas indivisíveis, denominadas *átomos*.

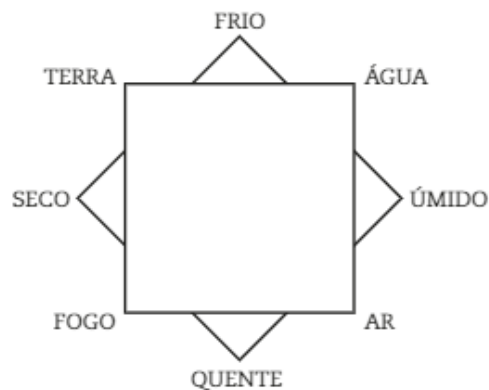
Para eles, toda a natureza era formada por átomos e vácuo. Os átomos eram partículas tão pequenas que não podiam ser vistas, idênticas em sua composição, mas diferentes no tamanho e na forma.

Essa é a primeira ideia filosófica, conhecida como atomismo, a respeito da constituição da matéria; era uma hipótese puramente especulativa, não sendo baseada em observações científicas.

Pouco tempo depois, o filósofo grego Aristóteles (384-322 a.C.) se opôs à teoria de Demócrito e deu um passo adiante na ideia de Empédocles, atribuindo a cada um dos quatro elementos duas "qualidades": frio ou quente e seco ou úmido.

Um elemento poderia se transformar em outro com a remoção ou a adição dessas qualidades; por exemplo, a água ao ser aquecida se transformaria em ar.

A figura a seguir mostra os quatro elementos e suas "qualidades" propostas por Aristóteles.



Tão forte era a influência de Aristóteles, que sua ideia dominou o pensamento dos cientistas e filósofos até o início do século XVII.

Discuta com seus colegas: Demócrito, Leucipo e Aristóteles seguiam procedimentos científicos?

1. ALQUIMISTAS, PRECURSORES DOS QUÍMICOS

Segundo estudos, a alquimia (do árabe *Al-Khemy*, A Química) teria se originado em torno do século III a.C., na Alexandria (Egito), para onde convergiam as tradições gregas, egípcias e orientais. Seus estudos combinavam conhecimentos de química, física, astrologia, filosofia, arte, metalurgia, medicina, misticismo e religião.

Até o século XV, já na Europa, persistiu um trabalho árduo por parte dos alquimistas na tentativa de obter ouro a partir da combinação de outros metais. Se, como afirmavam os gregos antigos, toda matéria é formada por fogo, ar, terra e água, não seria possível ajustar as proporções das substâncias formadoras do mercúrio e do chumbo de tal forma que pudessem transformar-se em ouro ou prata?

A pergunta, embora razoável, ficou sempre sem resposta. Vários métodos pareceram conduzir os alquimistas ao caminho certo, criando a crença de que o espírito universal poderia, de alguma forma, ser concentrado em uma peça particular de matéria que teria a propriedade de executar tal transmutação: a *pedra filosofal*. Essa pedra teria o poder de transformar qualquer metal em ouro. Os alquimistas também estavam interessados em produzir o *elixir da longa vida*, que tornaria o ser humano imortal.

Diferentemente do que possa parecer, a passagem da alquimia à Química não se deu de uma hora para outra, mas por meio de um processo lento, de mais de um século, entre os séculos XV e XVI. A alquimia lidava com teorias e fórmulas secretas, sem circulação de ideias. Com o tempo, começou a haver um processo de padronização dos modos de pensar e trabalhar em laboratório. Em outras palavras: surgiu uma *metodologia*, e com ela, a Química como ciência.

Fontes: Centro de Divulgação Científica e Cultural-USP (<http://www.cdcc.usp.br/>);
Revista Eletrônica de Jornalismo Científico-Labjor/SBPC/Unicamp
(<http://www.comciencia.br/>). Acessos em: 8 fev. 2013.



Laboratório de alquimista,
por Johannes Stradamus,
aproximadamente
1570. Palazzo Vecchio,
Florença, Itália.

2. LEIS PONDERAIS

Em 1661, Robert Boyle (1627-1691) fundamentou a Química como Ciência com a publicação do seu livro *The Sceptical Chemist* ("O químico cético" ou "O químico que não confia").

O maior mérito de Boyle foi introduzir o "método científico" no estudo da Química. Um dos seus trabalhos consistiu em mostrar que várias substâncias não podiam ser desdobradas em duas ou mais pelos métodos experimentais. Essas substâncias foram por ele denominadas **elementos químicos**.

Outro cientista muito importante para o desenvolvimento da Química como uma ciência experimental foi Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Lavoisier introduziu o uso da balança nas pesquisas químicas.

Suas pesquisas, envolvendo cuidadosas pesagens, levaram-no a descobrir e justificar fatos que outros cientistas não tinham conseguido por subestimarem o uso criterioso da balança.

A partir do trabalho de Lavoisier, os químicos começaram a perceber que os fenômenos químicos apresentavam certas regularidades, às quais foi dado um tratamento matemático, o que permitiu sua expressão na forma de leis. Essas leis, chamadas **Leis das combinações químicas**, permitiram a elaboração de cálculos relacionando matematicamente as quantidades de reagentes e produtos participantes de uma reação química.

Genericamente, essas leis que relacionam massas são denominadas **Leis ponderais**, sendo a Lei da conservação das massas, de Lavoisier, a primeira delas.



Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) dedicou-se ao estudo da Matemática, da Astronomia, da Química e da Física. É considerado o pai da Química moderna. Sua principal contribuição científica foi a lei da conservação das massas. Coleção particular.

Lei da conservação das massas

Essa lei foi proposta, por volta de 1775, por Lavoisier e é popularmente enunciada da seguinte maneira:

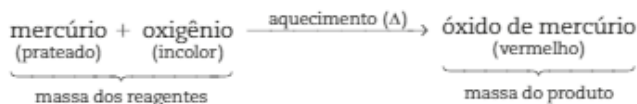
Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

Isso significa que em uma reação química a matéria não é criada nem destruída.

A Lei da conservação das massas foi proposta por Lavoisier após a realização, em 1773, do seguinte experimento:

Lavoisier colocou em um frasco uma quantidade do metal mercúrio (Hg) e, após fechá-lo hermeticamente, determinou sua massa. A seguir esse sistema fechado foi colocado em um forno de alta temperatura. Após certo tempo, esse frasco foi pesado novamente, apresentando a mesma massa, porém o mercúrio havia reagido com o gás oxigênio do ar contido no frasco formando uma nova substância: o óxido de mercúrio.

Esse experimento pode ser representado pela equação:



Essa mesma experiência foi repetida muitas vezes, sempre utilizando balanças e determinando as massas dos reagentes e dos produtos, e permitiu que Lavoisier concluísse que "Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos".

Lei das proporções definidas

Em 1799, Joseph Louis Proust (1754-1826), por meio da análise de substâncias puras, determinou que a composição em massa dessas substâncias era constante, independentemente de seu processo de obtenção. Assim, por exemplo, a água, não importando sua origem ou seu método de obtenção, sempre é formada por 11,1% em massa de hidrogênio e 88,9% em massa de oxigênio:

água	→	hidrogênio	+	oxigênio
100%		11,1%		88,9%
100 g		11,1 g		88,9 g

Assim, a composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio para qualquer massa de água:

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{11,1\text{g}}{88,9\text{g}} = \frac{1}{8}$$

Na formação da água deveremos ter a combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa. Se reagirmos 1 g de hidrogênio com 8 g de oxigênio, obteremos 9 g de água.

	hidrogênio	+	oxigênio	→	água
Proporção	1	:	8	:	9
Experimento A	10 g	+	80 g	→	90 g
Experimento B	5 g	+	40 g	→	45 g

Em função desses resultados, Proust enunciou a Lei das proporções definidas:

Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição, independente da forma como foi obtida.

Lavoisier e Proust: dois destinos diferentes

O prédio em que Lavoisier esteve preso durante a Revolução Francesa localiza-se às margens do rio Sena e hoje é conhecido como La Conciergerie. Naquela época, os presos ficavam alojados em grandes celas coletivas, sem nenhuma privacidade ou higiene. Lavoisier, no entanto, por ter posses, gozava do privilégio de ter uma cela individual em que dispunha de mesa, cadeira, catre (cama simples) e um vaso sanitário.

Lavoisier esteve preso de novembro de 1793 a maio de 1794 quando, no dia 8, foi condenado à morte na guilhotina, acusado de peculato e traição aos ideais da Revolução Francesa. Ele foi preso e condenado não só por ser nobre, mas por ser sócio da Ferme Generale — empresa privada responsável pela coleta de taxas e impostos para o governo imperial francês.

O não menos nobre Joseph Louis Proust, ao contrário de Lavoisier, salvou sua cabeça da guilhotina ao fugir para a Espanha. Sob o patrocínio do rei Carlos IV, viveu e trabalhou em Madri, tendo fundado uma escola de Química em Segóvia. Naquela escola, estudando o carbonato de cobre retirado das minas da região e produzido em laboratório, formulou a Lei das proporções definidas. Voltou à França já no final de sua vida, onde viveu alguns anos em retiro até falecer em 1826.

Hoje, a escola de Química fundada por Proust em 1786 em Segóvia, na Espanha, abriga um museu onde se encontram guardados os originais de seu trabalho.
Fotografia de 1999.



ARQUIVO COS ALUNOS

Lei das proporções múltiplas

Em 1803, já se sabia que duas ou mais substâncias podiam se combinar em proporções diferentes, originando compostos diferentes, com propriedades diferentes. Sabia-se, por exemplo, que da combinação entre carbono e oxigênio podiam se formar monóxido e dióxido de carbono (gás carbônico). Naquela época, John Dalton (1766-1844) descobriu que, ao fixar a quantidade de uma substância presente nesses compostos, as massas da outra substância apresentariam entre si uma relação de números inteiros e pequenos (2, 3, ...).

Vamos estudar os compostos obtidos da combinação entre carbono e oxigênio mostrada no quadro abaixo.

	carbono + oxigênio → monóxido de carbono		
Experimento A	12 g	16 g	28 g
	carbono + oxigênio → dióxido de carbono		
Experimento B	12 g	32 g	44 g

Sendo 16 g a massa de oxigênio consumida no experimento A e 32 g a massa consumida no experimento B, a relação entre elas é igual a:

$$\frac{\text{massa de oxigênio (experimento A)}}{\text{massa de oxigênio (experimento B)}} = \frac{16}{32} = \frac{1}{2}$$

Dalton enunciou suas descobertas com o nome de Lei das proporções múltiplas: Quando uma massa fixa (m) de uma substância A se combina com massas diferentes (m₁, m₂, ...) de uma substância B originando substâncias diferentes, as massas de B apresentam entre si uma relação expressa por números inteiros e pequenos.

John Dalton

Dalton nasceu em Eaglesfield, na Inglaterra, em 1766, filho de um tecelão Quaker (membro de um grupo religioso de tradição protestante). A escola dos Quakers e a educação doméstica permitiram que Dalton recebesse uma boa formação. Em 1793, mudou-se para Manchester como professor de Matemática e de Filosofia do New College, onde publicou muitos trabalhos científicos.

Além de ter elaborado a teoria atômica, Dalton descobriu uma importante lei da Física — a Lei das pressões parciais dos gases. Uma curiosidade sobre a sua vida profissional: ele também atuou como meteorologista, tendo feito cerca de 200 mil anotações.

Dalton foi o primeiro cientista a descrever uma deficiência visual — da qual sofria — cujo portador não consegue distinguir algumas cores, entre elas o vermelho e o verde. O seu trabalho sobre essa deficiência foi tão importante que hoje ela é conhecida por **daltonismo**. Atualmente, sabe-se que o daltonismo afeta 5% dos homens e 0,5% das mulheres.



John Dalton, retratado em 1814 por William H. Worthing.

Em homenagem a John Dalton, a igreja de St. Phillips, onde ele começou a lecionar com 12 anos de idade, é conhecida na região como John Dalton Memorial Church. Eaglesfield, 2007.



ATIVIDADES



Leia o texto e utilize os seus conhecimentos para responder as questões 31 e 32:

Por volta do século V a.C., na Grécia, o sábio Empédocles imaginou que toda matéria era formada por quatro elementos: água, terra, fogo e ar, aos quais foram atribuídos os símbolos ao lado:



31. Atualmente, qual dos símbolos propostos por Empédocles não pode ser representado por fórmula(s)?
- a) Todos podem ser representadas por fórmulas. b) Água d) Fogo
c) Terra e) Ar
32. Qual dos símbolos propostos por Empédocles pode ser representado por uma única fórmula?
- a) Todos podem ser representadas por uma única fórmula. b) Água d) Fogo
c) Terra e) Ar
33. Um dos principais poluentes atmosféricos é o monóxido de carbono, que pode ser formado pela queima incompleta do carvão. A equação da transformação pode ser representada por: carvão + oxigênio → monóxido de carbono.

Utilizando as Leis de Lavoisier e Proust, determine os valores de x , y , z , w e r que completariam corretamente a tabela abaixo.

Carvão	Oxigênio	Monóxido de carbono
12 g	16 g	x
z	y	14 g
w	80 g	r

EXPLORE SEU MUNDO – PESAGENS

Sobre o prato de uma balança de sua casa, de uma padaria, do laboratório de sua escola ou de um supermercado, coloque um copo com água e observe e anote a massa indicada. Adicione um comprimido efervescente e observe e anote a massa após a adição e ao terminar a efervescência. Sabendo que ocorreu uma reação química, esta obedece ou não à lei da conservação da massa? Justifique.

3. TEORIA ATÔMICA DE DALTON

Dalton, a partir de trabalhos baseados em fatos e evidências experimentais, retomou a ideia do filósofo grego Demócrito e, em 1808, propôs uma teoria atômica para explicar a composição das substâncias. Essa teoria possibilitaria, posteriormente, a criação do primeiro modelo do átomo e expressa, em termos gerais, o seguinte:

1. A matéria é constituída de pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas **átomos**.
2. Um conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos apresenta as mesmas propriedades e constitui um **elemento químico**.
3. Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.



Representação do modelo de Dalton para átomos de diferentes elementos químicos, em cores fantasia.

4. A combinação de átomos de elementos diferentes, em uma proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.

5. Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos: são simplesmente rearranjados, originando novas substâncias.

Para melhor representar sua teoria atômica, Dalton substituiu os antigos símbolos químicos da alquimia por novos e criou símbolos para outros elementos que não eram conhecidos pelos alquimistas.

Como para ele os átomos eram esféricos, propôs que uma série de círculos com linhas, pontos ou letras representassem os diferentes elementos.

Hoje, sabemos que alguns dos elementos representados por Dalton são, na verdade, compostos químicos.

A tabela ao lado mostra alguns dos símbolos usados pelos alquimistas e por Dalton para representar elementos químicos.

Até 1808, quando Dalton propôs a teoria atômica, eram conhecidos aproximadamente 50 elementos químicos. Por volta de 1810, o químico sueco Berzelius (1779-1848) organizou a notação química utilizada até essa data, que era bastante confusa, introduzindo como símbolo dos elementos as iniciais de seus nomes antigos (geralmente de origem latina).

Esses símbolos, usados até hoje, são constituídos por uma ou duas letras de fôrma, sendo a primeira sempre maiúscula, e a segunda, quando existir, sempre minúscula.

Atualmente, entre os 118 elementos conhecidos, 14 trazem como símbolo apenas uma letra, 100 são representados por duas letras e os demais ainda não foram nomeados.

Elemento	Alquimista	Dalton	Do inglês
ouro	☉	Ⓞ	G = <i>Gold</i>
prata	☾	Ⓢ	S = <i>Silver</i>
ferro	♂	Ⓛ	I = <i>Iron</i>
cobre	♀	Ⓢ	C = <i>Copper</i>

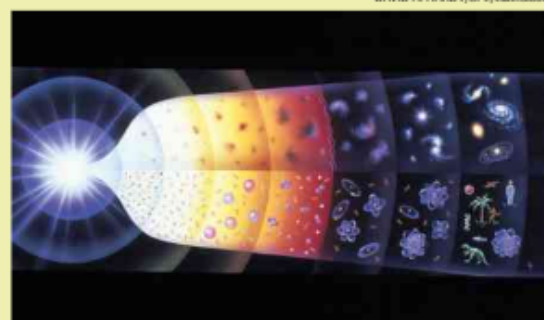
Elemento	Nome latino	Símbolo
sódio	<i>natrium</i>	Na
potássio	<i>kallium</i>	K
hidrogênio	<i>hydrogenium</i>	H
ouro	<i>aurum</i>	Au
cobre	<i>cuprum</i>	Cu

O big bang e os elementos químicos

Muitos físicos teóricos aceitam a teoria de que o Universo tenha se formado a partir de uma grande expansão inicial, o big bang, e que, após alguns microssegundos, parte da energia liberada tenha se transformado em matéria.

Aproximadamente 1 bilhão de anos após o início do Universo começou a formação dos corpos celestes. Teoricamente as estrelas se formaram a partir de gigantescas massas de gases chamadas **nebulosas**. Nas regiões mais frias, muito distantes do Sol, essa matéria se condensou, se fundiu, se solidificou e deu origem aos planetas. Os elementos de menor massa e mais voláteis foram afastados dos planetas pelos ventos solares e pelo calor do Sol e formaram a atmosfera e regiões superficiais.

Os outros elementos, de acordo com sua densidade e temperatura de fusão, formaram a parte sólida dos planetas. Os de maior densidade, como o ferro e o níquel, se acumularam na parte central interna.

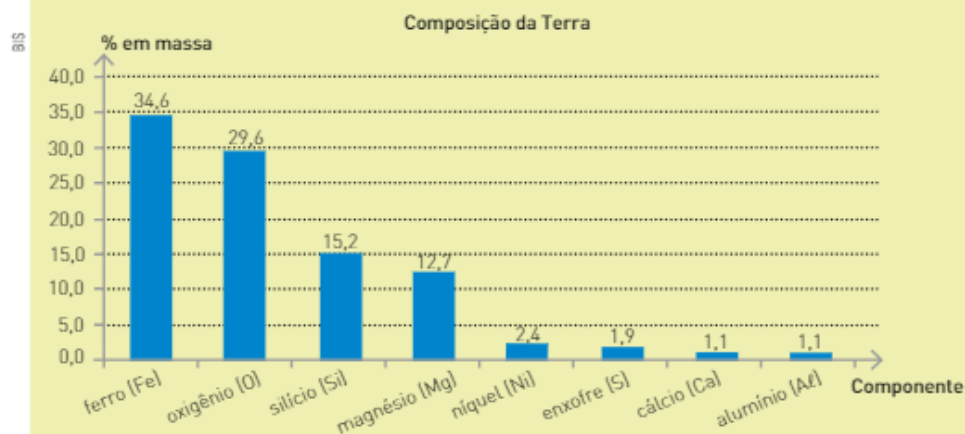


Representação artística da linha do tempo, desde o instante do big bang até hoje. Estão representadas as transformações de energia em matéria, desde as primeiras partículas até as galáxias. Representação fora de escala e em cores fantasia.



A Terra e os outros planetas terrestres, como Mercúrio, Vênus e Marte, apresentam grandes porcentagens de ferro (Fe), oxigênio (O) e silício (Si). Os planetas gasosos, como Júpiter, têm até 98% em massa de gás hidrogênio (H₂) e gás hélio (He). (Ilustração fora de escalas de tamanho e distância e em cores fantasia.)

O gráfico abaixo mostra a porcentagem em massa dos 10 elementos mais abundantes na Terra, considerada por inteiro.



Pensando no nosso planeta, será que existe um elemento químico presente na atmosfera, hidrosfera e litosfera?

Fonte de dados para elaboração do gráfico: <http://www.tecnicodepetroleo.ufpr.br/apostilas/engenhiero_do_petroleo/fundamentos_da_geologia.pdf>. Acesso em: 20 fev. 2013.

O astrônomo é o profissional que pesquisa o Universo e os elementos que o constituem (planetas, estrelas, galáxias, cometas etc.). Ele estuda as propriedades físicas e químicas desses corpos, sua formação e evolução.

Mundo do trabalho

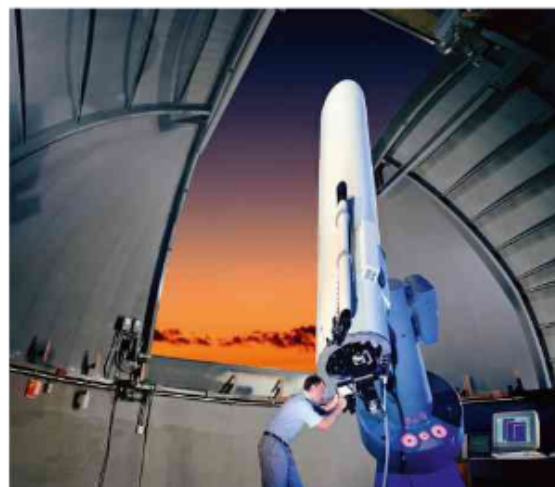
Astrônomo

Esse profissional é um especialista em fenômenos espaciais. Grande parte do seu trabalho está relacionado à observação dos astros através de telescópios e câmeras. Os modernos instrumentos de observação são manipulados por computador, e boa parte dos dados é disponibilizada na internet. O astrônomo analisa imagens captadas por satélites, desenvolve teorias e faz observações. Também realiza estudos sobre a dinâmica dos corpos celestes, seu tamanho e seus movimentos.

O curso de Astronomia apresenta duração média de quatro anos. Nesse curso, são estudadas muitas disciplinas nas áreas de Matemática e Física. A estrutura curricular do curso conta também com disciplinas de: Astrofísica, Cosmologia, Planetas e Sistemas Planetários, Análise de Dados em Astronomia, entre outras.

Em relação ao mercado de trabalho, o profissional poderá montar exposições, dar palestras e coordenar visitas a planetários e museus, difundindo os conhecimentos astronômicos para o público leigo, dar aulas de Física e Matemática no Ensino Médio e trabalhar em universidades, observatórios e centros de pesquisas espaciais, estudando a física dos corpos celestes, validando leis, bem como sua composição química, origem e evolução.

Fontes de pesquisa: <<http://www.guiadacarreira.com.br/profissao/astrofísica/>> e <<http://guiadoestudante.abril.com.br/profissoes/ciencias-exatas-informatica/astrofísica-684525.shtml>>. Acessos em: 7 abr. 2016.



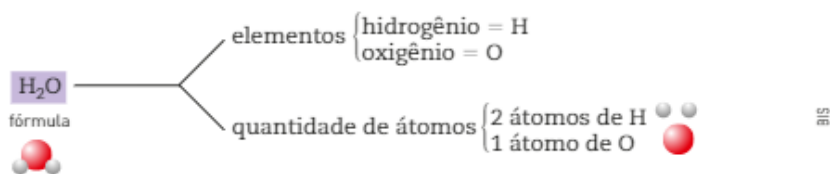
Astrônomo com um telescópio refletor.

4. COMBINAÇÃO DE ÁTOMOS

Os elementos químicos são representados por símbolos, já as substâncias são representadas por fórmulas. Para indicar a proporção com que cada elemento entra na formação de determinada substância, o químico sueco Jacob Berzelius (1779-1848) associou um **índice** numérico aos símbolos. Essa notação, simples e funcional, foi logo adotada pelos químicos da época e permanece inalterada até os dias atuais.

A representação gráfica de uma substância, utilizando símbolos e índices numéricos, é denominada **fórmula** e indica a constituição de cada unidade formadora da substância. Assim, por exemplo, quando dizemos que a fórmula da água é H_2O , devemos entender que cada unidade de água é formada pela combinação de 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. A essas unidades que constituem as substâncias deu-se o nome de **moléculas**.

Uma molécula de água pode ser representada pela fórmula e pelo modelo (fora de escala e em cores fantasia):



A água é uma substância composta, pois é formada por mais de um elemento químico.

Vejam agora algumas outras substâncias e as representações de suas fórmulas e seus modelos:

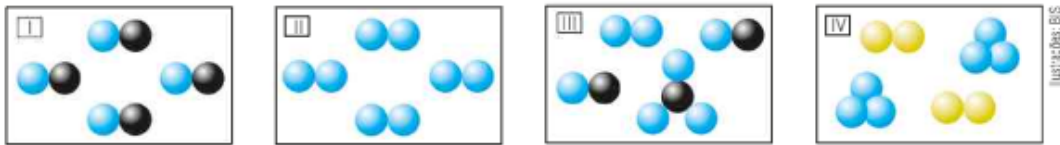
Elemento químico	Substância	Fórmula	Modelo
Hidrogênio	Gás hidrogênio	H_2	
Cloro	Gás cloro	Cl_2	
Oxigênio	Gás ozônio	O_3	
Hélio	Gás hélio	He	
Ferro	Ferro metálico	Fe	

[As representações do modelo de rearranjo atômico estão fora de escala e em cores fantasia].

ATIVIDADES



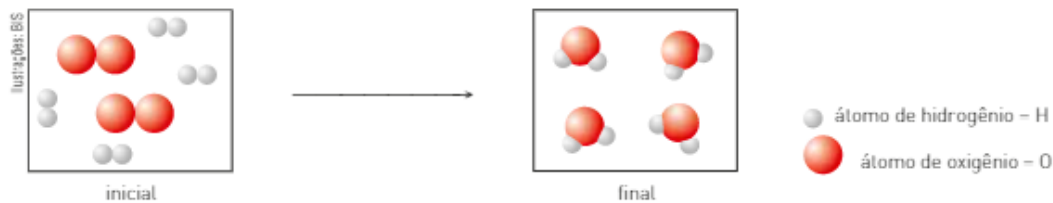
34. No esquema a seguir, estão representados quatro sistemas (de I a IV) formados por moléculas constituídas de três tipos de átomos (X, Y e Z), representados por , e respectivamente.



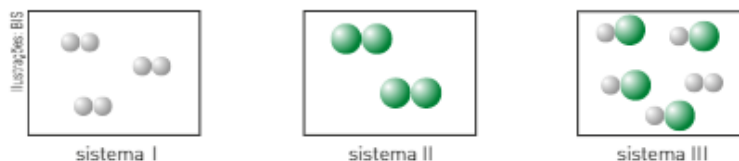
Responda às perguntas seguintes relativas à classificação desses sistemas.

- Qual(is) é (são) substância(s) pura(s) simples?
 - Qual(is) é (são) substância(s) pura(s) composta(s)?
 - Qual(is) é (são) mistura(s)?
 - Quantos componentes apresenta cada sistema?
 - No caso dos sistemas com mais de um componente, quantos componentes são substâncias simples e quantos são substâncias compostas?
35. Com base nas informações a seguir, responda às questões de a a j.

O esquema abaixo representa os estados inicial e final de um sistema no qual ocorre uma reação química.



- No estado inicial, temos uma substância pura ou uma mistura?
 - No estado final, temos uma substância pura ou uma mistura?
 - Escreva as fórmulas dos gases presentes no sistema inicial.
 - Escreva a fórmula do produto da reação.
 - Qual é o número de moléculas de cada substância no estado inicial?
 - Qual é o número de átomos de cada elemento no estado inicial?
 - Qual é o número de moléculas no estado final?
 - Qual é o número de átomos de cada elemento no estado final?
 - Nessa reação, ocorre conservação do número de átomos ou de moléculas?
 - A resposta da questão anterior pode ser generalizada para todas as reações químicas? Justifique.
36. Considere o esquema a seguir para responder às questões de a a d.



- Qual é a classificação de cada sistema, usando os critérios *substância simples*, *substância composta* e *mistura*?
- Colocando em contato as substâncias dos sistemas I e II e observando o sistema III, explique se ocorreu ou não uma reação.
- Caso você tenha respondido que ocorreu uma reação, explique se os reagentes foram totalmente consumidos e justifique sua resposta.
- A soma das massas das substâncias presentes nos sistemas I e II é igual, menor ou maior que a massa das substâncias presentes no sistema III?

Capítulo 7

Alotropia

Uma propriedade conhecida por **alotropia** ocorre quando os átomos de alguns elementos químicos podem se combinar de maneiras diferentes originando substâncias simples diferentes, e essas substâncias apresentam propriedades físicas diferentes.

Vejamos alguns desses elementos e as substâncias simples, isto é, substâncias formadas por um único elemento químico, e algumas de suas características.

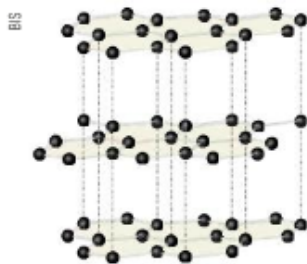
1. CARBONO

O elemento químico carbono (C) forma quatro variedades alotrópicas: grafite, diamante, fulereno e nanotubos.

Essas quatro substâncias simples diferem entre si no arranjo dos átomos que formam o retículo cristalino.

Grafite

O grafite (ou grafita) é utilizado como lubrificante sólido e apresenta condutividade elétrica no estado sólido.



O grafite apresenta uma estrutura formada por anéis hexagonais contidos em um mesmo plano. Representações de modelos atômicos fora de escala e em cores fantasia.

Diamante

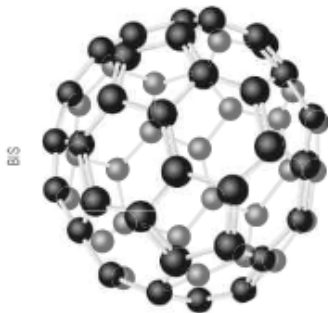
O diamante é a substância natural de maior dureza que se conhece, podendo ser utilizado na fabricação de joias.



No diamante, cada átomo de carbono está ligado a outros quatro átomos de carbono, formando uma estrutura espacial. Representações de modelos atômicos fora de escala e em cores fantasia.

Fulerenos

Os fulerenos podem ter aplicações na medicina, tais como a atividade antiviral, antimicrobiana e transporte de drogas de efeito radioterápico.



Essas estruturas têm um formato de bolas de futebol compostas por 60 átomos de carbono (C_{60}); essas estruturas são as mais conhecidas, mas podem ser formadas por até 960 átomos de carbono.

Representações de modelos fora de escala e em cores fantasia.

Nanotubos de carbono

Os nanotubos, em geral, apresentam alta resistência mecânica, alta flexibilidade, características elétricas e térmicas.



Representação de nanotubos formados por folhas de carbono em estruturas pentagonais e hexagonais, com até um átomo de espessura.

2. OXIGÊNIO

O elemento oxigênio (O) forma duas variedades alotrópicas; uma delas, mais abundante, é o **oxigênio comum** (O_2) e a outra, o **ozônio** (O_3).

No oxigênio comum (O_2), os átomos se unem dois a dois, formando moléculas biatômicas.

O O_2 encontra-se, à temperatura ambiente (25°C), no estado gasoso e está presente na atmosfera terrestre como componente do ar, tendo importância fundamental para a vida animal e vegetal. Uma propriedade extremamente importante desse gás é que ele alimenta todas as reações de combustão e, por isso, é denominado **comburente**: sem oxigênio não ocorre nenhuma combustão.

No ozônio (O_3), os átomos se unem três a três, formando moléculas triatômicas. À temperatura ambiente, o O_3 é um gás azul-claro e apresenta odor intenso e característico, que pode ser sentido após tempestades com descargas elétricas e, também, perto de equipamentos de alta voltagem.



Oxigênio (O_2).



Ozônio (O_3).

Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

O ozônio é usado como alvejante e também no tratamento da água, substituindo compostos clorados, em razão de seu poder bactericida. Ele é produzido nos aparelhos chamados ozonizadores, nos quais o oxigênio comum (O_2) é submetido a descargas elétricas.

A camada de ozônio

O gás ozônio (O_3) é produzido nas altas camadas da atmosfera (estratosfera) pela ação dos raios solares sobre o gás oxigênio (O_2). Tem a importante função de filtrar os raios ultravioleta (UV) provenientes do Sol, permitindo a passagem de apenas 7% desses raios, aproximadamente. Sem a camada de ozônio, não existiria vida na Terra, pelo menos como nós a conhecemos atualmente.

Alguns produtos, denominados genericamente CFCs (clorofluorcarbonos), foram muito usados até o fim da década de 1980 e meados dos anos 1990, na fabricação de aerossóis, equipamentos de refrigeração e plásticos, e na expansão de espumas. Estudos científicos, porém, apontaram o fato de que tais produtos (entre outros) afetavam a camada de ozônio.

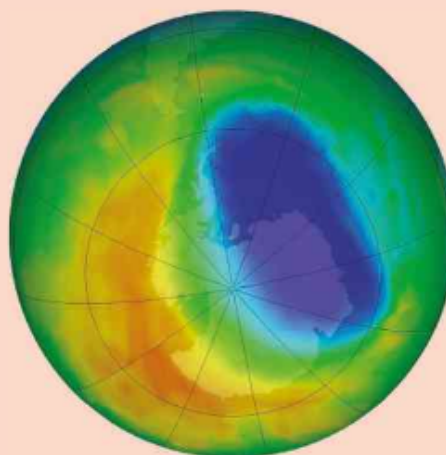
A partir de 1987, diversos países assinaram o Protocolo de Montreal, um compromisso para a redução gradual até a eliminação do uso desses produtos. Entretanto, alguns gases propostos como alternativas aos CFCs, como o HCFC (hidroclorofluorcarbono), o HFC (hidrofluorcarbono) e o PFC (perfluorcarbono), embora afetem menos a camada de ozônio, estão entre os gases de efeito estufa. Diante desse fato, a Convenção das Nações Unidas sobre Mudanças Climáticas (UNCCC) e o Protocolo de Montreal elaboraram um documento que sustenta ser possível reduzir à metade a presença desses produtos, em comparação aos níveis de 2002.

Para tanto, faz-se necessário investir em novas tecnologias e aumentar o uso de substitutos, como o HC (hidrocarbono), que não agravem o aquecimento global.

Fontes das informações: Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (<http://www.inpe.br>); Ministério do Meio Ambiente (<http://www.mma.gov.br>). Acessos em: 7 abr. 2016.

Observação

A notação [O] indica átomos isolados de oxigênio (oxigênio atômico) denominados radicais livres.



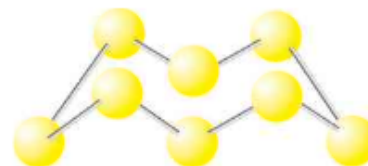
Reynolds/Larinsick

Imagem obtida pela Nasa em 24 de outubro de 2012. A região azul corresponde ao buraco na camada de ozônio sobre a Antártida que se acentua anualmente na região, durante a primavera no Hemisfério Sul. Nas demais regiões do planeta, o que se observa como consequência dos gases que afetam a camada de ozônio é a rarefação dessa camada.

3. ENXOFRE

O elemento enxofre (S) forma duas variedades alotrópicas: o **enxofre rômbo** e o **enxofre monoclinico**. Essas duas variedades são formadas por moléculas com oito átomos (octatômicas) e podem ser representadas pela fórmula S_8 .

Embora os cristais das duas variedades alotrópicas sejam diferentes, ambos são formados por anéis com oito átomos, interligados conforme a figura ao lado, e apresentam a cor amarela.



BIS

Representação de modelo molecular de S_8 , fora de escala e em cores fantasia.



Andrew Lambert Photography/SPL/Liajir/stock

Monoclinico: apresenta-se na forma de cristais opacos com formato de agulhas, encontrados em regiões vulcânicas.



Dirk Wiersma/SPL/Liajir/stock

Rômbo: é a variedade alotrópica mais comum, que ocorre na forma de cristais amarelos e transparentes.

4. FÓSFORO

O elemento fósforo apresenta duas variedades alotrópicas: fósforo branco (P_4) e fósforo vermelho (P_n), em que a notação n indica a quantidade de átomos indeterminada (atomicidade indeterminada).



O fósforo branco (à direita) apresenta moléculas tetraédricas P_4 e é muito reativo e inflamável. O fósforo vermelho (à esquerda) é constituído de redes multiatômicas e é muito menos reativo. É o componente das lixas das caixas de fósforo.

ATIVIDADES



37. Associe as ilustrações a seguir às três variedades alotrópicas do carbono com as características abaixo.



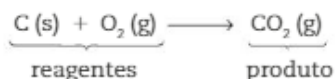
Representações desta página fora de escala e em cores fantasia.

- I. É a substância natural de maior dureza.
 - II. Conduz corrente elétrica no estado sólido.
 - III. Tem a forma de uma esfera oca.
38. O elemento químico oxigênio é encontrado na natureza sob duas formas alotrópicas diferentes: o gás oxigênio e o gás ozônio. A respeito dessas variedades alotrópicas, assinale a única alternativa incorreta:
- a) O gás ozônio pode ser usado no tratamento de água por ter ação bactericida.
 - b) A camada de gás ozônio que envolve a Terra a aproximadamente 30 km de altura pode ser destruída por compostos formados por carbono, flúor e/ou cloro (CFC).
 - c) O gás oxigênio, quando submetido a descargas elétricas, pode ser transformado em gás ozônio.
 - d) Nas reações de combustão, o gás oxigênio atua como combustível.
 - e) O gás oxigênio é fundamental para a existência da vida na Terra.

Capítulo 8

Equações químicas

Também nas equações químicas as substâncias são representadas por fórmulas. A combustão (queima) do carvão pode ser representada pela equação:



A notação (s) e (g) indicam, respectivamente, o estado físico sólido e gasoso de cada componente nas condições do experimento.

Essas equações devem apresentar também a proporção adequada de reagentes e produtos em função da qual as reações ocorrem.

A quantidade de cada substância que participa da reação é indicada por números escritos antes de suas fórmulas, denominados coeficientes estequiométricos, que devem ser os menores números inteiros possíveis. Quando o coeficiente for igual a 1, não é obrigatória a sua indicação.

Em uma equação química, a quantidade de átomos de cada elemento participante deve ser igual nos reagentes e nos produtos.

1. BALANCEAMENTO DE UMA EQUAÇÃO QUÍMICA

Existem várias maneiras de fazer o balanceamento de uma equação química. Geralmente, o modo mais usado para determinar os coeficientes de uma equação é o **método das tentativas**.

Apesar de o nome “método das tentativas” parecer totalmente aleatório, esse método simples é eficiente na determinação dos coeficientes de um grande número de equações químicas, desde que sejam seguidos alguns procedimentos básicos.

1. Atribuímos o coeficiente 1 à substância com maior número de átomos.
2. A partir dessa substância, determinamos os coeficientes das outras substâncias.
3. Como os coeficientes devem ser números inteiros, se algum coeficiente obtido for fracionário, devemos multiplicar todos os coeficientes por um número apropriado para eliminar as frações.

Veja como aplicar esses procedimentos:

A combustão completa do metano pode ser representada pela equação:

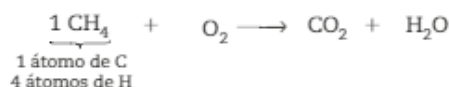
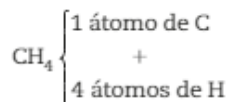


Representação de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Como você pode perceber, o número de átomos dos reagentes não é igual ao dos produtos.

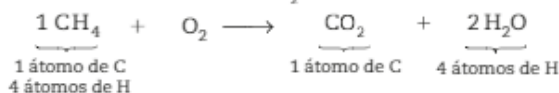
Para fazer o balanceamento, vamos efetuar as seguintes etapas:

1. A substância com maior número de átomos é o metano e a ela atribuiremos o coeficiente **1**.

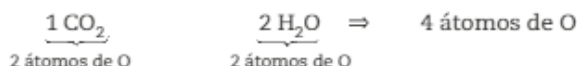


Podemos perceber que devemos ter nos produtos 1 átomo de C e 4 átomos de H.

2. A partir do CH_4 atribuímos ao C o coeficiente **1** e ao H_2O o coeficiente **2**.



Agora, só falta acertar o coeficiente do O_2 . No segundo membro, com coeficientes já definidos, temos:



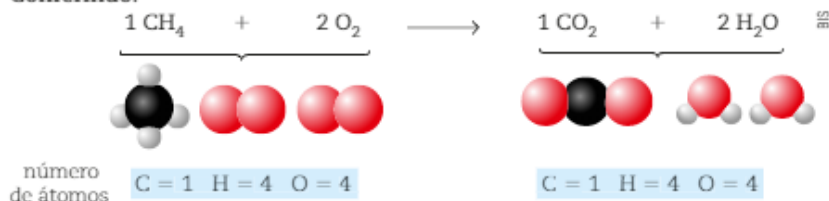
Assim, no primeiro membro devemos ter 4 átomos de O, ou seja: 2 O_2 .

Finalmente, temos: $1 \text{ CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \longrightarrow 1 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Agora, já temos a equação devidamente balanceada.

Para verificar se esses coeficientes estão realmente corretos, contamos o número de átomos de cada substância nos dois lados da equação (reagentes e produtos).

Conferindo:



Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

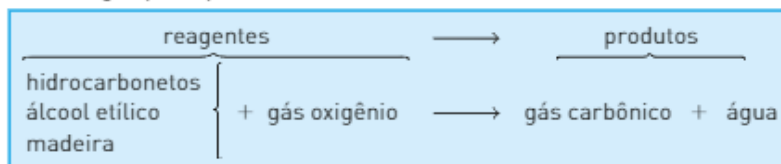
CONEXÃO Segurança e cidadania

Uma reação química muito importante

Grande parte da energia que consumimos é obtida com a queima de materiais denominados combustíveis. Os principais combustíveis, como gás de cozinha, gasolina, querosene e óleos combustíveis, são obtidos da destilação do petróleo e são classificados como hidrocarbonetos. Suas moléculas são formadas somente pelos elementos carbono e hidrogênio. Porém, para que ocorra a combustão, é necessária a presença do gás oxigênio, que nessa reação é denominado comburente.

Além dos hidrocarbonetos, no Brasil usamos como combustível para veículos o álcool etílico, produto da fermentação da cana-de-açúcar.

Durante a reação de combustão dos hidrocarbonetos, do álcool etílico e de outros combustíveis (como a madeira), ocorre a formação de gás carbônico (dióxido de carbono) e água, e também a liberação de grandes quantidades de energia, principalmente sob a forma de calor.



Os combustíveis, tão importantes na nossa vida, também podem ser responsáveis por incêndios. O risco de incêndio existe sempre que os três fatores abaixo estiverem juntos:

1. Presença de um combustível.
2. Presença do comburente (gás oxigênio).
3. Calor.

Essas condições costumam ser representadas por um triângulo — o Triângulo do fogo, apresentado na ilustração ao lado.

A prevenção e a extinção de um incêndio envolvem a eliminação de um dos três elementos do triângulo por meio de:

- Resfriamento — normalmente se usa a água para abaixar a temperatura.
- Abafamento — consiste em impedir o contato do gás oxigênio do ar com o combustível utilizando-se uma cobertura.
- Retirada do combustível.

Geralmente, usamos os extintores para apagar um incêndio.

Os incêndios florestais são comuns em determinadas épocas em que exista uma baixa umidade relativa do ar, elevadas temperaturas e falta de chuva. A vegetação seca fica mais vulnerável à propagação do fogo. Um pequeno foco pode se alastrar rapidamente.



Triângulo do fogo.

Você e seus colegas poderiam pesquisar na internet ou na biblioteca de sua escola e criar uma campanha educativa apresentando orientações para prevenção de incêndios florestais. A seguir apresentamos alguns sites que podem ser consultados: <http://ambiente.maiadigital.pt/cidadania/como_posso_civismo/para_proteger_a_floresta_e_prevenir_incendios> <http://www.bombeirosnp.com.br/index.php?option=com_content&view=article&id=196:dicas-para-evitar-incendios-floresta-is&catid=3:noticias&Itemid=50> <http://www.floresta.ufpr.br/alias/lpf/public_html/prevencao.html> Acessos em: 7 abr. 2016.



Queimada em campo nativo. Rio Grande do Sul, 2015.

Para ampliar seu conhecimento

Se você quiser obter mais informações sobre os brigadistas de prevenção e combate a incêndios florestais, consulte o site <<http://www.icmbio.gov.br/portal/images/stories/servicos/sejaumbrigadista.pdf>> (acesso em: 7 abr. 2016), que apresenta um manual de formação de brigadistas de incêndios florestais, incluindo noções de ecologia, manejo do fogo, sistemas de vigilância, entre outros assuntos.

Refleta

1. O que é um combustível?
2. O que é um comburente?
3. Qual é o componente do ar que alimenta as combustões?
4. Cite três combustíveis.
5. Cite dois sentidos humanos que podem detectar a ocorrência de combustão.
6. Habitualmente, quando trocamos um botijão de gás de cozinha, colocamos água com sabão na junção da mangueira com a válvula do botijão. Pesquise na internet qual é a finalidade desse procedimento.
7. Considere três situações:
 - I. Um dos procedimentos utilizados pelos brigadistas de incêndios florestais é lançar terra sobre o fogo.
 - II. Ao combater um incêndio em um prédio, os bombeiros lançam jatos de água nas estruturas de madeira.
 - III. Ao combater um incêndio em um armazém, os bombeiros retiram tambores que contenham gasolina, gás de petróleo etc.

Quais são os fatores do Triângulo do fogo que se procura eliminar em cada situação?

REGISTRE
NO CADERNO



5. (UTFPR) O soro hospitalar é formado por uma solução aquosa de cloreto de sódio e glicose. Esse sistema apresenta:
- uma fase e um componente.
 - três fases e um componente.
 - uma fase e dois componentes.
 - três fases e três componentes.
 - uma fase e três componentes.
6. (PUC-MG) Considere as seguintes proposições:
- Não existe sistema polifásico formado de vários gases ou vapores.
 - A água é uma mistura de hidrogênio e oxigênio.
 - Todo sistema homogêneo é uma mistura homogênea.
 - Existe sistema monofásico formado por vários sólidos.
 - Todo sistema polifásico é uma mistura heterogênea.
- São verdadeiras as afirmações:
- I, II e III
 - I e II apenas
 - I e IV apenas
 - III, IV e V
7. (Cefet-SC) Quando uma garrafa de água gaseificada é aberta, formam-se bolhas de dióxido de carbono. Nessa situação, o sistema água + gás forma:
- uma substância simples.
 - uma mistura homogênea.
 - uma solução.
 - uma mistura heterogênea.
8. (UFRGS) Considere as seguintes propriedades de três substâncias líquidas:

Substâncias	Densidade (g/mL a 20 °C)	Solubilidade em água
hexano	0,659	insolúvel
tetracloro de carbono	1,595	insolúvel
água	0,998	—

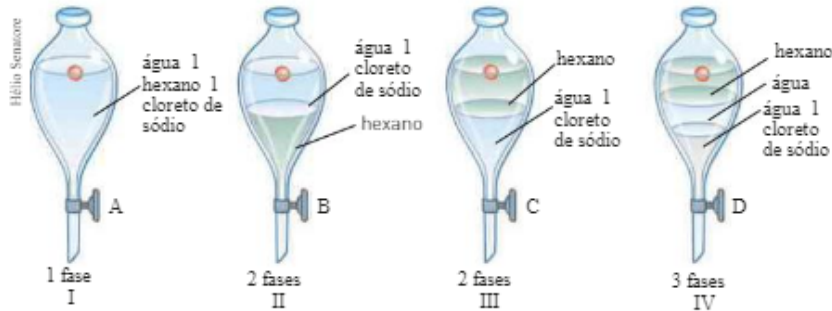
Misturando-se volumes iguais de hexano, tetracloro de carbono e água, será obtido um sistema:

- monofásico.
 - bifásico, no qual a fase sobrenadante é o hexano.
 - bifásico, no qual a fase sobrenadante é o tetracloro de carbono.
 - trifásico, no qual a fase intermediária é o tetracloro de carbono.
 - bifásico ou trifásico, dependendo da ordem de colocação das substâncias durante a preparação da mistura.
- Informação: o hexano e o tetracloro de carbono são líquidos miscíveis entre si.
9. (UFPR) Com o objetivo de reduzir a emissão de poluentes pelos veículos automotivos, foi definido, por Medida Provisória do Governo Federal, um aumento de 22% para 24% de álcool anidro na gasolina. Para determinar o teor de álcool em uma amostra de gasolina, utiliza-se o seguinte procedimento:
- Misturam-se 50 mL de gasolina com 50 mL de água;
 - Agita-se a mistura; todo o álcool passa para a fase aquosa;
 - Após a formação de duas fases, mede-se o volume da fase aquosa.
- Considere que a adição de um volume V_1 de água a um volume V_2 de etanol produz uma mistura de volume total $V_t = V_1 + V_2$.
- No procedimento citado, qual deve ser o volume da fase aquosa para ficar comprovado que a gasolina testada está de acordo com a referida Medida Provisória?
- 74 mL
 - 60 mL
 - 64 mL
 - 62 mL
 - 50 mL

10. O chimarrão é uma bebida típica do sul da América do Sul. Beber chimarrão é um hábito legado pelas culturas guarani, aimará e quíchua.

No seu preparo, é adicionada água quente ao mate. Com uso de uma bomba, as pessoas ingerem a infusão formada. A respeito do chimarrão, responda:

- A infusão ingerida é uma substância pura ou uma mistura?
 - De onde são provenientes as substâncias presentes na bebida assim preparada?
 - Qual é o nome desse processo?
 - A bebida seria preparada com a mesma rapidez se usássemos água fria?
 - Cite outro exemplo em que esse processo é usado na nossa vida diária.
11. O hexano é uma substância insolúvel na água, enquanto o cloreto de sódio é solúvel. Essas três substâncias foram colocadas em um funil de bromo (ou de separação), submetidas a agitação e posterior repouso, conforme ilustração abaixo.



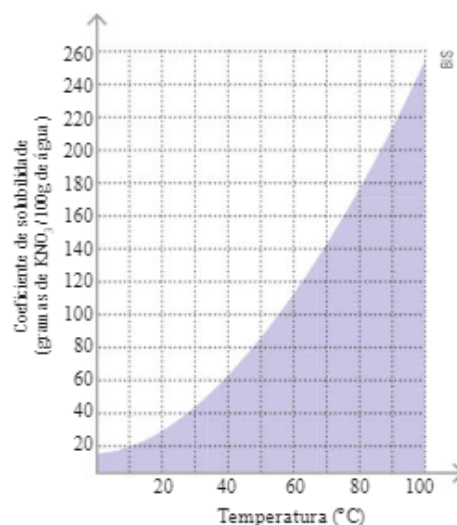
Qual seria o aspecto observado no sistema após o repouso?

Dados: densidades: hexano = $0,66 \text{ g/cm}^3$; água = $1,0 \text{ g/cm}^3$.

12. Temos uma mistura heterogênea de três sólidos: cloreto de chumbo II, cloreto de prata e cloreto de sódio. Conhecendo-se a solubilidade dessas substâncias em água fria e água quente presentes no quadro a seguir, descreva os procedimentos necessários para separar as três substâncias.

Substância	Água fria (10 °C)	Água quente (60 °C)
cloreto de chumbo II	insolúvel	solúvel
cloreto de prata	insolúvel	insolúvel
cloreto de sódio	solúvel	solúvel

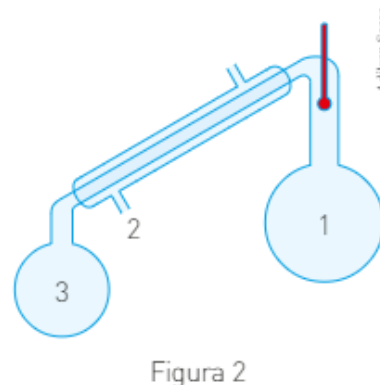
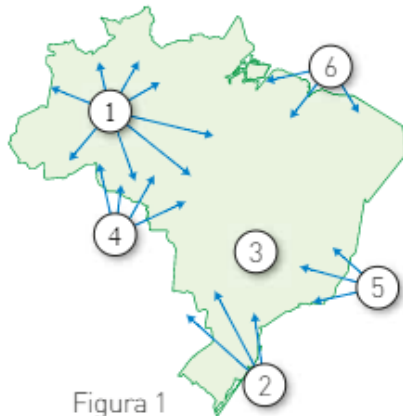
13. (UNIRIO) Considere o seguinte gráfico referente ao coeficiente de solubilidade de KNO_3 em água em função da temperatura:



Ao adicionar, num recipiente, 40 g de nitrato de potássio em 50 g de água à temperatura de 40 °C, pode-se afirmar:

- Apenas parte do sólido se dissolverá, permanecendo aproximadamente 20 g no fundo do recipiente.
- Apenas parte do sólido se dissolverá, permanecendo aproximadamente 10 g no fundo do recipiente.
- Tem-se uma solução insaturada.
- O resfriamento dessa solução não variará a quantidade de sólido dissolvido.
- O aquecimento dessa solução, num sistema aberto, não modificará a quantidade de nitrato de potássio dissolvida.

14. (Unicamp-SP) Na figura 1 abaixo estão indicadas as diversas massas de ar (1, 2, 4, 5 e 6) que atuam no território brasileiro durante o verão. Na figura 2 é apresentado o esquema de um aparelho utilizado em laboratórios químicos. Pode-se dizer que há uma analogia entre o fenômeno da ocorrência de chuva no Brasil durante o verão e o funcionamento do aparelho.



- É possível correlacionar as partes com numeração igual nas duas figuras. Assim, desempenham funções parecidas em fenômenos diferentes as partes indicadas por 1, 2 e 3. Com base nessa correlação, e a partir do funcionamento do aparelho, explique como ocorre um tipo de chuva nas regiões Centro-Oeste e Sudeste no verão.
 - Na figura 1, o número 4 representa a massa de ar tropical continental (mTc), quente e seca. Explique, do ponto de vista das transformações físicas da água, como essa massa de ar poderia ser responsável pelo atípico regime de chuvas nas regiões Centro-Oeste e Sudeste ocorrido no verão de 2013-2014.
15. (Enem-MEC) Para compreender o processo de exploração e o consumo dos recursos petrolíferos, é fundamental conhecer a gênese e o processo de formação do petróleo descritos no texto abaixo.

“O petróleo é um combustível fóssil, originado provavelmente de restos de vida aquática acumulados no fundo dos oceanos primitivos e cobertos por sedimentos. O tempo e a pressão do sedimento sobre o material depositado no fundo do mar transformaram esses restos em massas viscosas de coloração negra denominadas jazidas de petróleo.”

Adaptado de: Tundisi, H. da S. F. Usos de energia . São Paulo: Atual, 1991.

As informações do texto permitem afirmar que:

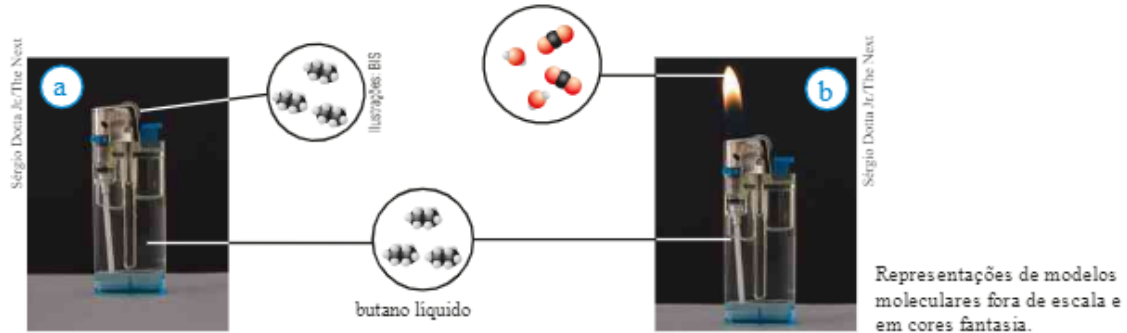
- o petróleo é um recurso energético renovável a curto prazo, em razão de sua constante formação geológica.
 - a exploração de petróleo é realizada apenas em áreas marinhas.
 - a extração e o aproveitamento do petróleo são atividades não poluentes, dada sua origem natural.
 - o petróleo é um recurso energético distribuído homogêaneamente, em todas as regiões, independentemente da sua origem.
 - o petróleo é um recurso não renovável a curto prazo, explorado em áreas continentais de origem marinha ou em áreas submarinas.
16. (Enem-MEC) “A idade da pedra chegou ao fim, não porque faltassem pedras; a era do petróleo chegará igualmente ao fim, mas não por falta de petróleo.”

Xeque Yamani, ex-ministro do Petróleo da Arábia Saudita. O Estado de S. Paulo, 20 ago. 2001.

Considerando as características que envolvem a utilização das matérias-primas citadas no texto em diferentes contextos histórico-geográficos, é correto afirmar que, de acordo com o autor, a exemplo do que aconteceu na Idade da Pedra, o fim da era do petróleo estaria relacionado:

- à redução e ao esgotamento das reservas de petróleo.
- ao desenvolvimento tecnológico e à utilização de novas fontes de energia.
- ao desenvolvimento dos transportes e conseqüente aumento do consumo de energia.
- ao excesso de produção e conseqüente desvalorização do barril de petróleo.
- à diminuição das ações humanas sobre o meio ambiente.

17. Observe as fotografias (a e b) a seguir e responda:



Em qual delas ocorreu uma mudança de estado? Qual é o nome dessa mudança? Qual ilustração representa uma transformação química? Justifique.

18. Observe a seqüência de fotografias.



Responda:

- Qual é a matéria-prima utilizada na produção do papel?
- Na primeira fotografia, o papel está amassado. Amassar o papel é uma transformação física ou química? Justifique.
- O que está ocorrendo na segunda fotografia é uma transformação física ou química? Justifique.

As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios 19 e 20.

Valor energético aproximado de alguns alimentos comuns	
Alimento	kJ/g
Pão	10,0
Manteiga	30,0

Energia consumida aproximada	
Atividade	Energia (kJ/h)
Caminhar	840
Jogar futebol	2 500
Correr	3 100

- Uma pessoa, logo ao acordar, foi correr durante meia hora, consumindo certa quantidade de energia. No café da manhã, ela resolveu repor a mesma quantidade de energia consumida na corrida, comendo pão com manteiga (1 pão de 50 g e 5,0 g de manteiga). Calcule a quantidade de pão com manteiga que ela deverá ingerir.
- Uma dieta alimentar de 6 000 kJ estava sendo seguida por uma pessoa. Durante uma refeição, ela ingeriu alimentos cujo valor energético era de 9 000 kJ. Para consumir o excesso, ela resolveu jogar futebol. Determine quantos minutos ela deverá jogar.

21. (PAS-USP) A análise do conteúdo calórico de um sorvete demonstra que ele contém, aproximadamente, 5% de proteínas, 22% de carboidratos e 13% de gorduras. A massa restante pode ser considerada como água. A tabela a seguir apresenta dados de calor de combustão para esses três nutrientes. Se o valor energético diário recomendável para uma criança é de 8400 kJ, o número de sorvetes de 100 g necessários para suprir essa demanda seria, aproximadamente:

Nutriente (1 g)	Calor liberado (kJ)
proteínas	16,7
carboidratos	16,7
lipídios (gorduras)	37,7

- a) 2 b) 3 c) 6 d) 9 e) 12

22. Observe a tirinha:



Na praia, tanto a areia como a água estão recebendo a mesma quantidade de calor proveniente do Sol. Explique o que você entendeu da tirinha, relacionando os calores específicos da água e da areia.

23. Leia o poema e depois responda aos itens que seguem.

Cai chuva, molha a terra.
Águas limpas ficam impuras.
Vem o sol, aquece a água,
E o vapor vai para as alturas.

Nuvens cinza, nuvens brancas,
Tempestade ou chuva fina.
É água que volta à Terra!
E o vaivém não termina.

O vapor sobe, limpinho.
Em sujeira, nem se pensa.
Porém, lá em cima é tão frio,
Que o vapor logo condensa.

E assim, num ciclo eterno
Que a natureza inventou,
A água que hoje é suja,
Amanhã já se limpou.

Disponível em: <<http://educar.sc.usp.br/ciencias/recursos/agua.html>>. Acesso em: 12 dez. 2012.

- a) O que os versos acima explicam, de maneira simplificada?
b) Qual é o nome das mudanças de estado físico mencionadas nos versos?
c) Explique o significado da frase: "A água que hoje é suja, / Amanhã já se limpou".

24. (Enem-MEC)

O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase, e a compreensão dessas transformações é fundamental para entender o ciclo hidrológico. Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do Sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

Disponível em: <<http://www.keroagua.blogspot.com>>. Acesso em: 30 mar. 2009 (adaptado).

A transformação mencionada no texto é a:

- | | |
|----------------|-------------------|
| a) fusão. | d) solidificação. |
| b) liquefação. | e) condensação. |
| c) evaporação. | |

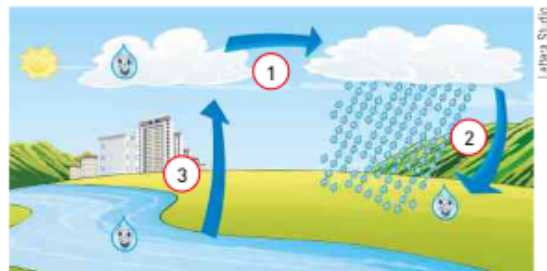
25. (Enem-MEC) Em certas regiões litorâneas, o sal é obtido da água do mar pelo processo de cristalização por evaporação. Para o desenvolvimento dessa atividade, é mais adequado um local:

- | | |
|---|--|
| a) plano, com alta pluviosidade e pouco vento. | d) montanhoso, com alta pluviosidade e muito vento. |
| b) plano, com baixa pluviosidade e muito vento. | e) montanhoso, com baixa pluviosidade e pouco vento. |
| c) plano, com baixa pluviosidade e pouco vento. | |

26. (ETEC-SP) No ambiente, a água apresenta-se nos estados sólido, líquido e gasoso, estando em constante interação com o solo, com a atmosfera, com a flora e com a fauna. A compreensão desta interação não é simples, pois a água muda de estado em determinadas ocasiões. No desenho temos uma representação simplificada do ciclo da água.

As mudanças de estados físicos que acontecem em 1, 2 e 3 são, respectivamente,

- | |
|---|
| a) sublimação, condensação e evaporação. |
| b) ebulição, condensação e evaporação. |
| c) ebulição, condensação e condensação. |
| d) evaporação, liquefação e sublimação. |
| e) condensação, condensação e evaporação. |

**27.** (Unicamp-SP)

O controle da umidade do solo, através da irrigação, pode contribuir substancialmente para a melhoria de rendimento da produção de algodão no Nordeste do Brasil, permitindo a sua produção, principalmente nas áreas semiáridas da região. No entanto, o uso da irrigação implica necessariamente a acumulação gradativa de sais na superfície do solo, o que pode trazer reflexos negativos sobre a produção agrícola.

(Adaptado de <<http://www.cbmamona.com.br/pdfs/IRR-05.pdf>>. Acesso em: 13 mar. 2014.)

Desse texto, pode-se inferir que os sais dissolvidos na água da irrigação se acumulam na superfície do solo em função

- | |
|--|
| a) da rápida filtração da água de irrigação, pois no Nordeste o solo é muito arenoso e as chuvas são escassas. |
| b) da sublimação da água de irrigação, após a água se transformar nos gases H_2 e O_2 , devido à alta temperatura na superfície. |
| c) da sublimação da água de irrigação, associada à escassez de chuva no Nordeste. |
| d) da evaporação da água de irrigação e da escassez de chuva no Nordeste. |

28. (Ceeteps-SP) Leia o texto para responder às questões de números 28 e 29.

Maria, a Judia, filósofa grega e famosa alquimista, viveu por volta do ano 273 a.C. Ela é mencionada pelos primeiros alquimistas da História sempre com extremo respeito. Entre suas invenções está o banho-maria, que recebeu esse nome em sua homenagem. Essa invenção é utilizada tanto em laboratórios químicos como na indústria, além de ser usada na culinária para aquecer, lenta e uniformemente, qualquer substância líquida ou sólida contida em um recipiente, que deverá ser colocado dentro de outro onde há água fervendo ou quase.



Banho-maria usado para fazer pudim.

No banho-maria, quando o líquido utilizado é a água, essas substâncias nunca são submetidas a uma temperatura superior a 100 °C, pois a temperatura de ebulição da água, em condições normais de pressão, é exatamente 100 °C. Para atingir temperaturas mais elevadas, pode-se usar azeite.

A temperatura de uma substância, submetida ao processo de banho-maria com água descrito no texto, será:

- a) sempre superior a 100 °C, porque a fonte de calor é constante.
 - b) sempre igual a 100 °C, porque o calor da água passa para a substância aquecida.
 - c) sempre inferior a 100 °C, porque é a temperatura de ebulição da substância em banho-maria.
 - d) igual ou inferior a 100 °C, porque a temperatura máxima será a de ebulição da água.
 - e) igual ou superior a 100 °C, porque a água transfere calor constantemente para a substância aquecida.
29. No processo descrito, para atingir temperaturas mais elevadas, pode-se usar:
- a) azeite porque este deve apresentar menor temperatura de ebulição.
 - b) azeite porque este deve apresentar maior temperatura de ebulição.
 - c) azeite e água porque formam uma mistura homogênea, atingindo temperatura superior a 100 °C.
 - d) água porque, aumentando-se a fonte de calor fornecida, se atinge temperatura superior a 100 °C.
 - e) água porque não é recomendada a utilização de outra substância para o aquecimento.

30. Gálio e rubídio são dois metais visualmente muito parecidos e apresentam as seguintes propriedades físicas:

Metal	TF (°C)	TE (°C)	d (g/cm ³)
gálio	29,8	2403	5,9
rubídio	39	686	1,53

Considerando esses dados, responda às questões:

- a) Qual será o estado físico dos dois metais em um dia com temperatura de 25 °C?
 - b) Qual é o estado físico dos dois metais em um deserto onde a temperatura chega a 45 °C?
 - c) Como você identificaria esses metais, sem dispor de nenhum equipamento, em um dia com temperatura de 25 °C?
31. Em uma bancada de laboratório, temos cinco frascos fechados com rolha comum que contêm, separadamente, os seguintes líquidos

Frasco	Líquido	TF (1 atm)	TE (1 atm)
1	etanol	-112 °C	78 °C
2	pentano	-100 °C	36 °C
3	anilina	-6 °C	180 °C
4	benzeno	5 °C	80 °C
5	ácido acético	17 °C	120 °C

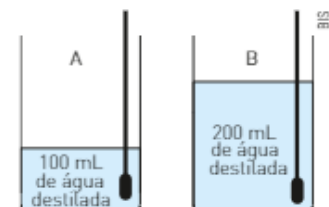
Em um dia de muito calor, em determinado instante, ouve-se no laboratório um estampido, produzido pelo arremesso da rolha de um dos frascos para o teto.

De qual dos frascos foi arremessada a rolha?

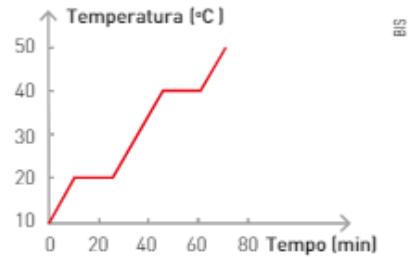
- a) 1
 - b) 2
 - c) 3
 - d) 4
 - e) 5
32. Dois copos, A e B, contendo respectivamente 100 mL e 200 mL de água destilada, são aquecidos uniformemente com a mesma fonte de calor.

Se t_A e t_B os tempos gastos para iniciar a ebulição nos copos A e B; TE_A e TE_B as temperaturas de ebulição nos copos A e B, podemos afirmar:

- a) $t_A = t_B$; $TE_A = TE_B$
- b) $t_A < t_B$; $TE_A < TE_B$
- c) $t_A > t_B$; $TE_A > TE_B$
- d) $t_A > t_B$; $TE_A = TE_B$
- e) $t_A < t_B$; $TE_A = TE_B$

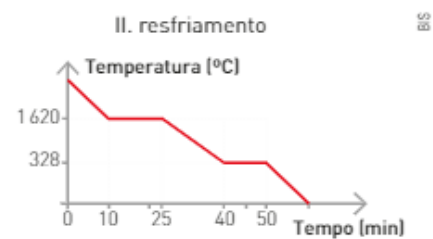
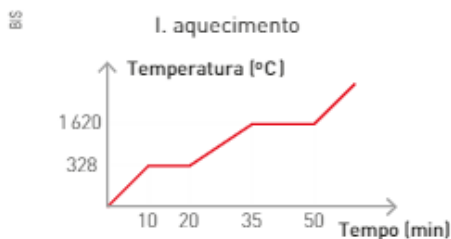


33. O gráfico abaixo representa a variação da temperatura observada ao aquecer um sistema durante 70 minutos.



Responda:

- O sistema é formado por uma substância ou uma mistura? Justifique.
 - Em qual faixa de temperatura o sistema permanece sólido?
 - Em qual faixa de temperatura o sistema permanece líquido?
 - Qual é a temperatura de ebulição do sistema?
 - Quais são os estados físicos encontrados após 20 minutos de aquecimento?
 - Quais são os estados físicos encontrados após 50 minutos de aquecimento?
34. Observe os gráficos a seguir, que mostram as mudanças de estado físico da substância pura chumbo quando submetida a:



I. Indique, durante o aquecimento:

- a temperatura de fusão (TF);
- a temperatura de ebulição (TE);
- o estado físico aos 5 min;
- o estado físico aos 15 min;
- o estado físico aos 30 min;
- o estado físico aos 40 min;
- o estado físico aos 55 min.

II. Indique, durante o resfriamento:

- a temperatura de liquefação;
- a temperatura de solidificação.

35. Considere os seguintes dados obtidos sobre propriedades de amostras de alguns materiais e responda aos itens a seguir.

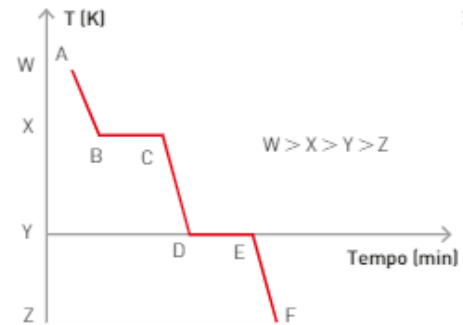
Material	Massa (g)	Volume (mL, a 20 °C)	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
X	116	100	80	218
Y	174	100	650	1120
Z	0,13	100	-219	-183
T	74	100	-57 a -51	115 a 120
W	100	100	0	100

- Indique o estado físico de X e Y a 20 °C.
- Indique a substância que, a 20 °C, encontra-se no estado gasoso.
- O material T é uma substância pura ou uma mistura? Justifique sua resposta.
- Determine a densidade, em g/L, do material Z a 20 °C.

36. [Unicap-PE] Observe o gráfico:

Indique qual(is) item(ns) é (são) verdadeiro(s).

- O gráfico apresenta o resfriamento de uma solução de sulfato de sódio.
- No trecho DE, temos a liquefação da substância.
- De A para B, temos o resfriamento de $(W - X)$ K da substância.
- Não poderemos resfriar a substância à temperatura inferior a Z K, desde que $Z > 0$ K.
- No trecho AB, a substância está no estado físico mais organizado.



37. [UEL-PR] A massa e o volume dos materiais A, B e C foram determinados a 30 °C; amostras sólidas dos três materiais foram aquecidas, mantendo a temperatura controlada a partir de 0 °C durante todo esse processo de aquecimento.

Os gráficos abaixo representam os resultados obtidos.

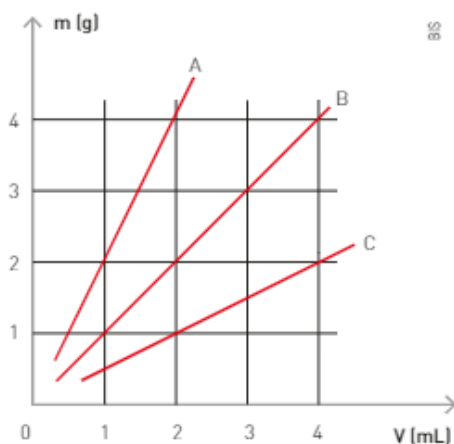


Figura I

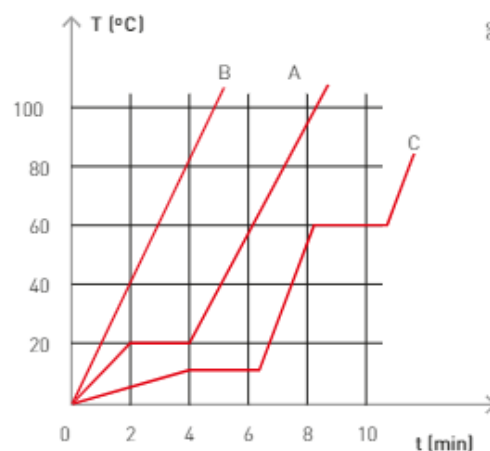


Figura II

A massa e o volume da amostra de um dos três materiais foram determinados a 30 °C, encontrando-se os valores de 25 g e 50 mL, respectivamente. Com base nessa informação e nas figuras I e II, é *incorreto* afirmar com relação à amostra:

- O seu ponto de ebulição é de 60 °C.
 - É constituída do material mais denso entre os três.
 - Durante a determinação da massa e do volume, ela se encontrava no estado líquido.
 - A 80 °C, ela será um gás.
 - É constituída do material C.
38. O cálcio reage com o oxigênio produzindo o óxido de cálcio, conhecido por cal virgem. Foram realizados dois experimentos cujos dados incompletos constam da tabela abaixo.

	cálcio + oxigênio → cal virgem		
1º experimento	40 g	x	56 g
2º experimento	y	32 g	z

Determine os valores de x, y e z e cite o nome das Leis ponderais que permitiram essa determinação.

39. Em um laboratório, foram realizados três experimentos.

Experimento I

No experimento I, temos carvão em pó (C) no prato A e os pratos estão equilibrados. Ao queimarmos o carvão, ele reagirá com o gás oxigênio presente no ar e se transformará em gás carbônico.

Experimento II

No experimento II, temos uma esponja de ferro (Fe) no prato A e os pratos estão equilibrados. Ao queimarmos a esponja, o ferro reage com o gás oxigênio do ar, produzindo uma substância sólida denominada óxido de ferro.

Experimento III

No experimento III, temos carvão em pó (C) no prato A dentro de um sistema fechado, e os pratos estão equilibrados. Com o auxílio da luz solar e utilizando uma lente, provocamos a queima do carvão.

Com base nos experimentos, responda: Qual é a posição dos pratos da balança em cada experimento? Justifique sua resposta em cada experimento.



Ilustrações: Heio Senzow

Experimento I

- a)
- b)
- c)

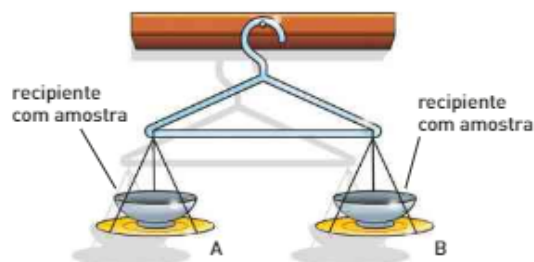
Experimento II

- a)
- b)
- c)

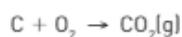
Experimento III

- a)
- b)
- c)

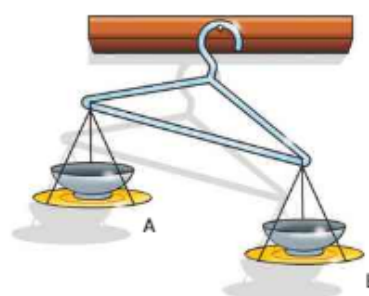
40. Numa balança improvisada, feita com um cabide, como mostra a figura ao lado, nos recipientes (A e B) foram colocadas quantidades iguais de um mesmo sólido, que poderia ser palha de ferro ou carvão.



Foi ateado fogo à amostra contida no recipiente B. Após cessada a queima, o arranjo tomou a disposição ao lado:



Considerando o resultado do experimento, decida se o sólido em A e em B era palha de ferro ou carvão. Justifique.

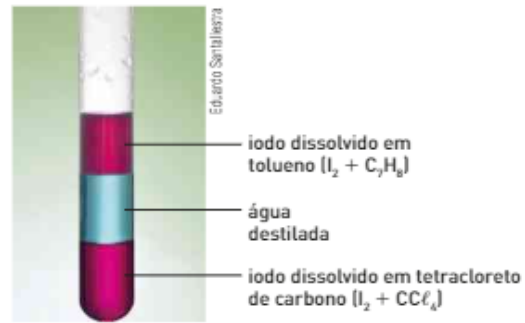


41. O açúcar comum é a sacarose, cuja fórmula molecular é $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. A respeito dessa substância, responda:

- a) É uma substância pura ou uma mistura?
- b) Quantos elementos químicos estão presentes em sua fórmula?
- c) Quantos átomos estão indicados em sua fórmula?

42. Observe a fotografia e responda aos itens.

- Qual é o número de fases?
- Qual é o número de componentes?
- Quantos elementos químicos existem no sistema?
- Qual é a fase mais densa?



43. A coloração de Io, a lua vulcânica do planeta Júpiter, deve-se à presença de diferentes formas do enxofre, em seus três estados físicos.

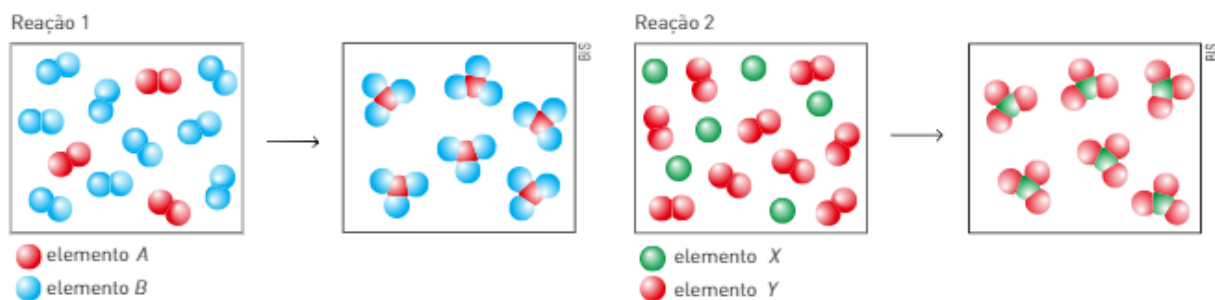
A respeito do elemento enxofre, classifique as afirmações a seguir em verdadeiras ou falsas.

- É encontrado na natureza sob duas variedades alotrópicas.
- Seus cristais apresentam anéis formados por diferentes números de átomos, porém com a mesma forma.
- A cor característica do enxofre é a vermelha.
- A queima de materiais que contenham enxofre é uma das causas da poluição atmosférica.
- O enxofre é encontrado frequentemente em regiões onde existiram ou existem vulcões.



Io, uma das luas de Júpiter.

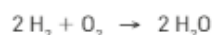
44. Escreva no caderno a equação balanceada para as reações representadas a seguir.



Representações desta página fora de escala e em cores fantasia.

45. No mundo moderno nos deparamos a todo instante com diferentes códigos. Tais códigos constituem um tipo de linguagem cujo objetivo é a comunicação por meio de reduzido número de caracteres (números, letras, símbolos). A Química também utiliza códigos, ou seja, representações para expressar ideias, de maneira concisa.

Na linguagem química, a reação de combustão do gás hidrogênio é representada por:



Assinale a alternativa que expressa, em palavras, o que ocorre nessa reação química.

- Uma molécula de hidrogênio, contendo dois átomos de hidrogênio, reage com uma molécula de oxigênio, produzindo uma molécula de água, que é formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio.
- Dois moléculas de hidrogênio, cada uma contendo dois átomos de hidrogênio por molécula, reagem com uma molécula de oxigênio, produzindo duas moléculas de água, que são formadas por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio.
- Dois moléculas de hidrogênio, contendo um átomo de hidrogênio cada uma, reagem com uma molécula de oxigênio, produzindo uma molécula de água, a qual é formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio.
- Uma molécula de hidrogênio, contendo quatro átomos de hidrogênio, reage com uma molécula de oxigênio diatômico, produzindo uma molécula de água, a qual é formada por três átomos.
- Dois moléculas de hidrogênio, contendo quatro átomos de hidrogênio por molécula, reagem com uma molécula de oxigênio, produzindo duas moléculas de água, as quais são formadas por quatro átomos de hidrogênio e dois de oxigênio.

Unidade 3

O átomo divisível



Demócrito de Abdera (c. 460 – 370 a.C.), considerado o último grande filósofo da natureza, propôs que as únicas coisas que existem são os átomos, indivisíveis, e o vácuo. Segundo Demócrito, quando cortamos uma maçã, a faca passa entre os átomos.



"Cogumelo" formado na atmosfera, resultante de explosão atômica no atol de Mururoa, Polinésia Francesa, 1971.



Você já deve ter se encantado com uma espetacular queima de fogos de artifício. As cores brilhantes deslumbram por alguns instantes e, em seguida, desaparecem sem deixar vestígios.

Em sua opinião, a utilização da energia nuclear deve ser incentivada?

Você consegue imaginar como deve ser um átomo? Se são, de fato, indivisíveis como propunha Demócrito, de onde vem a energia nuclear? E o que dá origem às formas e cores dos fogos de artifício? A estrutura e o comportamento dos átomos estão no centro de todas essas questões.

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- a evolução dos modelos atômicos;
- os componentes do átomo;
- a identificação das espécies químicas;
- as radiações nucleares;
- as distribuições eletrônicas de átomos e íons.

Capítulo 9

O modelo de Rutherford

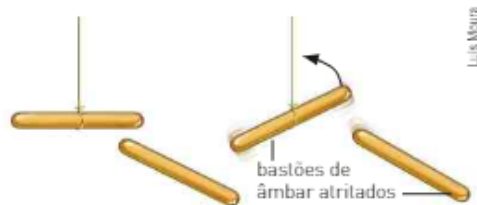
1. DESCOBERTAS

Características elétricas da matéria

No século VI a.C., o filósofo grego Tales de Mileto fez alguns experimentos utilizando bastões de âmbar, material fóssil proveniente da transformação de resinas vegetais, como as do pinheiro.

Observe o que Tales constatou:

- o bastão de âmbar, após ser atritado com um pedaço de lã (ou seda), atraía o tecido;
- dois bastões de âmbar, após serem atritados com um mesmo tipo de tecido, se repeliam.



A explicação para esse fenômeno só foi possível no final do século XVIII, a partir de experimentos feitos pelo cientista estadunidense Benjamin Franklin (1706-1790), que caracterizou as propriedades das cargas elétricas:

- existem duas espécies de cargas elétricas, denominadas arbitrariamente de positivas + e negativas -;
- cargas de mesmo sinal se repelem e cargas de sinais contrários se atraem;
- as cargas podem ser transferidas de um corpo para outro pelo contato ou por indução.

Outra constatação importante sobre a natureza elétrica da matéria foi feita no início do século XIX pelo físico italiano Alessandro Volta (1745-1827): ele construiu um dispositivo denominado pilha elétrica. Nesse dispositivo, por meio de uma reação química, ele obteve um fluxo de partículas elétricas ao longo de um fio condutor, movimento que recebeu o nome de corrente elétrica.

Mais ou menos na mesma época, o cientista inglês Michael Faraday (1791-1867) verificou que algumas substâncias apresentam condutividade elétrica quando dissolvidas na água. Ele também notou que certas substâncias se decompõem em seus elementos constituintes pela passagem de uma corrente elétrica através da substância, nas regiões próximas aos eletrodos por onde passa a corrente; algumas partículas eram atraídas para o eletrodo positivo, enquanto outras eram atraídas para o eletrodo negativo. Faraday concluiu que tais partículas são eletricamente carregadas, e as chamou de íons, palavra de origem grega que significa "andarrilho".

O cientista sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) ampliou os trabalhos de Faraday. Ele propôs que um íon é um átomo (ou grupo de átomos) carregado positiva ou negativamente. Quando um composto como o cloreto de sódio é fundido, ele apresenta condutividade elétrica. Nesse contexto, a água é desnecessária: a explicação de Arrhenius para essa condutividade é que, após a fusão, o cloreto de sódio dissocia-se,



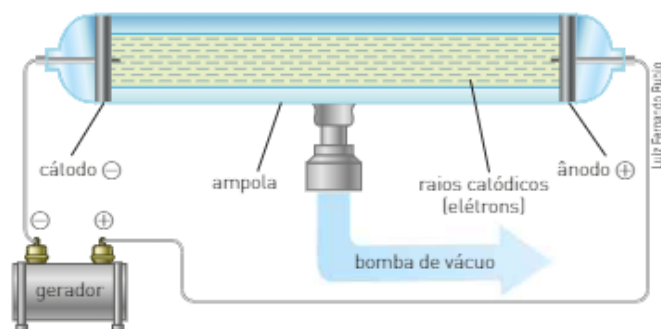
Surdaw Photography/Shutterstock

O âmbar age como proteção contra a ação de bactérias e contra o ataque de insetos que perfuram a casca das árvores até atingir o cerne. Em contato com o ar, a resina endurece e obtém o aspecto de resina fossilizada.

ou rompe-se, em íons carregados, Na^+ e Cl^- . Os íons Na^+ movem-se em direção ao eletrodo negativo (cátodo), enquanto os íons Cl^- migram para o eletrodo positivo (ânodo). Os íons positivos são chamados de *cátions* e os íons negativos, de *ânions*. Com base no trabalho de Faraday e Arrhenius com íons, o físico irlandês G. J. Stoney (1826-1911) percebeu que devia haver alguma unidade fundamental de energia elétrica associada aos átomos. Ele nomeou essa unidade de *elétron*, em 1891, sem ter tido, no entanto, meios de apoiar a sua ideia com uma comprovação experimental. Essa evidência permaneceu uma incógnita até 1897, quando o físico Inglês Joseph John Thomson (1856-1940) foi capaz de demonstrar experimentalmente a existência do elétron.

A descoberta do elétron

Na década de 1850, com a finalidade de estudar a condução de corrente elétrica em gases a baixas pressões, o cientista alemão Heinrich Geissler (1815-1879) e o cientista inglês William Crookes (1832-1919) desenvolveram um dispositivo denominado tubo de raios catódicos.

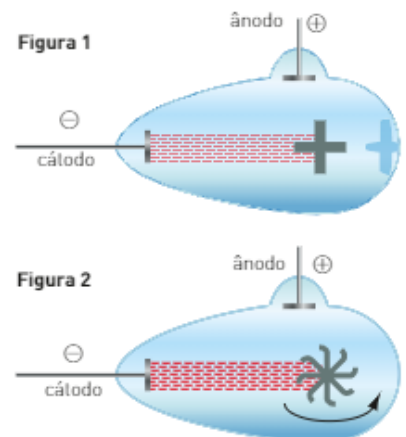


Representação esquemática do tubo de raios catódicos. O tubo de vidro vedado (ampola) tinha no seu interior gases em pequena quantidade e, em sua extremidade, duas peças metálicas, os **eletrodos**, ligados, por sua vez, a uma fonte elétrica externa (gerador, bateria ou pilha). Um dos eletrodos, o polo negativo, foi chamado **cátodo**, e o outro, o polo positivo, **ânodo**. Representação fora de escala e em cores fantasia.

O gerador estabelece uma diferença de potencial elétrico entre dois pontos, causando o movimento ordenado de partículas. Quando essa diferença de potencial é suficientemente alta ($\approx 10^4$ volts), observa-se a formação de um feixe luminoso, que parte do cátodo e se dirige à parede oposta a ele. Por serem emitidos pelo cátodo, esses raios foram denominados **raios catódicos**.

O estudo dos raios catódicos permitiu a Thomson fazer algumas observações:

- Os raios catódicos eram normais (perpendiculares) à superfície do cátodo e sua direção não dependia da posição do ânodo na ampola. Colocando um anteparo que interceptava os raios catódicos (figura 1), Thomson notou o aparecimento de sua sombra na parede da ampola, o que evidencia que os raios catódicos se propagam em linha reta.
- Interceptando os raios catódicos com um pequeno molinete de mica (figura 2), Thomson verificou que este entrava em movimento de rotação, o que evidenciou que os raios catódicos são corpusculares.
- Por fim, Thomson pôde averiguar que os raios catódicos eram desviados por um campo elétrico e magnético, o que evidenciou que são constituídos de partículas com carga elétrica; pelo sentido do desvio, concluiu que eram partículas eletricamente negativas.



O princípio de funcionamento dos tubos de raios catódicos está presente em lâmpadas fluorescentes de mercúrio e em alguns modelos de televisores e monitores de computador. Contêm materiais tóxicos, como o mercúrio e o chumbo. Por isso, esses "resíduos tecnológicos" não devem ser descartados no lixo comum, mas encaminhados a centros especializados. O que podemos fazer, na nossa comunidade, em relação a esse tipo de descarte?

Para ampliar seu conhecimento

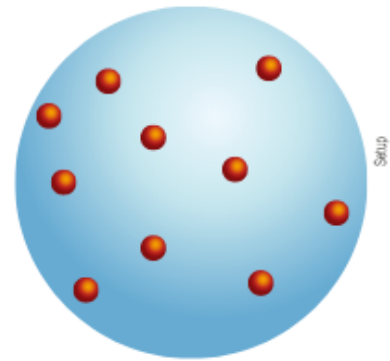
O âmbar é importante para os estudos sobre o passado da Terra. Para saber mais sobre isso e sobre as características desse material, visite a página da Companhia de Pesquisas de Recursos Minerais. Disponível em: <<http://www.cprm.gov.br/publique/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=1265&sid=129>>. Acesso em: 7 abr. 2016.

Com base nessas observações, Thomson concluiu que essas partículas negativas deviam fazer parte dos átomos constituintes da matéria. Elas viriam a ser denominadas **elétrons**, os mesmos elétrons de Stoney.

Ele propôs, então, um novo modelo científico para o átomo. Como considerava que os átomos eram eletricamente neutros, a existência de partículas negativas — os elétrons — implicava também a presença de cargas positivas no átomo, de tal maneira que o total de cargas negativas fosse igual ao total de cargas positivas.

O modelo atômico de Thomson propunha que o átomo fosse maciço, esférico, descontínuo (estrutura não uniforme; não homogênea) e formado por um fluido com carga positiva, no qual estavam dispersos os elétrons. Ele o associou a um “pudim de passas”.

Com base nos trabalhos de Thomson, em 1909, o físico estadunidense Robert Millikan (1868-1953) determinou que a carga de um elétron é de $1,6 \cdot 10^{-19}$ coulombs. A massa do elétron considerada atualmente é de, aproximadamente, $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg.

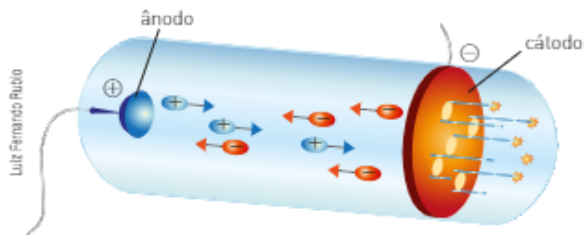


Representação do modelo atômico de Thomson (fora de escala e em cores fantasia). A esfera maior teria carga positiva. Nela, estariam dispersos os elétrons (carga negativa), sendo o sistema eletricamente neutro.

A descoberta do próton

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930), usando uma aparelhagem semelhante à de Thomson, observou o aparecimento de um feixe luminoso no sentido oposto ao dos elétrons. Concluiu que os componentes desse feixe deveriam apresentar carga elétrica positiva.

Posteriormente, em 1920, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) detectou a presença de pequenas partículas com carga elétrica positiva, que foram chamadas **prótons**. A massa de um próton é aproximadamente 1836 vezes maior que a de um elétron.



Esquema do tubo de Goldstein, em que os elétrons são representados na cor laranja, e os prótons, na cor azul. Representação fora de escala e em cores fantasia.

A descoberta da radioatividade

Em 1895, o cientista alemão Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923), trabalhando com descargas elétricas em gases, descobriu acidentalmente que a parte externa do tubo de raios catódicos emitia radiações que conseguiam sensibilizar películas fotográficas. Sendo um tipo de onda eletromagnética de origem desconhecida, essas radiações foram denominadas raios X, e produziram grande interesse na comunidade científica.

Esse fato incentivou o físico francês Antoine Henri Becquerel (1852-1908) a estudar e publicar, em 1896, fenômenos relacionados a certas propriedades desconhecidas dos sais de urânio, um metal que já tinha sido identificado em 1789. Logo a seguir, o casal francês Pierre Curie (1859-1906) e Marie Curie (1867-1934) descobriria, em 1898, dois outros elementos radioativos: o polônio e o rádio. Segundo o historiador da ciência Roberto de Andrade Martins, o termo *radioatividade* foi cunhado por Marie Curie.

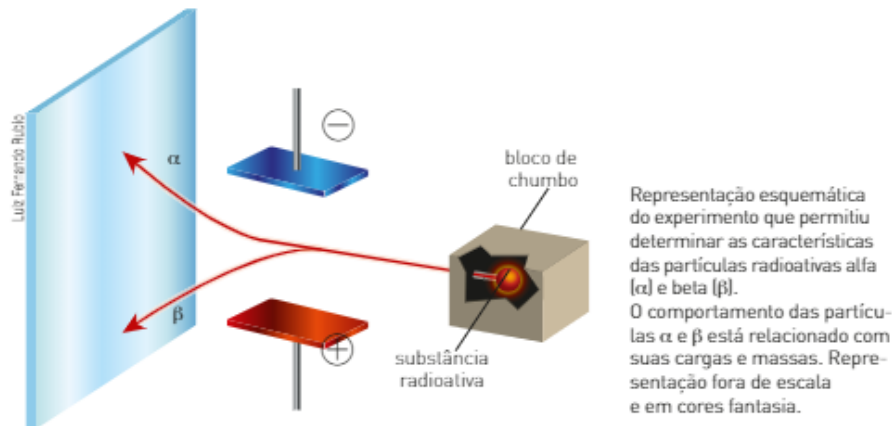


A primeira radiografia da história mostra a mão de Bertha, esposa de Röntgen, usando o anel de casamento.

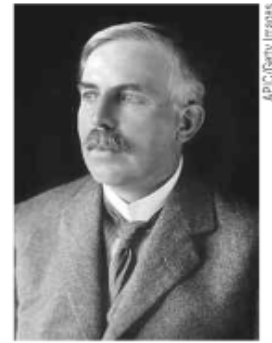
2. CRIANDO UM NOVO MODELO

Após a pesquisa com os raios X, Ernest Rutherford começou a estudar a natureza das emissões vindas do urânio.

Com a finalidade de investigar a natureza dessas emissões, foram feitos vários experimentos. Um dos mais clássicos é representado pela figura a seguir, no qual um feixe de emissões radioativas é submetido a um campo eletromagnético externo. Foram descobertas duas radiações:



- α — pelo fato de serem atraídas pelo polo negativo externo, são compostas de partículas positivas;
- β — pelo fato de serem atraídas pelo polo positivo externo, são compostas de partículas negativas.



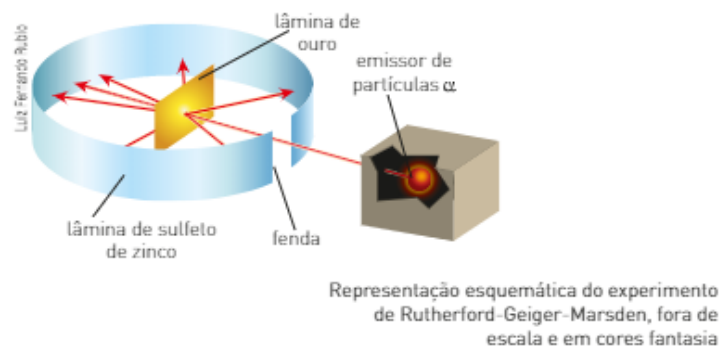
APIC/Gary Irigoin

Rutherford ganhou muitos prêmios por seu trabalho como cientista e professor, entre os quais o Prêmio Nobel de Química, em 1908, por suas investigações sobre a desintegração dos elementos e a química das substâncias radioativas. Em 1919, tornou-se professor da cátedra de Física na Universidade de Cambridge (Inglaterra). Rutherford morreu em Cambridge em 19 de outubro de 1937.

O experimento de Rutherford-Geiger-Marsden

Sob a supervisão de Ernest Rutherford, os físicos Hans Geiger (1882-1945) e Ernest Marsden (1889-1970) estudaram o comportamento das partículas α utilizadas para bombardear uma fina lâmina de metal.

O experimento consistiu em bombardear uma finíssima lâmina de ouro (0,0001 mm) com partículas α emitidas pelo elemento polônio.



As observações levaram Rutherford e seus assistentes a tirar uma série de conclusões:

	Observação	Conclusão
a)	A maior parte das partículas α atravessa a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazia. Nesse espaço (eletrosfera), devem estar localizados os elétrons.
b)	Poucas partículas α (1 em 20 mil) não atravessam a lâmina e voltam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada sua massa (o núcleo).
c)	Algumas partículas α sofrem desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas α (positivas).

As conclusões permitiram a criação, em 1911, de um modelo atômico planetário, semelhante ao Sistema Solar. Segundo eles, o átomo seria constituído de duas regiões distintas:

- uma região central que contém praticamente toda a massa do átomo e apresenta carga positiva, a qual foi denominada núcleo;
- uma região praticamente sem massa envolvendo o núcleo e que apresenta carga negativa, denominada eletrosfera.

Rutherford concluiu que, se o átomo é formado por duas regiões e é descontínuo, a matéria também é descontínua.

Modelo planetário

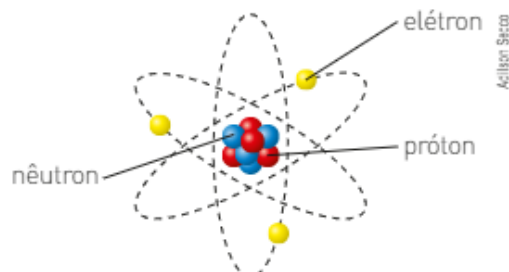
Na sequência dos estudos sobre a estrutura do átomo, percebeu-se que, no núcleo dos átomos, poderia existir mais do que um único próton. Entretanto, esse fato comprometeria a estabilidade do núcleo, pois entre os prótons (partículas de cargas positivas) existiriam forças de repulsão que provocariam a fragmentação do núcleo.

Como isso não ocorria, Rutherford passou a admitir a existência, no núcleo, de partículas com massa semelhante à dos prótons, mas sem carga elétrica. Essas partículas serviriam para diminuir a repulsão entre os prótons, aumentando a estabilidade do núcleo.

Rutherford e seus colaboradores realizaram inúmeros experimentos na tentativa de evidenciar a existência de tais partículas, mas sem sucesso. Somente em 1932, o físico inglês James Chadwick (1891-1974), ao realizar experimentos com material radioativo, descobriu essas partículas e as denominou nêutrons.

Logo, o modelo atômico clássico é o proposto por Rutherford, com a inclusão dos nêutrons no núcleo.

A imagem a seguir é a representação de um modelo de átomo e não, realmente, um átomo.



Representação do modelo atômico clássico, com seus componentes fora de escala e em cores fantasia.

Ao considerar que o átomo poderia ser comparado ao Sistema Solar, onde elétrons giram em torno do núcleo como planetas giram em torno do Sol, Rutherford lançou mão de uma aproximação de imagens, uma analogia, um recurso muito comum em ciências quando se deseja ilustrar uma ideia com imagens de outro fenômeno. Tal aproximação de conceitos e ideias deve ser considerada com muito cuidado, pois pode induzir a erros conceituais, uma vez que estamos comparando coisas totalmente diferentes. As dimensões, massas, formas e trajetórias dos planetas são totalmente diferentes dos elétrons, e o mesmo vale ao tentarmos comparar o Sol com o núcleo do átomo.

A tabela a seguir mostra as características das partículas que estudamos.

Partícula	Símbolo	Massa		Carga	
		em gramas (g)	em unidade de massa relativa (μ)	em coulombs (C)	relativa em unidade de carga elétrica (u.c.e)
nêutron	1_0n	$1,67494 \cdot 10^{-24}$ g	1	0	0
próton	1_1p	$1,67263 \cdot 10^{-24}$ g	1	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
elétron	${}^0_{-1}e$	$9,10939 \cdot 10^{-28}$ g	$\equiv 0$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1

Obs.: Consideramos as massas do próton e do nêutron, que são muito próximas, como 1 u.

Interpretando os resultados de seu experimento, Rutherford estabeleceu uma relação entre o tamanho dos átomos de ouro e seus núcleos: o diâmetro do átomo seria, aproximadamente, 10000 vezes maior que o diâmetro do núcleo. Em termos atuais, enquanto o diâmetro do átomo é da ordem de 10^{-10} m, o diâmetro do núcleo é da ordem de 10^{-14} m.

Com base nesses dados, Rutherford concluiu que o núcleo é muito pequeno, mas concentra praticamente toda a massa do átomo. De acordo com o modelo planetário de Rutherford, a eletrosfera é praticamente um vazio.

EXPLORE SEU MUNDO – REPULSÃO E ATRAÇÃO

Rasgue um pequeno pedaço de papel em pedaços menores. Escove ou penteie seus cabelos secos várias vezes e coloque a escova ou o pente próximo aos pedaços de papel. Depois, toque os pedaços de papel com a escova ou o pente.

O que acontece quando dois pedaços de papel são colocados próximos? O que acontece quando colocamos a escova ou o pente próximo aos pedaços de papel?

ATIVIDADES



1. Observe a fotografia.

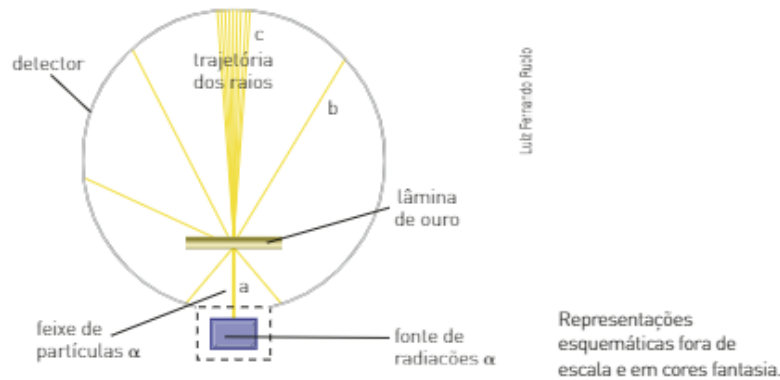


Eduardo Sertalheira

Elabore uma explicação para o fato de a bexiga estar atraindo os pelos do gato.

2. Classifique em verdadeiras ou falsas as seguintes afirmações a respeito do modelo de Thomson.
 - I. O átomo é indivisível.
 - II. O átomo é maciço e descontínuo.
 - III. No átomo existe um fluido positivo com cargas negativas nele dispersas, sendo eletricamente neutro.
 - IV. Os elétrons estão localizados na eletrosfera.

3. A ilustração representa o experimento de Rutherford.



Classifique as afirmações seguintes, feitas a respeito desse experimento, em verdadeiras ou falsas.

- I. As partículas α possuem carga elétrica positiva.
 - II. O núcleo é pequeno, maciço e positivo.
 - III. A trajetória representada por *a* indica que partículas α colidiram com elétrons.
 - IV. A trajetória *b* indica partículas α que sofreram desvio ao atravessar a lâmina.
 - V. A maioria das partículas α atravessa a lâmina praticamente sem sofrer desvio, o que é representado por *c*.
 - VI. No átomo, a região de maior tamanho é a eletrosfera.
4. Leia os fragmentos abaixo, extraídos do livro *Harmonia do mundo*, do físico Marcelo Gleiser.

[...] Em 1897, o inglês J. J. Thomson abriu as portas para o mundo dos átomos ao descobrir o elétron. Thomson mostrou que os átomos de todos os elementos não são indivisíveis, como se acreditava até então, mas sim formados por partículas (ou "corpúsculos", como ele os chamou) ainda menores.

[...] Sabia-se que os átomos eram eletricamente neutros, o que indicava a presença neles de carga positiva de igual valor. De alguma forma, essa carga positiva deveria contribuir muito mais do que os elétrons para a massa total do átomo. Mas que massa era essa? O desafio era tentar ver o invisível. Átomos têm diâmetros de aproximadamente um décimo de bilionésimo de metro, muito além do poder de microscópios, ao menos os do início do século XX.

[...] Como, então, ver o invisível? Entra em cena o neozelandês Ernest Rutherford, que estudou com Thomson em Cambridge. Rutherford sabia que os elementos radioativos, como o urânio, emitem radiação de altas energias: por que não usá-la como projéteis atirados contra os átomos, feito balas? Rutherford bombardeou átomos de ouro com partículas alfa. [...]

O texto de Marcelo Gleiser menciona o experimento de Rutherford, que marcou a ciência no início do século XX. Com base nas informações e no seu conhecimento, responda aos itens abaixo:

- a) Descreva o experimento de Rutherford e o modelo atômico por ele criado.
 - b) Cite algumas diferenças entre os modelos de Thomson e Rutherford.
5. (UFG-GO) Leia o poema apresentado a seguir.

Pudim de passas
 Campo de futebol
 Bolinhas se chocando
 Os planetas do sistemas solar
 Átomos
 Às vezes
 São essas coisas
 Em química escolar

LEAL, Murilo Cruz. *Soneto de hidrogênio*.
 São João del Rei: Editora UFS, 2011.

O poema faz parte de um livro publicado em homenagem ao Ano Internacional da Química. A composição metafórica presente nesse poema remete:

- a) aos modelos atômicos propostos por Thomson, Dalton e Rutherford.
- b) às teorias explicativas para as leis ponderais de Dalton, Proust e Lavoisier.
- c) aos aspectos dos conteúdos de cinética química no contexto escolar.
- d) às relações de comparação entre núcleo/eletrosfera e bolinha/campo de futebol.
- e) às diferentes dimensões representacionais do sistema solar.

Capítulo 10

Caracterização dos elementos químicos

Logo após o experimento com as partículas α , um jovem cientista inglês chamado Henry Moseley (1887-1915) fez uma descoberta importante. Moseley foi aluno de Rutherford e também estudava as partículas alfa e espectros de raios X. Ele descobriu que átomos do mesmo elemento exibiam a mesma carga elétrica nos respectivos núcleos. Essa descoberta ajudou a resolver o mistério do motivo pelo qual átomos de diferentes elementos são diferentes entre si: a identidade de um átomo está relacionada ao número de prótons em seu núcleo, que foi chamado de **número atômico (Z)**.

Cada elemento tem um único número atômico. Por exemplo, o número atômico do elemento cálcio é igual a 20, o que indica que todos os átomos de cálcio têm 20 prótons no núcleo.

Um átomo é um sistema eletricamente neutro, o que significa que o número de prótons é igual ao número de elétrons.

Como a massa do átomo está praticamente concentrada no núcleo, o número de partículas nucleares, isto é, a soma do número de prótons com o número de nêutrons é denominada **número de massa (A)**.

De acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), ao representar um elemento químico, devem-se indicar seu símbolo e os números atômico e de massa.

Uma forma esquemática para representar um elemento genérico, de símbolo X, é: ${}^A_Z X$

Sistematicamente temos:

Z = número de prótons

A = número de prótons + número de nêutrons (n)

A = Z + n

Sendo um átomo uma espécie eletricamente neutra, esperamos que o número de prótons e de elétrons sejam iguais. Veja um exemplo: ${}^4_2\text{He}$

Z = 2 indica que cada átomo de hélio contém 2 prótons no núcleo e 2 elétrons na eletrosfera.

A = 4 indica que a soma de prótons + nêutrons é igual a 4.

A = Z + n

4 = 2 + n

n = 2

Assim, cada átomo de hélio representado contém 2 prótons, 2 nêutrons e 2 elétrons.

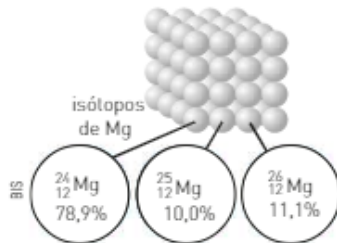
1. ELEMENTO QUÍMICO

Desde a descoberta de Moseley, o elemento químico é caracterizado pelo seu número atômico (Z). De acordo com a IUPAC, até 2015 foram reconhecidos oficialmente 118 elementos químicos, entre naturais e artificiais.

Elemento químico é, então, um conjunto de átomos de mesmo número atômico.

Isótopos

No início do século XX, o químico inglês Frederick Soddy (1877-1956), assistente de Rutherford, apresentou evidências de que os elementos podem possuir diferentes massas atômicas, apesar de possuírem propriedades químicas idênticas: isso levou ao conceito de isótopos. Segundo esses experimentos, um elemento químico pode ser constituído por vários átomos com mesmo número atômico, mas com diferentes números de massa.



A ilustração representa o modelo de retículo cristalino metálico do magnésio sólido e de seus isótopos, fora de escala e em cores fantasia.

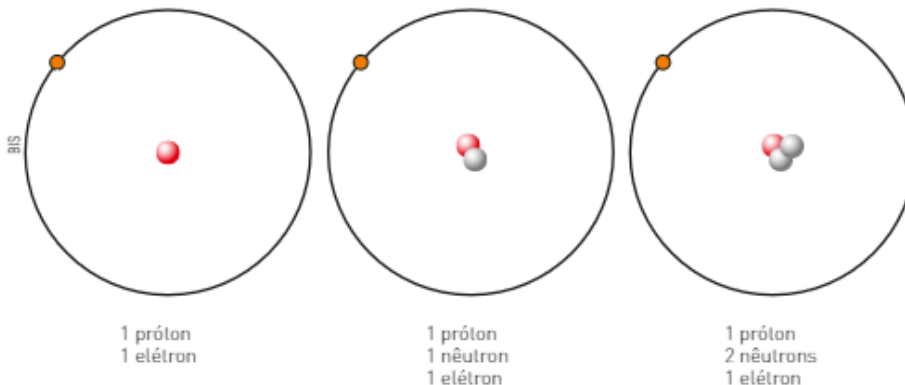
Esses átomos foram chamados por Soddy de isótopos (iso – mesmo; topos – lugar), porque, por pertencerem ao mesmo elemento químico, devem ocupar o mesmo lugar na classificação periódica.

Os isótopos naturais são sempre encontrados em uma proporção praticamente constante para cada elemento químico, em qualquer lugar da Terra e em quaisquer substâncias nas quais estejam presentes.

Os isótopos, em geral, não apresentam nome próprio e são designados pelo nome do elemento seguido do respectivo número de massa.

Assim, a representação do carbono-12 (C-12 ou ^{12}C) se refere ao isótopo do elemento químico carbono de número de massa 12.

O único elemento químico cujos isótopos têm nome é o hidrogênio (H), formado pelos seguintes isótopos naturais:



(Ilustração representa modelos atômicos fora de escala e em cores fantasia).

Representação	Nomes	Abundância (%)
^1_1H	hidrogênio leve; hidrogênio comum; prótio	99,985
^2_1H	deutério	0,015
^3_1H	trítio; tricério; tritério	10^{-7}

Como os isótopos pertencem a um mesmo elemento químico, apresentam propriedades químicas iguais, pois elas são determinadas pelo número atômico e não pelo número de massa.

Já as propriedades físicas, como densidade, temperatura de fusão e temperatura de ebulição, são diferentes, pois dependem da massa do isótopo.

Existem ainda duas outras classificações relacionadas com as semelhanças atômicas:

- Átomos de elementos diferentes com mesmo número de massa são denominados **isóbaros**.
- Átomos de elementos diferentes com mesmo número de nêutrons são denominados **isótonos**.

Há ainda os **isoeletrônicos**: átomos e íons com mesma quantidade de elétrons. Exemplos: $^{23}_{11}\text{Na}^+$ ($p=11$; $n=12$; $e=10$); $^{16}_8\text{O}^{2-}$ ($p=8$; $n=8$; $e=10$); $^{20}_{10}\text{Ne}$ ($p=10$; $n=10$; $e=10$).

Massa atômica de um elemento

Como cada isótopo tem uma massa diferente, os químicos têm calculado a massa atômica para cada elemento como uma média ponderada das massas de todos os isótopos de ocorrência natural desse elemento.

Na tabela periódica, que estudaremos na próxima unidade, a massa atômica, a rigor, não é um número inteiro, para a maioria dos elementos, pois a maior parte dos elementos é constituída por dois ou mais isótopos. Ela é indicada abaixo do símbolo de cada elemento.



Para calcular a massa atômica de um elemento, precisamos conhecer a porcentagem de abundância e a massa de cada isótopo, que pode ser determinada experimentalmente. Por exemplo, uma amostra natural de átomos de cloro é composta por 75% de Cl-35 e 25% de átomos de Cl-37 . O isótopo Cl-35 tem uma massa de 35 u e o isótopo Cl-37 tem uma massa de 37 u. Então, a massa atômica do elemento cloro é:

$$\text{do elemento cloro é: } \frac{75\% \cdot 35 + 25\% \cdot 37}{100\%} = 35,5 \text{ u}$$

A massa atômica do elemento cloro é igual a 35,5 u, embora nenhum átomo de Cl tenha essa massa. A massa atômica de 35,5 u é mais próxima do número de massa de Cl-35 , o que também indica que há uma maior porcentagem de Cl-35 de átomos de cloro na amostra.

Íons

Em determinadas condições, os átomos podem perder ou ganhar elétrons, originando partículas carregadas eletricamente, denominadas íons.

Íon: espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

Os átomos, ao ganhar ou perder elétrons, originam dois tipos de íon:

- íons positivos = cátions;
- íons negativos = ânions.

Íons positivos ou cátions

Os cátions formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando em um sistema eletricamente positivo, em que o número de prótons é maior que o número de elétrons.

Aplicando essa definição para o átomo de magnésio (Mg), que apresenta $Z = 12$:



$$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$$

$$e = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas negativas} = -12$$

$$\text{carga elétrica total} = 0$$

Representação

$$p = 12 \Rightarrow 12 \text{ cargas positivas} = +12$$

$$e = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$$

$$\text{carga elétrica total} = +2$$

Representação



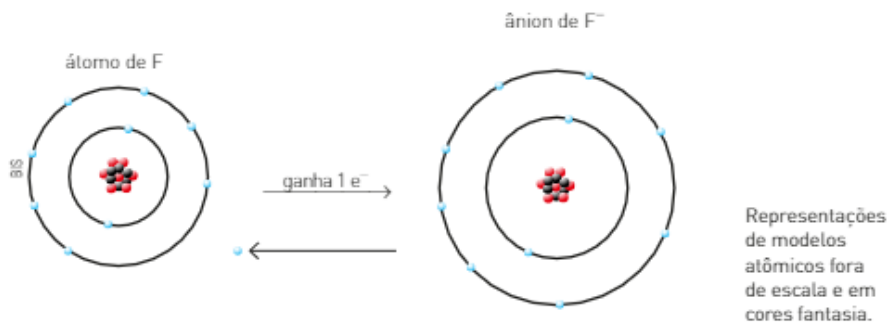
Por convenção, a carga elétrica é representada no canto superior direito do símbolo do elemento. O número que indica a quantidade de carga é escrito antes do sinal.

A espécie química Mg^{2+} é denominada cátion bivalente ou íon bivalente positivo. O tamanho de um cátion é sempre menor que o átomo de origem.

Íons negativos ou ânions

Os ânions formam-se quando um átomo ganha um ou mais elétrons, resultando em um sistema eletricamente negativo, em que o número de prótons é menor que o de elétrons.

Aplicando essa definição ao átomo de flúor (F), que apresenta $Z = 9$:



$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas negativas} = -9$$

$$\text{carga elétrica total} = 0$$

Representação

$$p = 9 \Rightarrow 9 \text{ cargas positivas} = +9$$

$$e = 10 \Rightarrow 10 \text{ cargas negativas} = -10$$

$$\text{carga elétrica total} = -1$$

Representação



A espécie química F^- é denominada ânion monovalente ou íon monovalente negativo. O tamanho de um ânion é sempre maior que o átomo de origem.

CONEXÃO **Fisiologia**

Íons no organismo humano

Determinados íons são muito importantes para o bom funcionamento do nosso organismo. Seu excesso ou sua carência pode causar problemas à nossa saúde. Veja alguns exemplos:

Na⁺: cátion sódio

Atua no controle da pressão sanguínea e na propagação de impulsos nervosos.

Sua deficiência em geral ocorre por perda excessiva de líquido, decorrente principalmente de diarreias, doenças renais e uso inadequado de diuréticos, podendo causar letargia ("moleza"), fraqueza, redução da pressão arterial e até convulsões.

Ca²⁺: cátion cálcio

Além de formar ossos e dentes, o cálcio participa dos processos de coagulação, contração muscular, regulação de batimentos cardíacos e atuação de enzimas. A deficiência (hipocalcemia) pode provocar osteoporose, raquitismo, paralisia muscular total ou parcial e hipertensão arterial. Já o excesso de cálcio (hipercalcemia) pode levar à perda da função renal, à formação de cálculos renais e a distúrbios psíquicos.

As principais fontes de cálcio são: ovo (casca), queijo, vegetais de folhas verde-escuras, moluscos, sardinha e salmão.

Fe²⁺: cátion ferro II ou ferroso

O metal ferro normalmente origina dois cátions: Fe²⁺ ou Fe³⁺. Embora o organismo humano utilize somente o Fe²⁺, muitas vezes ingerimos ferro na forma de Fe³⁺. Quando o Fe³⁺ entra em contato com o suco gástrico, uma pequena parte dele pode ser transformada em Fe²⁺.

Cerca de 75% do total de ferro no corpo faz parte da hemoglobina presente nas hemácias, responsável pelo transporte de gás oxigênio (O₂) no processo de respiração.

Se a nossa dieta diária incluir feijão, fígado, carne vermelha, beterraba, espinafre e rúcula, dificilmente seremos anêmicos. Por que motivo?



Burtnok, Gerrt Ltd/Shutterstock/Keystone

O excesso de íons Na⁺, ingeridos por meio dos alimentos ou, deliberadamente, quando utilizamos o sal de cozinha, pode causar aumento da pressão arterial.



Arquivo dos alunos

As cascas de ovos, limpas, secas (em forno ou ao sol) e reduzidas a pó, são uma excelente fonte de cálcio. Em algumas creches, mingaus e sopas são enriquecidos com esse pó.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

Os íons encontrados em grande quantidade no nosso organismo são chamados de macroelementos. Sódio e cálcio são macroelementos; descubra outros. Descubra também a quantidade em que devem ser ingeridos diariamente.

Para ampliar seu conhecimento

A ciência através dos tempos, de Attico Chassot. Editora Moderna. O livro faz um apanhado da história das grandes áreas científicas (Física, Biologia, Química).

Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Uma caixa-surpresa

Objetivo

Realizar uma atividade prática simples que apresenta certa analogia com o trabalho feito pelos cientistas para determinar a estrutura do átomo. Experimentos como os realizados por Thomson e Rutherford mostram como evidências indiretas podem ser fundamentais para a descoberta de propriedades e características do que não conseguimos ver ou pegar.

Material necessário

- 1 caixa de sapatos
- 1 objeto
- Fita adesiva

Procedimento

Esta atividade deverá ser desenvolvida em equipes. Seu(sua) professor(a) pode auxiliá-los na divisão das equipes.

Cada equipe irá colocar em sua caixa o objeto escolhido – que não deve ser visto pelos outros colegas –, e fechá-la com fita adesiva.

Troquem de caixa com outra equipe.

Vocês devem manipular a caixa recebida como quiserem (mas sem abri-la), com a finalidade de determinar o maior número possível de características do objeto. Atenção! Vocês não podem vê-lo.

O objetivo da atividade não é descobrir ou adivinhar qual é o objeto, mas sim de determinar a maior quantidade possível de suas características, sem vê-lo ou tocá-lo.

REGISTRE NO CADERNO 

Discussão

1. Façam um registro de suas observações, tentando descrever as características do objeto.
2. Comparem suas observações e hipóteses com as dos demais estudantes da classe.
3. Por fim, criem uma representação do objeto, ou seja, criem um modelo, e expliquem por que essa atividade é análoga ao trabalho dos cientistas no estudo da constituição da matéria.

ATIVIDADES

REGISTRE NO CADERNO 

6. Em medicina são utilizados isótopos de elementos radioativos no diagnóstico e tratamento de doenças como o câncer, por exemplo: $^{131}_{53}\text{I}$; $^{59}_{26}\text{Fe}$; $^{32}_{15}\text{P}$; $^{99}_{43}\text{Tc}$ e $^{24}_{11}\text{Na}$.

A respeito desses átomos são feitas as afirmações abaixo. Indique quais são corretas.

- I. O número de massa do $^{99}_{43}\text{Tc}$ é 99.
 - II. O número de nêutrons do $^{32}_{15}\text{P}$ é 15.
 - III. O número de elétrons do $^{24}_{11}\text{Na}$ é 11.
 - IV. O número atômico do $^{59}_{26}\text{Fe}$ é 26.
 - V. O número de prótons do $^{131}_{53}\text{I}$ é 53.
7. Parte de um artigo publicado na revista *Scientific American Brasil* está reproduzida a seguir.

A análise arqueológica dos restos de cabelos e ossos, que examina a quantidade de isótopos estáveis de carbono e nitrogênio (carbono 13 e nitrogênio 15), pode dar informações sobre a alimentação de uma pessoa. O nitrogênio 15 revela o quanto o indivíduo dependia de proteína animal ou vegetal, enquanto o carbono 13 indica o tipo de planta que a pessoa comia e se os frutos do mar ou os alimentos da terra prevaleciam na dieta.

A saga revivida de Ötzi, o Homem do Gelo. *Scientific American Brasil*. São Paulo, ed. 13, jun. 2003. Disponível em: <http://www2.uol.com.br/sciam/reportagens/a_saga_revivida_de_otzi_o_homem_do_gelo.html>. Acesso em: 5 maio 2016.

Determine o número de prótons, nêutrons e elétrons nas espécies $^{13}_6\text{C}$ e $^{15}_7\text{N}$.

8. Uma espécie x é formada por 30 prótons, 32 nêutrons e 28 elétrons. Com base nessas informações, são feitas as seguintes afirmações:
- A espécie x é um átomo.
 - A espécie x é um cátion.
 - A espécie x é um ânion.
 - A espécie pode ser representada por x^{2+} .
 - A espécie pode ser representada por x^{2-} .

Quais afirmações estão corretas?

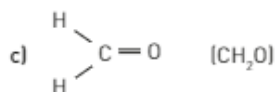
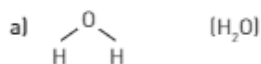
9. Considere as espécies a seguir e responda aos itens abaixo.

- $^{35}_{17}\text{Cl}$
- $^{40}_{19}\text{K}$
- $^{76}_{32}\text{Ge}$
- $^{40}_{18}\text{Ar}$
- $^{37}_{17}\text{Cl}$

- Quais são isótopos?
- Quais são isoeletrônicos?
- Quais espécies apresentam o mesmo número de massa?
- Quais espécies apresentam o mesmo número de nêutrons?

10. Considere os átomos: ^1_1H ; $^{16}_8\text{O}$; $^{12}_6\text{C}$.

Calcule o número de prótons, nêutrons e elétrons presentes nas moléculas.



11. (Uerj) A descoberta dos isótopos foi de grande importância para o conhecimento da estrutura atômica da matéria. Sabe-se, hoje, que os isótopos Fe^{54} e Fe^{56} têm, respectivamente, 28 e 30 nêutrons. A razão entre as cargas elétricas dos núcleos dos isótopos Fe^{54} e Fe^{56} é igual a:

- 0,5
- 1,0
- 1,5
- 2,0

12. (UFPB) As pilhas e baterias estão incorporadas ao cotidiano da vida moderna. Esses materiais geralmente contêm metais tóxicos, por exemplo, cádmio, cujo descarte de forma incorreta pode contaminar o meio ambiente. Utilizando a tabela periódica e sabendo que o número de massa do cádmio é 112, é correto afirmar que esse elemento possui:

	Número de prótons	Número de nêutrons	Número de elétrons
a)	20	20	20
b)	64	48	64
c)	20	32	20
d)	48	64	48
e)	48	112	64

Capítulo 11

Radiações e aplicações

Vimos, nos capítulos anteriores, como o trabalho de muitos físicos e químicos contribuiu para a proposição do primeiro modelo atômico divisível, de caráter planetário, e a identificação e caracterização de espécies químicas distintas. Neste capítulo, vamos nos ater às propriedades nucleares da matéria, retomando a história a partir do instrumental criado pela equipe de Ernest Rutherford para estudar a ação dos campos eletromagnéticos sobre as radiações então recentemente descobertas.

Eles observaram que, ao passarem pelo campo eletromagnético, algumas das radiações tinham sua trajetória desviada em direção à placa carregada negativamente; portanto, deviam apresentar cargas positivas na sua constituição e foram denominadas raios alfa (α). Outro feixe de radiações era atraído pela placa positiva; portanto, elas deviam apresentar cargas negativas e foram denominadas raios beta (β).

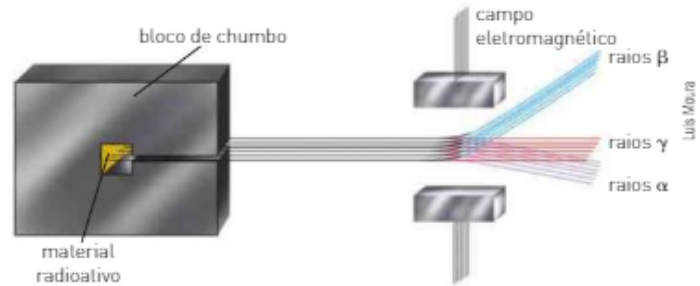
Comparando o desvio sofrido pelas partículas, concluíram também que as partículas α possuíam massa muito maior e, posteriormente, descobriram que essas partículas α eram constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons.

Em 1900, Becquerel comparou os desvios sofridos pelas partículas β em um campo eletromagnético com os desvios sofridos pelos elétrons. Dessa comparação, concluiu que as partículas β e os elétrons eram iguais, ou seja, os raios β eram constituídos por elétrons. Até então, elétrons eram associados à corrente elétrica; agora, também seriam associados aos átomos.

Nesse mesmo ano, o físico francês Paul Ulrich Villard (1860-1934), repetindo os experimentos de Rutherford, percebeu a existência de outros raios que não eram afetados pelo campo eletromagnético. Esses raios não apresentavam nem carga nem massa, eram constituídos por ondas eletromagnéticas e foram denominados raios gama (γ). A radiação γ apresentava algumas semelhanças com a dos raios X, mas era mais penetrante, possuía comprimento de onda menor e, por isso, mais energia.

O estudo das características dessas partículas e radiações foi feito por Rutherford e seus colaboradores, e evidenciaram que elas apresentavam diferentes penetrações.

As partículas α não conseguem sequer atravessar uma folha de papel; logo, elas apresentam o menor poder de penetração. As partículas β atravessam o papel, mas não conseguem atravessar uma lâmina de alumínio de 1 mm; logo, seu poder de penetração é maior que o de α . Já as radiações γ atravessam o papel e a lâmina de alumínio, mas são bloqueadas por lâminas de chumbo com mais de 8 mm de espessura. Com isso, foi possível concluir que o poder de penetração da radiação γ é o maior.



Esquemáticamente, é esse o comportamento das radiações alfa, beta e gama ao passarem em um campo eletromagnético.

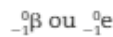
Materiais que protegem uma pessoa da radiação



1. TIPOS DE RADIAÇÕES

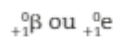
A partícula alfa (α) é idêntica ao núcleo do elemento hélio (He), formada por 2 prótons e 2 nêutrons, apresentando número de massa 4 e carga +2 e a sua representação é: ${}^4_2\alpha$.

A partícula beta (β) corresponde a um elétron, com carga -1; seu número de massa é zero. As suas representações são:



A partícula β é formada quando um nêutron de um núcleo instável se transforma em um próton.

O pósitron tem a mesma massa da partícula β , mas tem carga +1 e número de massa zero. A sua representação é:



O pósitron é produzido quando um próton de um núcleo instável se transforma em um nêutron.

O pósitron constitui exemplo de *antipartícula*, um termo utilizado pelos físicos para descrever uma partícula que se *aniquila* no encontro com outra de características opostas (no caso do pósitron, o elétron). Quando um elétron e um pósitron colidem suas diminutas massas, estas são completamente convertidas em energia como raios gama (γ).



Os raios γ são radiações de elevada energia, liberadas quando um núcleo instável sofre um rearranjo de suas partículas, originando um núcleo mais estável. Os raios γ são muitas vezes emitidos juntamente com outros tipos de radiação. Como são ondas eletromagnéticas, a sua carga e massa são nulas, e sua representação é: ${}^0_0\gamma$.



Em 1908, enquanto trabalhava com a identificação das radiações radioativas, Hans Geiger criou um detector de partículas com seu aluno de doutorado, Walther Müller. Devido à sua simplicidade, baixo custo e facilidade de operação, o contador Geiger-Müller continua a ser usado atualmente nas áreas de física nuclear, geofísica, terapias médicas com isótopos radioativos e radiografias.

A tabela a seguir resume as partículas e radiações mais comuns nos processos nucleares.

Partícula ou radiação	Representação	Número de massa	Carga
Partícula α	${}^4_2\alpha$ ou ${}^4_2\text{He}$	4	2+
Partícula β	${}^0_{-1}\beta$ ou ${}^0_{-1}e$	0	1-
Pósitron	${}^0_{+1}\beta$ ou ${}^0_{+1}e$	0	1+
Radiação gama	${}^0_0\gamma$	0	0
Próton	1_1p	1	1+
Nêutron	1_0n	1	0

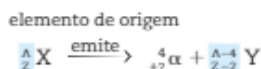
Leis da radioatividade

Resultados de observação de processos nucleares, as leis da radioatividade foram formuladas no início do século XX e representam os princípios de conservação da energia e da carga elétrica nos processos nucleares.

Primeira lei: Lei de Soddy

O átomo de um elemento radioativo, ao emitir uma partícula α , dá origem a um novo elemento, que apresenta número de massa A com 4 unidades a menos e número atômico Z com 2 unidades a menos.

Genericamente, temos:



Explicação: uma partícula α é constituída de 2 prótons e 2 nêutrons, e a emissão de uma delas originará um novo elemento, com 2 prótons e 2 nêutrons a menos. Logo, o novo elemento irá apresentar:

- nº atômico novo = $Z - 2$
- nº de massa novo = $A - 4$

Quando um átomo de $^{238}_{92}\text{U}$ emite uma partícula α , ele se transforma em $^{234}_{90}\text{Th}$. A equação que representa essa transformação é:



A Primeira lei da radioatividade foi formulada pelo químico inglês Frederick Soddy (1877-1956), tendo, por seu trabalho com o tema, recebido o Prêmio Nobel de Química em 1921.

Segunda lei: Lei de Soddy, Fajans e Russell

Quando um átomo de um elemento radioativo emite uma partícula β , ele se transforma em um novo elemento de mesmo número de massa, mas seu número atômico apresenta uma unidade a mais.

Em termos gerais, a equação que representa esse processo é:



Explicação: quando ocorre a emissão de uma partícula β , um nêutron presente no núcleo se decompõe e dá origem a um próton, a um elétron e a uma subpartícula atômica denominada antineutrino.

O próton permanece no núcleo; o elétron e o antineutrino (com carga zero e número de massa zero) são emitidos.

Veja a equação que representa esse processo:




Com isso, quando uma partícula β é emitida, o número atômico (Z) aumenta em uma unidade, pois surge um novo próton; no entanto, o número de massa (A) não se altera, pois um nêutron desaparece, mas, em seu lugar, surge um próton e a soma $n + p = A$ será a mesma. Veja a equação que representa esse processo:



1. A Segunda lei da radioatividade resulta de trabalhos independentes de Soddy e de dois outros cientistas, Kasimir Fajans (1887-1975) e Alexander Russell (1845-1911).

2. Como as radiações $^0_0\gamma$ são ondas eletromagnéticas, sua emissão não altera o número atômico nem o número de massa do átomo. Por isso, sua emissão não é representada por equações. As radiações $^0_0\gamma$ ocorrem geralmente com as emissões de α e de β .

Para ampliar seu conhecimento

 **Curie e a radioatividade em 90 minutos**, de Paul Strathern. Jorge Zahar Editor. Marie Curie, ganhadora de dois prêmios Nobel, foi uma das maiores cientistas do século XX. Esse livro é um relato de sua vida e de seu trabalho com o elemento químico rádio, que permitiu progressos na física nuclear e no tratamento do câncer.

Marie Curie com o marido (à esquerda), Pierre Curie (1859-1906). Em 1903, ambos receberam com Becquerel o Prêmio Nobel de Física por seus estudos sobre radioatividade. Em 1911, Marie Curie viria a receber sozinha o Nobel de Química, pela descoberta dos elementos polônio e rádio.



Seleção Photo Library/Alamy

Séries radioativas

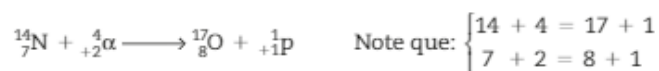
Séries radioativas são o conjunto de elementos que têm origem na emissão de partículas α e β , resultando, como produto final, um isótopo estável do chumbo. Trabalhando com uma sequência de reações químicas envolvendo urânio e tório, Soddy conseguiu determinar que esses elementos, durante o processo radioativo, originavam uma série de elementos intermediários. Assim, foi descoberta a existência de três séries radioativas naturais:

- **Série do urânio (U):** ${}_{92}^{238}\text{U} \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}_{82}^{206}\text{Pb}$
- **Série do actínio (Ac):** ${}_{92}^{235}\text{U} \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}_{82}^{207}\text{Pb}$
- **Série do tório (Th):** ${}_{90}^{232}\text{Th} \xrightarrow[\text{sucessivas de } \alpha \text{ e } \beta]{\text{emissões}} {}_{82}^{208}\text{Pb}$

Note que, nessas séries, um dado elemento químico passa por transformações, denominadas reações de transmutação, e dá origem a outro elemento. Quando essas transformações ocorrem pela emissão de partículas, como acabamos de ver, são chamadas transmutações naturais. Quando são obtidas por bombardeamento de núcleos estáveis com partículas alfa, com prótons, nêutrons etc., são chamadas transmutações artificiais, que estudaremos a seguir.

Produção de radioisótopos – Reações de transmutação

Simultaneamente à realização de experimentos para estudar a estrutura do átomo, Ernest Rutherford e seus colaboradores realizaram várias reações de transmutação. Eles perceberam que, se átomos do isótopo de ${}_{7}^{14}\text{N}$ fossem bombardeados com partículas α , eles dariam origem ao isótopo de oxigênio ${}_{8}^{17}\text{O}$ e a um próton. Veja a equação que representa esse processo de transmutação:



Outra reação de transmutação muito importante, responsável pelo descobrimento do nêutron, foi feita por James Chadwick em 1932. Ao bombardear o isótopo de ${}_{4}^{9}\text{Be}$ com partículas α , Chadwick percebeu que se formavam o ${}_{6}^{12}\text{C}$ e uma nova partícula, que ele denominou nêutron (${}_{0}^{1}\text{n}$).

A série do urânio 235 recebe o nome de série do actínio (Ac) porque antigamente acreditava-se que o primeiro elemento dessa família fosse o actínio 227.

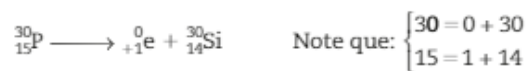
Essa reação pode ser representada por:



Irene Joliot Curie (1897-1956), filha de Marie Curie, e seu marido Frédéric Joliot (1900-1958), realizando experimentos de bombardeamento de alumínio ${}^{27}_{13}\text{Al}$ com partículas α , em 1934, perceberam que eram produzidos um isótopo de ${}^{30}_{15}\text{P}$ e um nêutron. A reação nuclear desse processo é representada por:



Eles perceberam também que esse isótopo do fósforo (${}^{30}_{15}\text{P}$) era radioativo e emitia uma partícula de massa igual à do elétron, mas com carga positiva. A essa nova partícula foi dado o nome de **pósitron**, cuja representação é (${}^0_{+1}\text{e}$), e a reação originava um isótopo do silício ${}^{30}_{14}\text{Si}$. Essa reação nuclear é representada por:



Atualmente, a maioria dos radioisótopos usados em diversas áreas, como medicina, indústria, agricultura etc., são produzidos a partir de transmutações artificiais.

ATIVIDADES



13. Observe a ilustração, em que a radiação proveniente do mineral urânio atinge a tela luminescente, que está contida no plano da folha de papel.



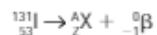
Associe as partículas ou radiações (α , β e γ) com I, II e III.

14. A equação abaixo representa uma reação de transmutação.



Nessa equação, X representa:

- uma partícula alfa.
 - um próton.
 - um nêutron.
 - uma partícula beta.
 - um pósitron.
15. No diagnóstico das disfunções da tireoide é utilizado o isótopo 131 do iodo. Considere a reação a seguir:



Os valores de A e Z que completam corretamente a equação nuclear são, respectivamente:

- 131 e 52.
- 130 e 52.
- 131 e 54.
- 130 e 54.

Cinética das desintegrações radioativas

À medida que um elemento radioativo emite partículas do núcleo, ele vai se desintegrando. A rapidez com que ocorrem essas desintegrações por unidade de tempo é denominada rapidez de desintegração radioativa.

Verifica-se, experimentalmente, que a rapidez de desintegração (r), em dado momento, é diretamente proporcional ao número de núcleos radioativos (N), segundo a equação: $r = kN$, em que k = constante radioativa característica de cada isótopo.

Transcorrendo certo tempo, o número de núcleos radioativos se reduz à metade. Esse intervalo de tempo é denominado período de semidesintegração ou meia-vida (P ou $t_{1/2}$).

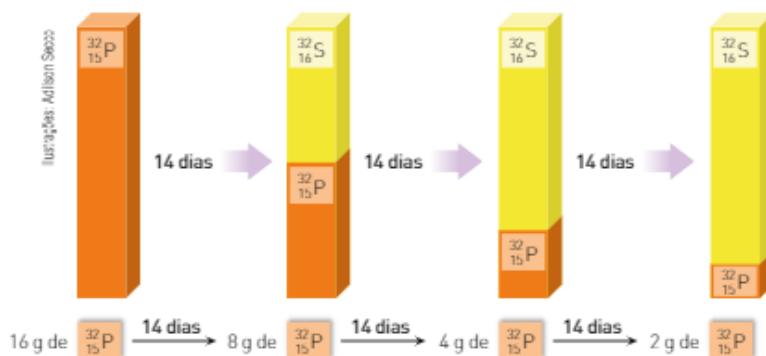
Período de semidesintegração ou meia-vida

Essa relação de decaimento, feita para a massa de uma amostra, é verificada não só para o número de mol do isótopo radioativo, mas também para o seu número de átomos e, conseqüentemente, para a sua rapidez de desintegração (atividade radioativa).

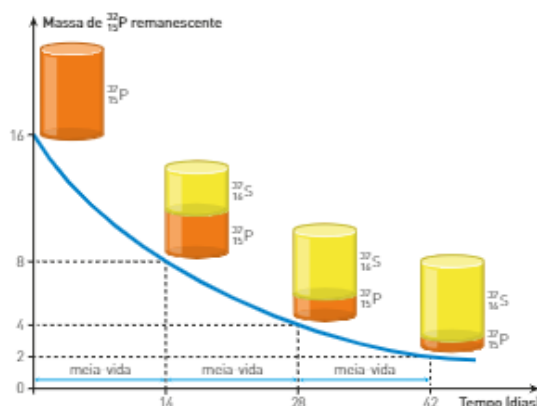
Veja no exemplo como o $^{32}_{15}\text{P}$, cuja meia-vida é de 14 dias, decai por emissão de partícula β e produz radioisótopo $^{32}_{16}\text{S}$.



Partindo de uma amostra que contém inicialmente 16 g de $^{32}_{15}\text{P}$, cuja meia-vida é de 14 dias, observe o seu decaimento representado na ilustração a seguir:



O decaimento também pode ser representado graficamente:



A relação matemática que permite relacionar a massa inicial (m_i) à massa final (m_f) de um decaimento radioativo com a meia-vida (P) e o tempo de desintegração (T) é dada pelas seguintes expressões:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^x \text{ e } T = x \cdot P$$

em que x = número de meias-vidas.

É importante observar que a meia-vida não depende da quantidade da amostra inicial nem é afetada por variações de pressão e temperatura, pois essas transformações envolvem um processo nuclear. As curvas de decaimento sempre apresentam o mesmo aspecto; porém, as meias-vidas variam desde bilhões de anos até frações de segundo.

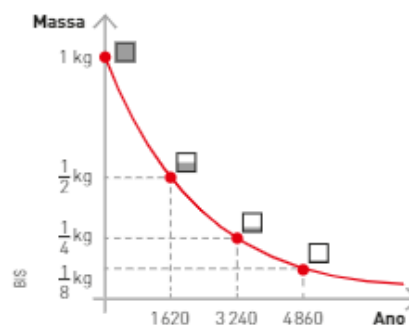
A tabela a seguir indica a meia-vida de alguns isótopos radioativos:

Isótopo	^{13}O	^{99}Tc	^{90}Sr	^{239}Pu	^{238}U
Meia-vida	$8,7 \cdot 10^{-3} \text{ s}$	6,0 horas	28,1 anos	$2,44 \cdot 10^4$ anos	$4,5 \cdot 10^9$ anos

ATIVIDADES



16. (Enem-MEC) O lixo radioativo ou nuclear é resultado da manipulação de materiais radioativos, utilizados hoje na agricultura, na indústria, na medicina, em pesquisas científicas, na produção de energia etc. Embora a radioatividade se reduza com o tempo, o processo de decaimento radioativo de alguns materiais pode levar milhões de anos. Por isso, existe a necessidade de se fazer um descarte adequado e controlado de resíduos dessa natureza. A taxa de decaimento radioativo é medida em termos de um tempo característico, chamado meia-vida, que é o tempo necessário para que uma amostra perca metade de sua radioatividade original. O gráfico abaixo representa a taxa de decaimento radioativo do rádio-226, elemento químico pertencente à família dos metais alcalinoterrosos e que foi utilizado durante muito tempo na medicina.



As informações fornecidas mostram que:

- quanto maior é a meia-vida de uma substância mais rápido ela se desintegra.
 - apenas 1/8 de uma amostra de rádio-226 terá decaído ao final de 4860 anos.
 - metade da quantidade original de rádio-226, ao final de 3240 anos, ainda estará por decair.
 - restará menos de 1% de rádio-226 em qualquer amostra dessa substância após decorridas 3 meias-vidas.
 - a amostra de rádio-226 diminui a sua quantidade pela metade a cada intervalo de 1620 anos devido à desintegração radioativa.
17. Foram preparados 8 mg de um radioisótopo cuja meia-vida é de 3 minutos. Determine o tempo para que a amostra do radioisótopo se reduza a 1 mg.
18. Um radioisótopo tem um período de semidesintegração igual a 20 horas. Calcule após quanto tempo a sua radioatividade se reduzirá a 25% da atual.

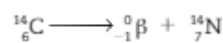
2. APLICAÇÕES DA RADIOATIVIDADE

Geologia, Arqueologia e História

A determinação da idade (datação) de material orgânico usualmente envolve um isótopo do carbono de número de massa 14, o C-14, que é formado nas camadas superiores da atmosfera pelo bombardeamento de nitrogênio por nêutrons cósmicos:



As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo CO_2 presente na atmosfera ou pela cadeia alimentar. Quando eles morrem, cessa a absorção do C-14 e, então, sua quantidade gradualmente diminui, de acordo com a equação de desintegração:



Conhecendo a meia-vida do C-14 (5600 anos), podemos estimar, então, a idade dos artefatos (fóssil, pergaminho, documentos etc.) em exame, pela determinação da quantidade desse isótopo presente neles. Como a rapidez com que o C-14 se forma na atmosfera é a mesma com que ele se desintegra, sua concentração na Terra e nos organismos permanece constante: 10 ppb (em cada bilhão de átomos existem 10 átomos de C-14).

Assim, se um fóssil apresentar teor de C-14 de 2,5 ppb, essa concentração indica que ele possui 25% do teor de C-14 encontrado nos seres vivos, ou seja, desde a morte do animal, o C-14 completou duas meias-vidas:



Desse modo, podemos concluir que o fóssil tem 11200 anos.

Datação com urânio e potássio

Assim como a medição da quantidade de C-14 permite determinar a idade de material orgânico, a medição de outros radioisótopos permite a datação de rochas.

A cada meia-vida do isótopo ${}^{238}_{92}\text{U}$ ($4,5 \cdot 10^9$ anos), metade de seus átomos desintegra-se, originando o isótopo ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. A relação entre o número de átomos Pb/U permite que estimemos a idade aproximada de uma rocha, ou de um meteorito, considerando que 1 átomo de U produz 1 átomo de Pb.

Para demonstrar esse fato matematicamente, vamos considerar que o número inicial de átomos de U seja 64, conforme a tabela ao lado.

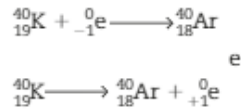


Datações do teor de C-14 indicam que este corpo foi preservado congelado por 2500 anos.

Número de meias-vidas	Número de átomos ${}^{238}\text{U}$	Número de átomos ${}^{206}\text{Pb}$	Pb/U
0	64	0	0
1	32	32	1
2	16	48	3
3	8	56	7
4	4	60	15

Assim, se uma rocha apresenta uma relação Pb/U igual a 15, isso significa que ela foi formada há 4 meias-vidas do ^{238}U , ou seja, há $1,8 \cdot 10^{10}$ anos.

O ^{40}K , que tem meia-vida de $1,3 \cdot 10^9$ anos, decai pela captura de um elétron ou pela emissão de um pósitron, formando o ^{40}Ar :



Dessa forma, para determinar a idade de uma rocha, pode-se triturá-la e medir a quantidade de gás argônio que é liberada dela. Assim como se faz quando se emprega o urânio-238, a comparação entre o número de átomos de potássio e o de átomos de argônio permite identificar a idade aproximada dessa rocha.



O método de datação pelo potássio-40 também é útil para estimar a idade de ossos. Datações feitas com potássio [K-40] indicam a idade aproximada destes crânios: o da esquerda, Neanderthal, 70 mil anos e o da direita, Cro-Magnon, 30 mil.

Medicina

Vários isótopos radioativos são usados em medicina. É muito comum introduzir no organismo uma pequena quantidade de material radioativo a fim de determinar as condições de órgãos. Isso é possível pelo conhecimento de que vários compostos radioativos se acumulam em determinado órgão.

As células do corpo não diferenciam um isótopo radioativo de um não radioativo, pois os isótopos apresentam eletrosferas e comportamento químico iguais. A única diferença entre eles é que o isótopo radioativo pode ser detectado por emitir radiações, as quais permitem seu monitoramento ao ser transportado pelo corpo e se concentrar em determinado órgão. Os isótopos que têm essa aplicação são denominados radiotraçadores.

A tabela a seguir apresenta alguns isótopos usados em medicina nuclear.

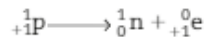
Elemento	Radioisótopo	Radiação	Uso médico
crômio	^{51}Cr	γ	Imagem do baço, volume das hemácias.
tecnécio	^{99}Tc	γ	Estudo do cérebro, dos pulmões, do fígado, do baço e dos ossos.
iodo	^{131}I	β, γ	Estudo da tireoide e tratamento de câncer na tireoide.
estrôncio	^{85}Sr	γ	Imagem de ossos para diagnóstico de fraturas ou osteoporose.
sódio	^{24}Na	β, γ	Estudo de lesões vasculares e determinação do volume do sangue.

Após o paciente receber uma dose do material radioativo, o radiologista determina o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos. As radiações β ou γ incidem sobre filmes fotográficos, produzindo imagens do órgão que se pretende estudar.

As radiações γ provenientes do I-131 são usadas no tratamento de câncer da tireoide. Embora possam afetar qualquer célula do órgão, essas radiações agem muito mais sobre as células cancerosas, que se encontram debilitadas.

Alguns radioisótopos que emitem pósitrons (${}^0_+1e$), por exemplo, ${}^{10}C$, ${}^{11}C$, ${}^{13}N$ e ${}^{15}O$, são usados para diagnóstico por imagem (tomografia).

Como já vimos, o decaimento de um próton em nêutron se dá com a formação de um pósitron:



Essa reação pode ser usada para mapear regiões corpóreas em que se suspeita de alterações metabólicas, administrando-se fluordeoxiglicose na corrente sanguínea de pacientes. Essa substância contém flúor-18, um radioisótopo típico para radiodiagnósticos, com meia-vida de 20 minutos. Os pósitrons colidem com elétrons, aniquilando-se mutuamente:



Nessa reação, a massa é transformada totalmente em energia na forma de ondas eletromagnéticas. Tais radiações revelam as regiões em que o metabolismo da glicose está alterado.

Radioisótopos para diagnósticos por imagem são produzidos nos ciclotrons do Instituto de Pesquisas Energéticas e Nucleares (Ipen), em São Paulo, e no Instituto de Engenharia Nuclear (IEN), no Rio de Janeiro.



Um profissional de nível técnico que utiliza as propriedades dos materiais radioativos é o tecnólogo em radiologia.

Mundo do trabalho

Tecnólogo em radiologia

O curso de tecnologia em Radiologia apresenta duração média de três anos e meio e possui disciplinas voltadas para as áreas de ciências biológicas, exatas e humanas. O estudante aprende fisiologia e anatomia, o funcionamento dos equipamentos em aulas práticas e física das radiações, radioproteção, biossegurança e legislação radiológica, visando à segurança dos pacientes e também do profissional que opera os equipamentos. Existem também disciplinas voltadas para a interação com o paciente e algumas noções de enfermagem.

O profissional atua com profissionais da área da saúde, físicos e engenheiros, na operação de fontes radioativas empregadas em várias funções. Ele pesquisa melhorias na qualidade das imagens e a segurança dos aparelhos. Para frequentar o curso, é preciso ter no mínimo 18 anos e ter concluído o ensino médio. Para exercer a profissão, é necessário fazer o registro no Conselho Regional de Técnicos em Radiologia.



O curso técnico é de nível médio, e o curso tecnológico é de nível superior. Em ambos os casos, o profissional encontra muitas oportunidades nos serviços relacionados aos diagnósticos por imagem e gestão dos serviços radiológicos.

Fontes das informações: <<http://www.sp.senac.br/jsp/default.jsp?newsID=DYNAMIC>>. Acesso em: 18 out. 2015.
<<http://www.guiadacarreira.com.br/curso-tecnico/radiologia/>>. Acesso em: 18 out. 2015.

Agricultura, indústria e alimentação

Para impedir o crescimento de agentes produtores da deterioração de alimentos, costuma-se fazer a pasteurização térmica e a conservação refrigerada. Porém, muitos alimentos frescos não podem ser submetidos a esses processos, como carnes, peixes, mariscos, aves etc. Esses alimentos são submetidos a radiações para se conservarem por mais tempo.

Na indústria farmacêutica e na alimentícia, a capacidade de as radiações produzirem danos aos organismos tem sido usada na preservação de alimentos, como o morango. A irradiação com raios gama provenientes do cobalto-60 destrói fungos e bactérias, principais causadores do apodrecimento. Esses raios atuam como esterilizantes.

O fósforo-32 é utilizado como radiotraçador, permitindo verificar a absorção de fertilizantes pelas plantas e avaliar a eficácia do controle de insetos.

Na Engenharia e em processos industriais, isótopos são usados em análise não destrutiva de materiais e como radiotraçadores. Essa tecnologia é utilizada para rastrear estruturas metálicas e tubulações de edifícios escondidos sob o concreto ou a fuselagem de aeronaves, com o objetivo de localizar e corrigir defeitos na construção de aviões. Veja alguns exemplos:

- Ferro-59, na medida de desgaste de molas e êmbolos de motores;
- Fósforo-32, na medida de desgaste dos frisos de pneus;
- Sódio-24 e iodo-131, na localização de pequenos vazamentos em tubulações de água e medida da espessura de lâminas metálicas.



Os morangos ①, tratados com raios gama, permanecem frescos durante vários dias. Os morangos ②, que não foram tratados com raios gama, desenvolveram fungos no mesmo período.

Os parâmetros de segurança para irradiação de alimentos são regulados pela Anvisa através da Resolução (RDC) nº 21/2001, segundo a qual qualquer alimento poderá ser tratado por radiação desde que a dose máxima absorvida seja inferior àquela que comprometeria as propriedades funcionais e/ou os atributos sensoriais do alimento.

Processos nucleares

Fissão nuclear

Poucos anos antes da Segunda Guerra Mundial, diversos cientistas tentaram obter novos elementos químicos de número atômico maior que o urânio, até então o de maior número atômico conhecido ($Z = 92$). Entre esses cientistas, estavam os italianos Enrico Fermi (1901-1954) e Emílio Segrè (1905-1989), em 1934, e, mais tarde, em 1938, os alemães Otto Hahn (1879-1968) e Fritz Strassman (1902-1980).

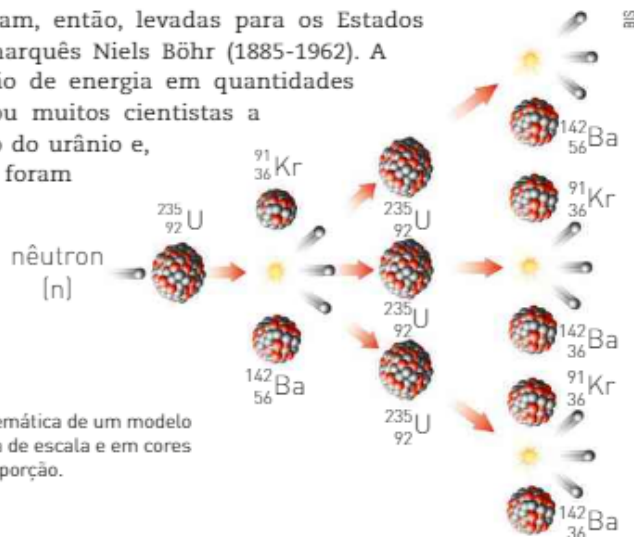
Hahn e Strassman repetiram os experimentos de Fermi e conseguiram determinar átomos de bário (Ba) entre os produtos formados. Como esse elemento apresentava um número atômico pouco maior que a metade do número atômico do urânio, concluíram que, nesse fenômeno, não estavam ocorrendo simples emissões de partículas, mas que os átomos de urânio, na realidade, estavam sendo divididos, fissionados.

Como os núcleos de urânio produziam dois fragmentos ou dois outros núcleos, esse fenômeno foi denominado fissão nuclear.

A física austríaca Lise Meitner (1878-1968) repetiu os experimentos e determinou que no processo ocorria grande liberação de energia e, simultaneamente, formação de nêutrons, os quais produziam a fissão de outros átomos de urânio – e assim sucessivamente, até o término de toda a massa de urânio. A fissão do urânio era, portanto, uma reação em cadeia.

Essas descobertas foram, então, levadas para os Estados Unidos pelo físico dinamarquês Niels Böhrr (1885-1962). A possibilidade de produção de energia em quantidades antes inimagináveis levou muitos cientistas a trabalharem com a fissão do urânio e, a partir desses trabalhos, foram feitas novas descobertas, que, como se verá a seguir, levaram à fabricação da primeira bomba atômica.

Representação esquemática de um modelo da fissão nuclear fora de escala e em cores fantasia e fora de proporção.

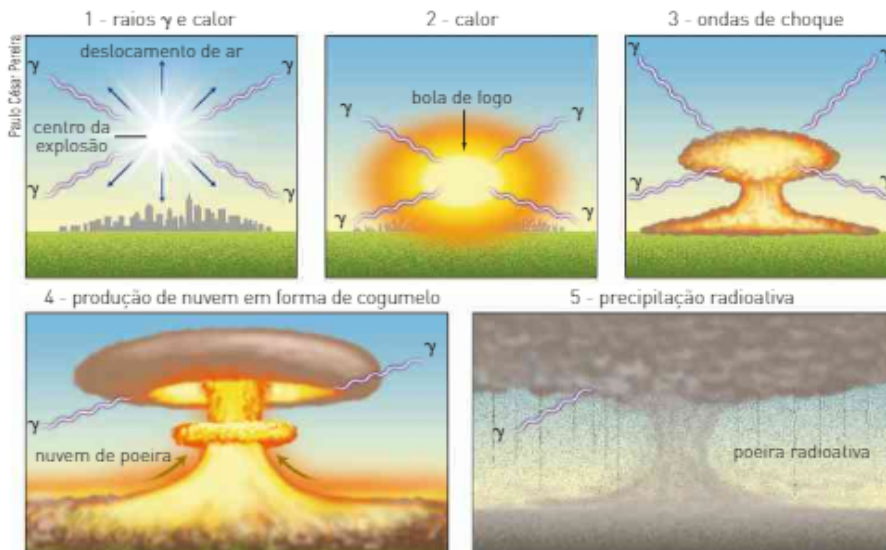


A bomba atômica

Em 1939, Albert Einstein (1879-1955), físico alemão radicado nos Estados Unidos, integrou-se à campanha promovida pelo físico Leo Szilard (1898-1964), que desenvolvia pesquisa visando fabricar a bomba atômica.

Tanto para os cientistas envolvidos nas pesquisas como para os demais membros da comunidade científica, a bomba atômica, uma vez construída, não seria usada como arma militar. Durante a Segunda Guerra Mundial, eles propuseram que a bomba fosse testada na presença de autoridades do governo japonês e dos governos aliados (Inglaterra, França e URSS), o que forçaria a rendição incondicional do Japão, evitando, assim, a morte de milhares de pessoas.

Mas não foi isso o que aconteceu. A ideia de apressar o término da guerra, evitando a morte de muitos soldados estadunidenses e o gasto de milhões de dólares necessários para invadir o Japão, associada à demonstração de supremacia militar diante da União Soviética, marcando o início da Guerra Fria, levou o presidente estadunidense Harry Truman a ordenar o lançamento de bombas atômicas sobre o Japão. Em 6 de agosto de 1945 foi lançada sobre Hiroshima uma bomba atômica de urânio, chamada Little Boy.



Representação esquemática da sequência de eventos na explosão de uma bomba atômica. Ilustrações fora de escala e em cores fantasia.

Para ampliar seu conhecimento

Para conhecer mais da história de Lise Meitner, leia com seus colegas e com o(a) professor(a) o artigo "Mulheres na Física", de Salomon S. Mizrahi, publicado na Revista Brasileira de Ensino de Física, v. 27, n.4, p. 491-493 (2005), disponível também em: http://www.sbfisica.org.br/rbef/pdf/v27_491.pdf. Acesso em: 5 maio 2016.

A bomba detonada sobre Hiroshima continha uma massa de 7 quilos de U-235, com um poder destrutivo equivalente a 20 mil toneladas de TNT, ou seja, uma bomba de 20 kilotons, que provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Três dias depois, foi lançada outra bomba atômica de plutônio, sobre a cidade de Nagasaki, provocando a morte imediata de 20 mil pessoas.

A guerra terminou em 14 de agosto de 1945 com a rendição incondicional do Japão e com a morte, imediata e posterior, de cerca de 200 mil pessoas, sem considerar as possíveis alterações genéticas transmitidas aos descendentes pelas pessoas que sobreviveram.

Para obter mais rapidamente a bomba atômica, os Estados Unidos montaram um esquema secreto denominado Projeto Manhattan. Em 1945, conseguiram obter as massas críticas de urânio e de plutônio necessárias para produzir a reação em cadeia. A primeira bomba atômica foi detonada em 16 de julho de 1945 no deserto do Novo México. O calor liberado vaporizou uma torre de ferro de 30 metros de altura, na qual a bomba estava colocada, e vitrificou a areia ao redor.



HUBO - Archive/Getty Images

Efeitos da precipitação radioativa

Tanto na explosão de uma bomba atômica como em um acidente com vazamento em uma usina nuclear (*leia adiante*), é liberado um número muito grande de isótopos radioativos. Muitos deles apresentam meia-vida muito curta (menos do que 15 minutos) e, assim, seu decaimento radioativo impede que eles sejam fixados no solo, na vegetação ou nas águas. Porém, alguns apresentam meia-vida muito longa, o que permite sua fixação no meio ambiente, contaminando-o e tornando-o radioativo por longos intervalos de tempo. Entre esses isótopos radioativos predominam os da tabela ao lado.

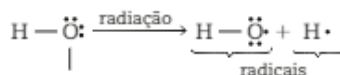
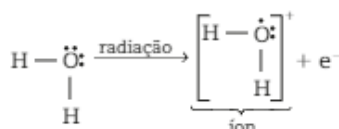
Além disso, os nêutrons liberados no processo de fissão podem agir sobre os constituintes da atmosfera, produzindo espécies radioativas, como o carbono-14 ($^{14}_6\text{C}$), o hidrogênio-3 (^3_1H) e muitas outras.

Dentre os isótopos radioativos, um dos mais nocivos é o estrôncio-90 ($^{90}_{38}\text{Sr}$), que pode substituir o cálcio, incorporando-se aos ossos, o que ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem à mesma família de metais alcalinoterrosos. O processo de substituição ocorre através da ingestão de leite e vegetais contaminados. Dessa maneira, o corpo humano torna-se uma fonte de radiação interna por muitos anos.

Embora a meia-vida do iodo-131 ($^{131}_{53}\text{I}$) seja menor que a do $^{90}_{38}\text{Sr}$, sua produção ocorre em uma quantidade muito maior. Ele se acumula no organismo, pela cadeia alimentar, na glândula tireoide que, assim, também se transforma em uma fonte interna de radiação.

Outro isótopo radioativo muito nocivo é o céscio-137 ($^{137}_{55}\text{Cs}$), que substitui o potássio nos tecidos vivos devido ao fato de ambos serem semelhantes e pertencerem à mesma família dos metais alcalinos. No entanto, a nocividade do $^{137}_{55}\text{Cs}$, quando comparada à do $^{90}_{38}\text{Sr}$, é bem menor porque ele é eliminado do organismo mais rapidamente.

Quando uma radiação de alta energia atinge uma molécula, esta pode perder elétrons, originando íons, ou ainda ter suas ligações rompidas, produzindo espécies com elétrons desemparelhados, denominadas radicais:



Isótopos radioativos	Meia-vida
$^{137}_{55}\text{Cs}$	30 anos
$^{90}_{38}\text{Sr}$	28 anos
$^{95}_{40}\text{Zr}$	65 dias
$^{140}_{56}\text{Ba}$	12,8 dias
$^{131}_{53}\text{I}$	8 dias
$^{99}_{42}\text{Mo}$	67 horas

Para ampliar seu conhecimento

O dia seguinte (The Day After), Estados Unidos, 1983, direção de Nicholas Meyer. Os Estados Unidos entram em guerra contra a União Soviética e mísseis nucleares são trocados entre os dois países. O filme mostra as consequências de uma guerra nuclear para o ambiente e para as pessoas.

Essas partículas podem ocasionar reações químicas nocivas, provocando divisão celular acelerada, principalmente na medula óssea, nos órgãos reprodutores e nas células responsáveis pelo desenvolvimento em crianças, originando alterações no material genético (DNA). Ao longo do tempo, os efeitos provocados pelas radiações de alta energia levam à formação de tumores malignos, anemias e mutações genéticas.

CONEXÃO Segurança nuclear

Acidentes... acontecem

Como já foi dito, a probabilidade de acontecerem acidentes em usinas nucleares é pequena, mas esse risco nunca deve ser negligenciado. Saiba mais lendo sobre os dois casos a seguir, de consequências gravíssimas.

Chernobyl

Em 26 de abril de 1986, o coração do reator nuclear da usina situada em Chernobyl (Ucrânia), devido a um superaquecimento, sofreu uma avaria que provocou o vazamento de material radioativo. Um número grande de pessoas sofreu morte imediata e muitas outras morreram nas semanas e nos meses seguintes devido a doenças provocadas pela radiação. Milhares de pessoas foram retiradas do local, e a área ao redor da usina permanecerá contaminada por muitas décadas.

O acidente ocorreu por uma falha no reator e pelo descumprimento dos procedimentos de segurança por parte dos operadores.

Fukushima

No dia 11 de março de 2011, a região nordeste do Japão, densamente povoada e industrializada, foi atingida por um terremoto fortíssimo: 9,0 graus na escala Richter.

Na cidade de Fukushima, localizada na região, havia também uma usina nuclear, chamada Daiichi, cujas instalações, com o abalo, entraram em desligamento automático e em processo de resfriamento dos reatores. Entretanto, ao terremoto seguiu-se uma onda gigante (*tsunami*), que interferiu de modo irremediável nesse sistema de emergência. Com isso, ocorreu o derretimento do núcleo dos reatores e a liberação de radioatividade para o ambiente após uma série de explosões de hidrogênio.

As populações próximas à área atingida tiveram de ser removidas e toda a produção agrícola e industrial foi considerada perdida, com prejuízos econômicos e ambientais incalculáveis. Algum tempo depois, começaram a surgir relatos de nódulos na tireoide de crianças atingidas pela radiação.

Embora a princípio as causas da tragédia tenham sido atribuídas à fatalidade do *tsunami*, uma comissão oficial que investigou o caso concluiu, em 2012, que houve erro humano. "Pensamos que, em 11 de março, a central era vulnerável aos terremotos e *tsunamis*", destacou a comissão.

Fontes das informações: <<http://www.cartacapital.com.br>>; <<http://www.cnem.gov.br>>. Acessos em: 23 abr. 2016.



igor kochin/Syima/Contrasto/Lamstock

O acidente ocorrido na usina nuclear de Chernobyl, em 1986, aumentou o temor do público em relação à energia nuclear. Devido ao superaquecimento, o reator provocou rachaduras no prédio super-resistente que o abrigava, destruindo-o parcialmente e liberando doses maciças de radioatividade. Nessa instalação, para controlar a velocidade de fissão, usavam-se barras de grafite como moderador, para absorção de nêutrons livres. Reatores mais modernos usam a água com a mesma finalidade.



DigitalGlobe/Getty Images

Imagem de satélite mostrando as instalações da Usina Nuclear Daiichi, em Fukushima, três dias depois do acidente de 2011.

Refleta

O acidente de Fukushima foi um desastre natural ou poderia ter sido previsto e prevenido?

REGISTRE
NO CADERNO

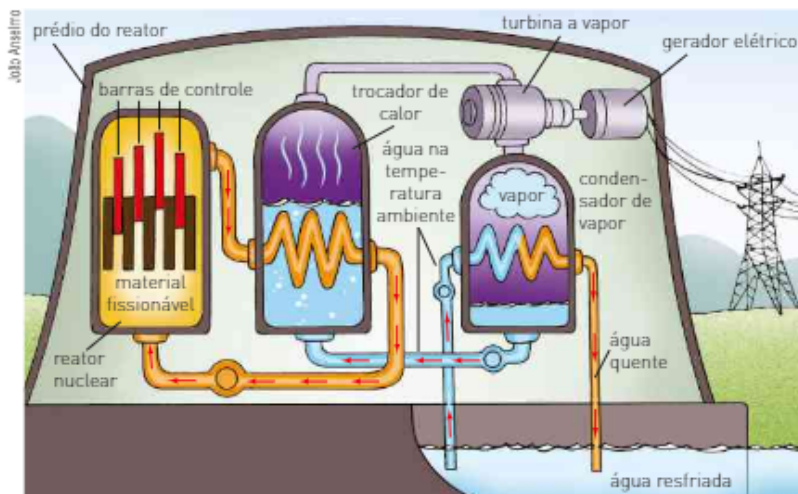


Reatores nucleares

Reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, gerando energia elétrica.

Ao deixar a turbina, esse vapor passa por um trocador de calor, é resfriado por água de uma fonte externa (um rio, por exemplo) e volta na forma de água líquida ao circuito principal.

O uso dessas usinas nucleares apresenta como principal vantagem o fato de a poluição da atmosfera ser, em geral, muito menor do que nas usinas onde a energia elétrica é produzida a partir de combustíveis fósseis (derivados de petróleo). Porém, seu uso deve ser bem avaliado, pois, apesar de a probabilidade de acidentes ser muito pequena, sua ocorrência pode provocar a morte de muitas pessoas e animais, alterações genéticas nos organismos sobreviventes e, devido à contaminação radioativa tanto da atmosfera como do solo, dos rios e dos lençóis freáticos, tornaria grandes regiões inabitáveis.



Esquema simplificado de reator nuclear, fora de escala e em cores fantasia.

Outro problema das usinas nucleares é a produção de lixo nuclear, pois os produtos obtidos na fissão são altamente radioativos e precisam ser acondicionados e isolados do meio ambiente por centenas de anos para evitar problemas de contaminação por radiação.

Em algumas regiões dos Estados Unidos, o lixo radioativo é embalado em tambores de ferro, recobertos por uma camada de concreto e lançados em minas abandonadas ou em sítios geológicos apropriados.

Na França, que obtém a maior parte de sua energia elétrica a partir do processo de fissão nuclear, faz-se um reprocessamento do material fissionável. O urânio e o plutônio que ainda não sofreram fissão são separados e utilizados novamente.

O restante do material, constituído por isótopos radioativos com meias-vidas muito longas (mais de 100 anos), é incorporado a um vidro de borossilicato (semelhante ao pírex), o qual possui a capacidade de absorver nêutrons. Esse vidro radioativo é acondicionado em contêineres e armazenado em silos construídos com especificações para abrigar o material radioativo por, no mínimo, 1 000 anos.

Mais um problema das usinas nucleares é a denominada poluição térmica. Após a água ser utilizada para o resfriamento ela retorna ao meio ambiente, porém com uma temperatura mais elevada. Essa elevação na temperatura da água provoca uma diminuição na concentração de gás oxigênio dissolvido na água, afetando o ecossistema de oceanos ou rios, provocando a morte de várias espécies aquáticas.

Para ampliar seu conhecimento

Energia nuclear – um mal necessário?

– Projeto Escola e Cidadania, de Jorge L. Narciso Jr. e Marcelo P. Jordão. Editora do Brasil.

Esse livro analisa a radioatividade através dos processos de obtenção e controle, impacto ambiental, valor econômico e estratégico.

CONEXÃO Energia

A energia nuclear no Brasil

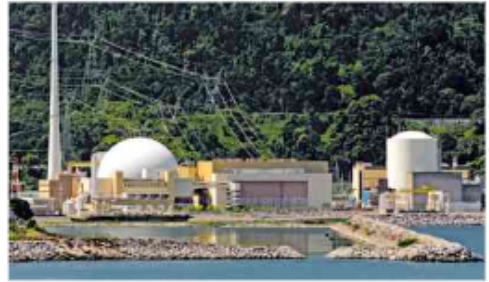
A energia elétrica é fator essencial para assegurar o crescimento econômico do país e a qualidade de vida da população. Porém, os recursos hídricos disponíveis nas proximidades dos principais centros consumidores estão se esgotando.

É cada vez mais difícil o licenciamento ambiental dos aproveitamentos hídricos remanescentes e economicamente viáveis. E, apesar de tudo isso, a demanda de energia continua crescente.

Isso assegura às usinas nucleares um importante papel na matriz energética nacional. Essa opção torna-se ainda mais atraente quando consideramos que o Brasil possui a sexta maior reserva mundial de urânio, o que nos assegura a independência no suprimento de combustível.

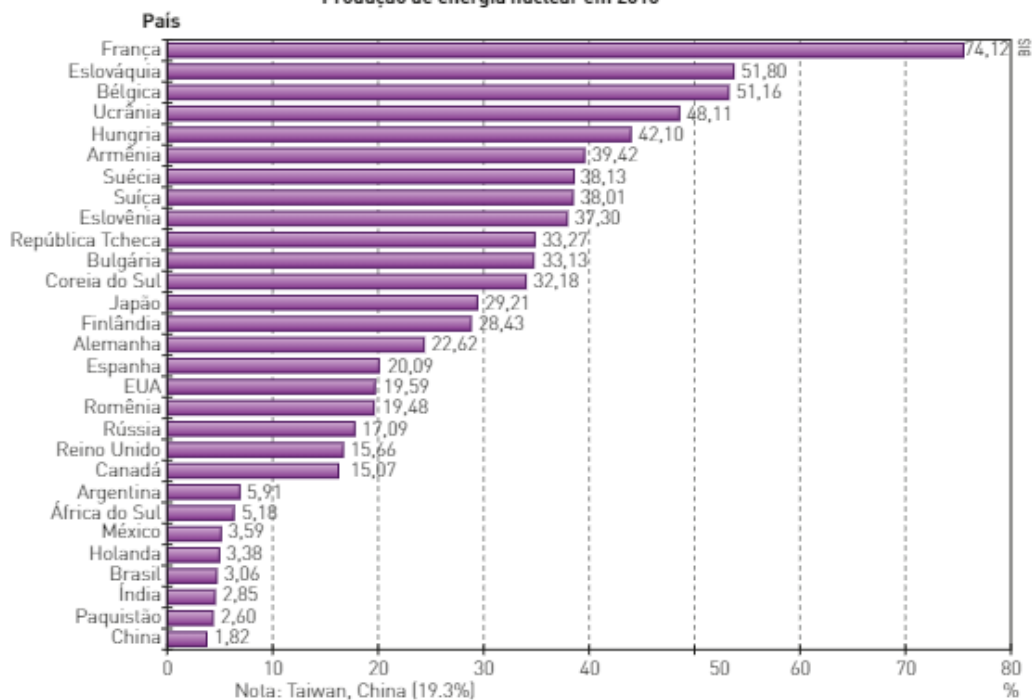
Um dos motivos da escolha de Angra dos Reis para sede das usinas foi a proximidade com os grandes centros consumidores de energia do país: Rio de Janeiro, São Paulo e Belo Horizonte.

Atualmente, Angra 1 tem capacidade de produzir 657 megawatts e Angra 2, de produzir 1 350 megawatts.



A usina nuclear Angra 2, no município de Angra dos Reis (RJ), assim como muitas outras no mundo, gera energia elétrica a partir de fissão nuclear.

Produção de energia nuclear em 2010



Fonte: Eletrobrás Termonuclear S.A. Disponível em: <<http://www.eletronuclear.gov.br/Portals/0/matriz%20energetica%20energia%20nuclear.JPG>>. Acesso em: 23 abr. 2016.

Refleta

1. Pesquise com seus colegas outras formas de obtenção de energia elétrica.
2. Cidadania – É muito importante que a sua comunidade conheça as vantagens e desvantagens da utilização da energia nuclear quanto aos aspectos econômicos, quanto às alterações ambientais e quanto aos fatores relacionados à segurança. Criem, para isso, campanhas para esclarecer os prós e contras relativamente à utilização da energia nuclear.

REGISTRE
NO CADERNO

Fusão nuclear

Praticamente toda a energia que a Terra recebe diariamente é proveniente do Sol, que libera essa energia por reações termonucleares.

As temperaturas altíssimas no centro do Sol fornecem a energia de ativação necessária para que átomos de hidrogênio (H) se unam, em um processo denominado fusão nuclear.



Esse processo libera quantidades de energia ainda maiores que a fissão nuclear. Um grama de hidrogênio, através da fusão, libera uma quantidade de energia igual à liberada na queima de 20 toneladas de carvão.

O primeiro uso desse processo pelo ser humano foi a bomba de hidrogênio que, para explodir, necessitava de uma quantidade enorme de energia. Essa energia de ativação é fornecida pela explosão de uma bomba atômica, que serve de estopim.

Se a fusão for efetuada com os isótopos mais pesados do hidrogênio — deutério (^2_1H) e trítio (^3_1H) —, o processo ocorre com uma velocidade muito maior.



Atualmente, em países como Estados Unidos, Inglaterra e Rússia, muitos cientistas estão empenhados em desenvolver equipamentos nos quais a reação de fusão nuclear possa ser controlada e, assim, a gigantesca quantidade de energia liberada no processo venha a ser aproveitada. Porém, a construção desses reatores de fusão nuclear apresenta uma série de dificuldades. Uma delas é a adequação do material constituinte do recipiente onde a fusão deve ocorrer, pois a temperatura atinge valores tão elevados que não é possível a existência de metais no estado sólido ou mesmo líquido. Um outro problema é a necessidade de escoamento rápido da energia liberada na fusão controlada do hidrogênio.

A primeira bomba de hidrogênio explodiu em 1952 no Atol de Bikini, Oceano Pacífico, produzindo uma nuvem característica na forma de cogumelo. Seu poder destrutivo é muito maior do que o de uma bomba atômica, que é usada para iniciar o processo de fusão dos isótopos do hidrogênio.



As abundâncias dos isótopos do hidrogênio na água do mar são, aproximadamente: $^1\text{H} - 99,985\%$; $^2\text{H} - 0,0015\%$; $^3\text{H} = 10^{-7}\%$. Se o ^3H presente na água do mar fosse usado em processos de fusão nuclear, produziria $2 \cdot 10^{28}$ kJ de energia. Essa quantidade de energia corresponde às necessidades do ser humano atual por 4 bilhões de anos ($4 \cdot 10^9$ anos).

ATIVIDADES



19. (Enem-MEC) O debate em torno do uso da energia nuclear para produção de eletricidade permanece atual. Em um encontro internacional para a discussão desse tema, foram colocados os seguintes argumentos:

- I. Uma grande vantagem das usinas nucleares é o fato de não contribuírem para o aumento do efeito estufa, uma vez que o urânio, utilizado como "combustível", não é queimado, mas sofre fissão.
- II. Ainda que sejam raros os acidentes com usinas nucleares, seus efeitos podem ser tão graves que essa alternativa de geração de eletricidade não nos permite ficar tranquilos.

A respeito desses argumentos, pode-se afirmar que:

- a) o primeiro é válido e o segundo não é, já que nunca ocorreram acidentes com usinas nucleares.
- b) o segundo é válido e o primeiro não é, pois de fato há queima de combustível na geração nuclear de eletricidade.
- c) o segundo é válido e o primeiro é irrelevante, pois nenhuma forma de gerar eletricidade produz gases do efeito estufa.
- d) ambos são válidos para se compararem vantagens e riscos na opção por essa forma de geração de energia.
- e) ambos são irrelevantes, pois a opção pela energia nuclear está se tornando uma necessidade inquestionável.

20. (UFRRJ)

Fim da 2ª Guerra Mundial — bomba atômica Sessenta anos de terror nuclear

Destruídas por bombas, Hiroshima e Nagasaki hoje lideram luta contra essas armas

Gilberto Scofield Jr.
Enviado especial a Hiroshima, Japão

"Shizuko Abe tinha 18 anos no dia 6 de agosto de 1945 e, como todos os jovens japoneses durante a Segunda Guerra Mundial, ela havia abandonado os

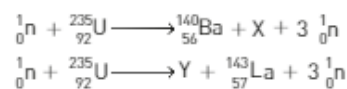
estudos para se dedicar ao esforço de guerra. Era um dia claro e quente de verão e, às 8h, Shizuko e seus colegas iniciavam a derrubada de parte das casas de madeira do centro de Hiroshima para tentar criar um cordão de isolamento anti-incêndio no caso de um bombardeio incendiário aéreo. Àquela altura, ninguém imaginava que Hiroshima seria o laboratório de outro tipo de bombardeio, muito mais devastador e letal, para o qual os abrigos anti-incêndio foram inúteis."

"Hiroshima, Japão. Passear pelas ruas de Hiroshima hoje — 60 anos depois da tragédia que matou 140 mil pessoas e deixou cicatrizes eternas em outros 60 mil, numa população de 400 mil — é nunca esquecer o passado. Apesar de rica e moderna com seus 1,1 milhão de habitantes circulando em bem cuidadas ruas e avenidas, os monumentos às vítimas do terror atômico estão em todos os lugares."

O Globo, 31 jul. 2005.

Sessenta anos após o fim da Segunda Guerra Mundial, ainda nos indignamos com a tragédia lançada sobre Hiroshima e Nagasaki. A bomba que destruiu essas cidades marcou o início da era nuclear. O fenômeno se constitui de uma reação em cadeia, liberando uma grande quantidade de energia, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas.

Em virtude disso, a fissão nuclear é usada nas usinas termelétricas, que visam transformar energia térmica em energia elétrica. O combustível principal é o urânio. Considerando as equações a seguir,



- a) determine X e Y, com número atômico e número de massa de cada um.
- b) sabendo-se que o tempo de meia-vida do urânio (U-235) é de 4,5 bilhões de anos, calcule o tempo necessário para reduzir a $\frac{1}{4}$ uma determinada massa.

CONEXÃO Consumo seguro?

Pequena loja do rádio

Nos primeiros anos após a descoberta do elemento rádio, acreditava-se que esta fonte de grande energia poderia ser usada com múltiplas finalidades, tais como: rejuvenescer a pele, tornando-a mais bonita; curar problemas dermatológicos; fortalecer o organismo; limpar objetos e até mesmo curar cânceres. O rádio, então considerado uma substância milagrosa, foi incorporado a uma série de produtos: cremes de beleza, pílulas, dentifrícios, navalhas usadas para barbear, compressas para contusões, esfregões, "fontes" de água radioativa etc.



Propaganda de produto para acelerar o crescimento de plantas.



Propaganda de isca brilhante para peixe.



Propaganda de creme de beleza.

No entanto, com o passar do tempo, começou-se a perceber que os produtos que continham rádio causavam mais males do que benefícios. Os malefícios só não foram mais significativos porque o rádio — muito caro — era adicionado a esses produtos em quantidades muito pequenas.

A partir de descobertas científicas, a cada dia surgem novos produtos — e não são poucos. Exemplos recentes são o telefone celular, o forno de micro-ondas, o DVD; há sempre uma novidade a fim de atender a um mercado bem abrangente e diferenciado. Contudo, antes de chegarem às lojas, as indústrias e os órgãos de fiscalização devem testar não apenas a qualidade e a eficiência desses produtos, mas, principalmente, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente.



Aparelho usado para a obtenção de água radioativa.



Lavoura de milho transgênico (São Lourenço do Sul, RS).



Propaganda de esfregão.

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

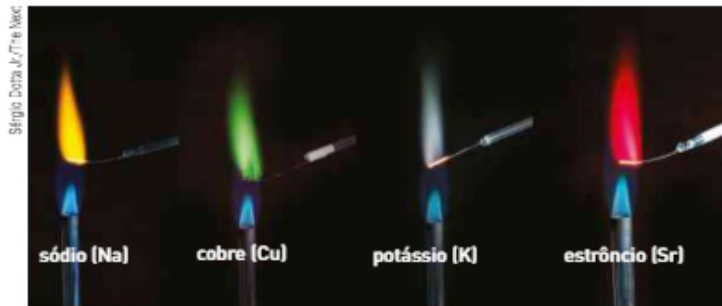
- O rádio é um elemento muito mais radioativo do que o próprio urânio; e o seu produto de decaimento natural, o gás radônio, também é radioativo. Dos três cuidados abaixo, qual será o mais adequado em se tratando de armazenamento de rádio?
 - Manter o local bem iluminado.
 - Manter o local bem arejado.
 - Manter o local completamente isolado.
- Na sua opinião, antes de um produto ser lançado, principalmente aqueles relacionados a descobertas recentes, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente são suficientemente verificados? Justifique sua opinião.

Capítulo 12

O modelo de Böhr e um novo modelo para a eletrosfera

1. ONDAS ELETROMAGNÉTICAS

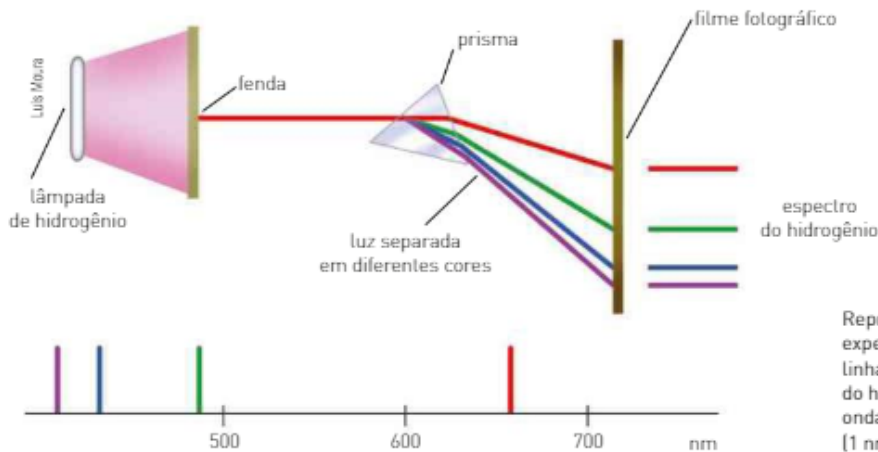
Por volta de 1855, o cientista alemão Robert Bunsen (1811-1899) descobriu que um composto, quando submetido à ação de uma chama, emite luz com cores características para cada elemento químico.



Elementos diferentes, submetidos à ação de uma chama, produzem luz com cores diferentes. A cor emitida provém da substância, e não da chama.

Um discípulo de Bunsen, Kirchhoff, sugeriu que, se a luz dessa chama incidisse sobre um prisma, ela seria decomposta em diferentes cores, formando um espectro que apresentaria linhas ou raios claros e finas, separadas umas das outras. Esse espectro apresenta aspecto descontínuo (como se vê na ilustração abaixo), uma vez que há uma separação evidente entre as cores.

Esse tipo de espectro também é obtido com a luz emitida por gases, a baixa pressão, quando submetidos a descargas elétricas.



Representação esquemática do experimento feito com hidrogênio, e as linhas coloridas do espectro de emissão do hidrogênio com os comprimentos de onda indicados em nanômetros ($1 \text{ nm} = 10^{-9}$ metros).

Com esse tipo de experimento, Kirchhoff e Bunsen observaram que elementos químicos diferentes produzem espectros diferentes. Assim, puderam concluir que o espectro descontínuo de cada elemento serve para identificá-lo, pois apresenta raios de cores diferentes.

Cada uma das linhas ou raios de um espectro é caracterizada por um comprimento de onda (λ); assim, cada elemento pode emitir determinados comprimentos de onda.

Se você associou o nome do cientista alemão Robert Bunsen ao equipamento que utilizamos em laboratório, acertou! Foi ele quem, por volta de 1855, aprimorou o bico de gás, que hoje conhecemos como bico de Bunsen.

O espectro eletromagnético

E como se caracteriza a energia luminosa? Acredita-se que ela é produzida pelo movimento oscilatório de uma carga elétrica, gerando campos elétricos e magnéticos. Assim, a luz se propaga através do espaço em **ondas eletromagnéticas** sempre à mesma velocidade (300 000 km/s no vácuo).

Essas ondas são caracterizadas por três grandezas:

- velocidade (c ou v);
- frequência (f) = número de oscilações por segundo;
- comprimento de onda (λ = lambda) = distância entre dois picos consecutivos de uma onda.

Essas grandezas se relacionam pela seguinte expressão:

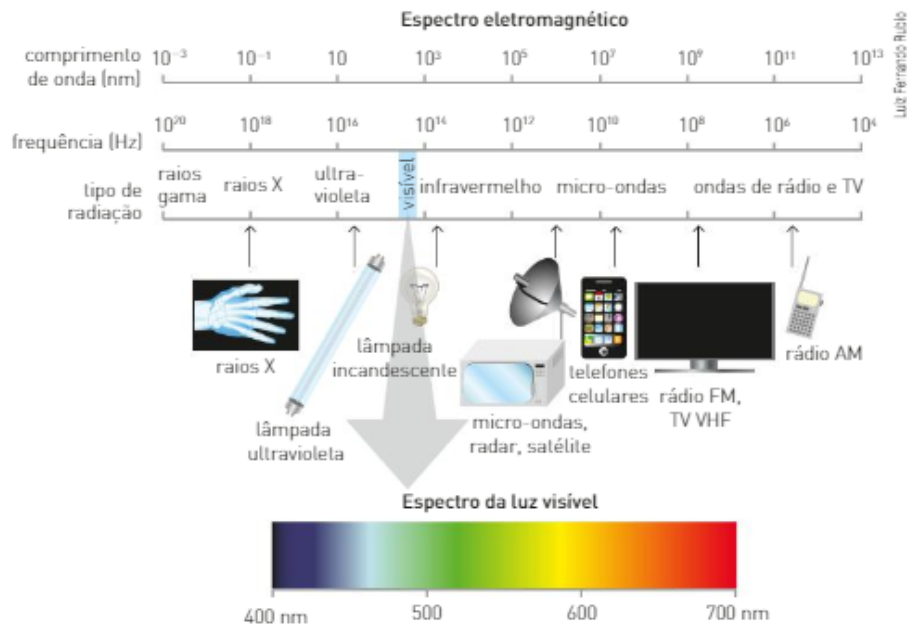
$$c = \lambda \cdot f$$

O esquema a seguir representa duas ondas, considerando um mesmo intervalo de tempo.

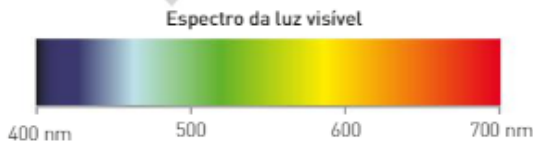


O comprimento de onda (λ) em 1 é maior do que em 2, enquanto em 1 o número de oscilações (frequência) é menor do que em 2. Sabendo-se que a velocidade (c) é uma constante, quanto maior for o comprimento de onda (λ), menor será a frequência.

No dia a dia, lidamos com vários tipos de ondas eletromagnéticas com diferentes comprimentos. Algumas dessas ondas são claramente percebidas por nossos sentidos, como a visão; todas elas, porém, perceptíveis ou não, exercem influência sobre os seres vivos. O **espectro eletromagnético**, representado abaixo, mostra os diferentes tipos de ondas eletromagnéticas de acordo com seus comprimentos de onda e frequência.



A relação entre a frequência de uma onda e sua energia pode ser calculada pelo uso da equação $E = h \cdot f$, em que h é a constante de Planck.



Cuidados com o sol

Um dos componentes da luz solar são os raios ultravioleta (UV).

Os raios UV não fazem parte do espectro visível, ou seja, são invisíveis. Eles são classificados em UVA, UVB e UVC, de acordo com seu comprimento de onda.

A sensibilidade aos raios UV depende do tipo de pele, de acordo com o quadro a seguir.

Tipo	Cor	Sensibilidade	Reação
I	branca-clara	muito sensível	Sempre queima, nunca pigmenta.
II	branca	muito sensível	Sempre queima, pigmenta pouco.
III	morena-clara	sensível	Queima e pigmenta moderadamente.
IV	morena-escura	pouco sensível	Queima pouco, sempre pigmenta.
V	parda	pouquíssimo sensível	Nunca queima, sempre pigmenta.
VI	negra	insensível	Nunca queima, sempre pigmenta.

Fonte: SAMPAIO, Sebastião A. P.; RIVITTI, Evandro A. *Dermatologia*. 3. ed. rev. e ampl. São Paulo: Artes Médicas, 2007. p. 845.



Vera Ancilici/Stockphoto/Getty Images

A exposição excessiva ao sol pode causar envelhecimento precoce e até câncer de pele.

A fim de evitar os efeitos nocivos dos raios UV, utilizam-se os protetores solares, que apresentam dois tipos de filtros para esses raios:

- **Filtros mecânicos:** absorvem e, principalmente, refletem os raios ultravioleta;
- **Filtros químicos:** absorvem os raios UVA e UVB.

A relação entre o tempo necessário para evitar queimaduras com ou sem protetor solar é denominada **fator de proteção solar** (FPS). Um FPS 4 indica que a pessoa pode ficar quatro vezes mais tempo exposta ao Sol, sem sofrer queimaduras, em relação ao tempo que poderia ficar sem usar o protetor solar. Os valores de FPS considerados ideais para o bom funcionamento dos protetores solares variam entre 2 e 30.

Os raios UV podem causar uma série de problemas de saúde, mas também podem ser usados em Medicina, com efeitos benéficos para o ser humano. Por exemplo: existe um tratamento, chamado fototerapia, que é usado para combater certas afecções da pele, como psoríase, eczemas e dermatites. O tratamento consiste em administrar, via oral, ao paciente uma substância que aumenta a sensibilidade da pele aos raios UV. Depois, a região afetada é exposta à radiação UV de baixa intensidade, que elimina a causa da doença.

Em alguns casos de câncer de pele, o paciente recebe uma substância fotossensível e, em seguida, seu sangue é retirado, passa por um processo de circulação extracorpórea no qual é exposto aos raios UV e retorna ao corpo. Esse tratamento estimula o sistema imunológico a combater as células cancerígenas.



F. Barreto

Protetores solares permitem que as pessoas fiquem expostas ao Sol por um tempo maior, sem sofrer queimaduras.

Refleta



1. De acordo com o espectro e o texto, sabemos que a frequência de uma onda é inversamente proporcional ao seu comprimento de onda e a sua energia é diretamente proporcional à sua frequência. Assim, devemos esperar que a energia das ondas na faixa visível seja maior ou menor do que a dos raios ultravioleta?
2. Suponha que uma criança possa ficar exposta ao sol das 9 horas da manhã, sem o uso de protetor solar e sem se queimar, por 25 minutos. Quanto tempo essa criança poderia ter ficado ao sol se usasse um protetor solar fator 15? Não se esqueça de que, mesmo usando protetor solar, não é recomendada a exposição excessiva ao sol.
3. A escala de medição de incidência de raios UV varia de 1 a 14 pontos, conforme a tabela abaixo. Esse nível é medido de acordo com a concentração de ozônio, altitude da localidade, horário do dia e condições atmosféricas.

Pontos de incidência	Classificação
1 a 2	baixa
3 a 5	moderada
6 a 8	alta
9 a 10	muito alta
11 em diante	extrema

Satellite Division and Environmental Systems. Ultraviolet Index.
Disponível em: <<http://satellite.cptec.inpe.br/uv/>>. Acesso em: 5 abr. 2016.

Manaus – As altas temperaturas e a pouca cobertura de nuvens farão com que o índice de radiação dos raios ultravioleta (UV), neste fim de semana, em Manaus, atinja um nível considerado alto, informou o Centro de Previsão de Tempo e Estudos Climáticos (CPTEC). Numa escala de 1 a 14, a incidência de raios UV se encontra na média de nove, abaixo do indicador "extremo".

Diário do Amazonas. Disponível em: <<http://new.d24am.com/amazonia/meio-ambiente/manaus-deve-sofrer-incidencia-raios-considerada-alta-pelo-cptec/136174>>. Acesso em: 5 abr. 2016.

Pesquise: qual o risco de tal incidência, nesse dia, em Manaus?

4. A exposição excessiva ao sol, sem proteção, é a principal causa do câncer de pele.

Crie, com seus colegas, uma campanha para orientar a sua comunidade de como se prevenir contra o câncer de pele.

Estas são algumas recomendações da Sociedade Brasileira de Dermatologia para sua prevenção, que podem ser adotadas:

- Usar chapéus, camisetas e protetores solares.
- Evitar a exposição solar e permanecer na sombra entre 10h e 16h (horário de verão).
- Usar filtros solares diariamente.
- Observar regularmente a própria pele, à procura de pintas ou manchas suspeitas.
- Nenhum exame caseiro substitui a consulta e avaliação médica.

Para informações adicionais, consulte os sites:

Sociedade Brasileira de Dermatologia. Disponível em: <<http://www.sbd.org.br/>>.

Instituto Nacional de Câncer José Alencar Gomes da Silva.

Disponível em: <<http://www1.inca.gov.br>>. Acessos em: 5 abr. 2016.

Um dos profissionais capacitados a realizar diagnósticos de doenças de pele, por exemplo, câncer de pele, é o médico dermatologista.

Mundo do trabalho

Médico dermatologista

O dermatologista é o médico especialista no diagnóstico, tratamento e prevenção de doenças da pele, pelos, mucosas, cabelos e unhas. São mais de 3 000 doenças dermatológicas que afetam a pele de crianças, adultos e idosos.

O dermatologista orienta sobre cuidados gerais, soluciona problemas estéticos e trabalha na manutenção da beleza da pele. Veja algumas doenças que os dermatologistas tratam: acne (espinhas), alergias, vitiligo, psoríase, queda de cabelos, hanseníase (lepra) e câncer da pele.

O profissional também é habilitado para tratar de doenças nas mucosas, como afecções na boca, lábios, gengiva, língua e também na área genital. Nesse caso enquadram-se as doenças sexualmente transmissíveis (DST) ou doenças venéreas.

Para se tornar um dermatologista é necessário graduar-se em Medicina, um curso que compreende seis anos de estudo em período integral. Os médicos formados fazem um curso de especialização ou de residência médica. No caso da Dermatologia, o curso dura de três a quatro anos, em período integral.

Ao final dessa etapa, o médico necessita registrar-se no Conselho Federal de Medicina como especialista em Dermatologia.



Imagem: Shutterstock

Fonte das informações: Sociedade Brasileira de Dermatologia. O que é dermatologia. Disponível em: <:http://www.sbd.org.br/informacoes/sobre-a-dermatologia/o-que-e-dermatologia/>. Acesso em: 5 abr. 2016.

2. MODELO ATÔMICO DE BÖHR

Em 1900, o físico alemão Max Planck (1858-1957) já havia apresentado um trabalho que possibilitou uma melhor compreensão dos fenômenos de absorção e emissão de radiações, do qual resultaria a "constante de Planck", mencionada há pouco.

Anos depois, em 1913, o físico dinamarquês Niels Böhr (1885-1962) propôs um modelo atômico que fazia alguns ajustes ao modelo de Rutherford e levava em conta as observações de Planck. Sobre esse modelo, denominado **modelo atômico de Böhr**, ele enunciou os seguintes postulados (afirmações):

1. Em um átomo são permitidas somente algumas órbitas circulares ao elétron, sendo que em cada uma dessas órbitas o elétron apresenta **energia constante**.
2. Um elétron não pode assumir qualquer valor de energia, mas somente determinados valores que correspondem às órbitas permitidas, tendo, assim, determinados **níveis de energia** ou **camadas energéticas**.
3. Um elétron, quando localizado em uma dessas órbitas, não perde nem ganha energia espontaneamente. Por isso, nesse caso, diz-se que ele assume um **estado estacionário**.



Imagem: Assaf Margalit/Getty Images

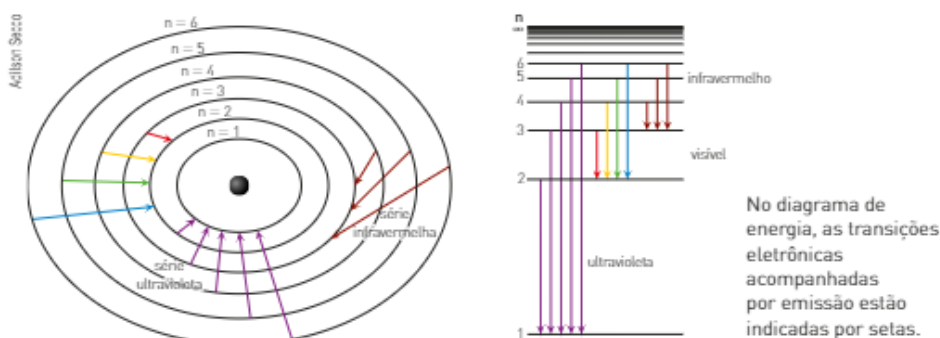
O físico dinamarquês Niels Böhr, que recebeu o prêmio Nobel de Física em 1922.

- Um elétron pode absorver energia de uma fonte externa somente em unidades discretas (pequenas), chamadas *quanta* (forma singular: *quantum*).
- Quando um elétron absorve um *quantum* de energia, ele salta para uma órbita mais energética, ligeiramente mais afastada do núcleo. Dizemos que o elétron realizou um **salto quântico** e atingiu um estado **excitado**.
- Quando o elétron retorna à órbita menos energética, ele perde, na forma de onda eletromagnética, uma quantidade de energia que corresponde à diferença de energia existente entre as órbitas envolvidas no movimento do elétron.

A mudança entre órbitas diferentes libera diferentes quantidades de energia, que correspondem a diferentes cores.

Essas órbitas permitidas para os elétrons foram denominadas **níveis de energia**. Dentre os elementos conhecidos, aquele que contém maior número de elétrons apresenta-os distribuídos no máximo em 7 níveis ($n = 1, 2, 3, \dots, 7$).

Esses níveis, denominados também **camadas eletrônicas**, são representados pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.

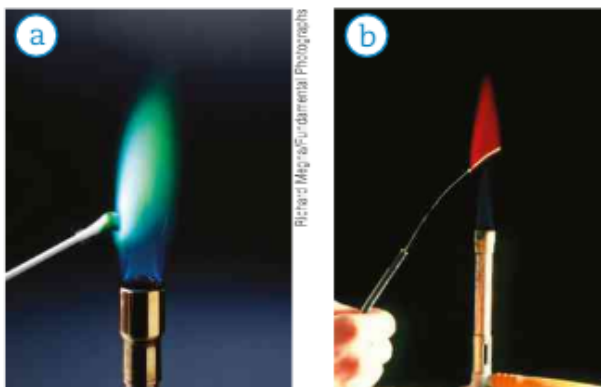


CONEXÃO Tecnologia

Aplicações do modelo de Bohr

O calor da chama de um fogão, por exemplo, fornece a energia necessária para que os elétrons de um átomo saltem para níveis de maior energia. Ao retornarem para níveis de energia menor, ocorre uma liberação de energia na forma de onda eletromagnética (luz). Alguns elementos químicos podem ser identificados pela cor da luz emitida no denominado **teste de chama**.

Os átomos de cobre (Cu) liberam luz verde (a), e os átomos de estrôncio (Sr), luz vermelha (b).



O conhecimento desse comportamento dos elétrons está associado à fabricação de luminosos e fogos de artifício.

Luminosos

Os letreiros luminosos, muito usados em publicidade, utilizam principalmente gás neônio (Ne) e, por isso, são conhecidos por **luminosos de neônio**.

O funcionamento desses luminosos é semelhante ao de uma lâmpada fluorescente, ou seja, os elétrons são excitados e, na sua volta à órbita original, emitem luz.

As diversas cores e tonalidades que podem ser obtidas dependem da diferença de potencial, da pressão do gás e de sua composição.

Ne puro	→	luz vermelha
Ne + Hg (mercúrio)	→	luz azul
Ne + CO ₂ (gás carbônico)	→	luz violeta

Esse tipo de luminescência, denominado fluorescência, é causado pelo fornecimento de energia. Quando o fornecimento é interrompido, a emissão de luz cessa imediatamente.



Letreiros fluorescentes que funcionam apenas quando ligados à energia elétrica.

Existem outros tipos de luminescência:

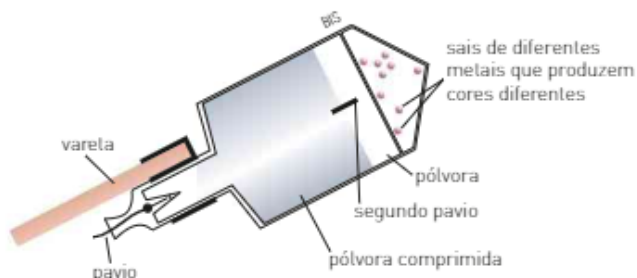


Quando a emissão de luz persiste durante certo tempo após a interrupção do fornecimento de energia (nesse caso, a luz), ela é denominada fosforescência. Esse tipo de interruptor ainda é muito utilizado.

Fogos de artifício

A descoberta da pólvora pelos chineses ocorreu cerca de mil anos atrás. Eles desenvolveram uma técnica para produzir fogos de artifício, que eram utilizados nas festas religiosas.

Com o passar do tempo, essa técnica foi aprimorada. Atualmente, um "foguetão pirotécnico" é produzido conforme o esquema ao lado.



Marya F. Chilmata/SPL/Liaison



Anita Padman Pappas/StoneStock

Estas pulseiras (à esquerda) mostram um exemplo de quimioluminescência: emissão de luz provocada por uma reação química. Quando a quimioluminescência ocorre em um organismo como o vaga-lume (à direita), recebe o nome de bioluminescência.

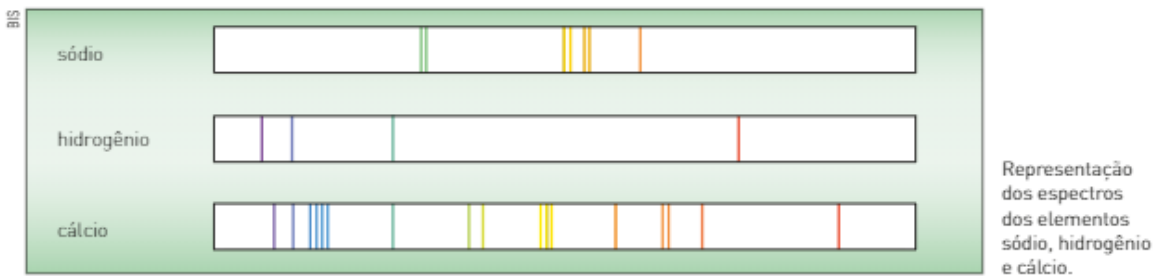
Refleta

Faça uma lista de dispositivos ou equipamentos fluorescentes ou fosforescentes. Compartilhe os resultados com seus colegas.

REGISTRE
NO CADERNO

A eletrosfera e um novo modelo

O trabalho de Böhr despertou o interesse de vários cientistas para o estudo dos espectros descontínuos. Um deles, o físico alemão Arnold Sommerfeld (1868-1951), percebeu, em 1916, que as raias obtidas por Bunsen e Kirchhoff e, depois, por Böhr, eram, na verdade, um conjunto de raias mais finas e supôs, então, que os níveis de energia estariam divididos em regiões ainda menores, por ele denominadas subníveis de energia. Seu modelo atômico, então, é também conhecido como **modelo atômico de subníveis de energia**.



Em 1927, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) propôs que cada elétron da eletrosfera de um átomo é caracterizado por determinada quantidade de energia. Assim, para distribuímos os elétrons na eletrosfera devemos conhecer a energia dos elétrons e, conseqüentemente, as energias dos níveis e subníveis da eletrosfera.

Elétrons com diferentes quantidades de energia ocupam diferentes níveis e subníveis, devendo ocupar sempre os subníveis de menor energia. Esse método é conhecido por **Princípio de Aufbau** (do alemão *aufbauen*, que significa montar, formar, construir) e consiste em montar a configuração eletrônica de um átomo a partir do átomo com número atômico imediatamente anterior.

Energia dos níveis e subníveis

Os níveis são representados por números (1, 2, 3, ..., 7) e equivalem às camadas eletrônicas (K, L, M, ..., Q). Os subníveis são identificados pelas letras minúsculas s, p, d, f, g, h, i.

O primeiro nível ($n = 1$) apresenta um subnível denominado s; o segundo nível ($n = 2$) apresenta dois subníveis s e p. Os demais níveis apresentam sempre um subnível a mais que o nível anterior. Cada subnível é representado pelo número do nível em que está localizado e pela letra que o identifica.

Assim, temos:

1 s: nível 1 subnível s
3 p: nível 3 subnível p

Relacionando níveis (ou camadas) e subníveis diretamente, teremos um diagrama da eletrosfera que pode ser representado assim:

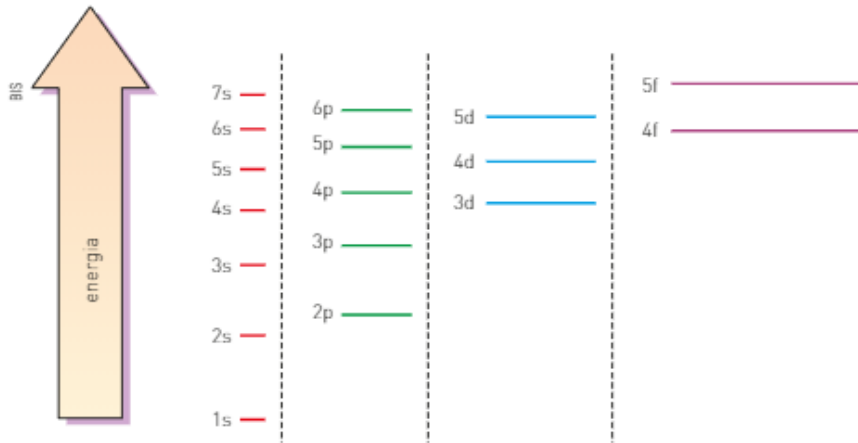
Camadas	Níveis	Subníveis
K	$n = 1$	1s
L	$n = 2$	2s 2p
M	$n = 3$	3s 3p 3d
N	$n = 4$	4s 4p 4d 4f
O	$n = 5$	5s 5p 5d 5f 5g*
P	$n = 6$	6s 6p 6d 6f* 6g* 6h*
Q	$n = 7$	7s 7p 7d* 7f* 7g* 7h* 7i*

*Estes subníveis são possíveis apenas teoricamente. Nenhum elemento químico conhecido atualmente apresenta número de elétrons suficiente para preencher todos esses subníveis.

Estudos específicos determinaram que os subníveis de um mesmo nível têm energias diferentes, de tal forma que para um mesmo nível n os seus subníveis sempre aumentam em energia, na seguinte ordem:

$$s < p < d < f$$

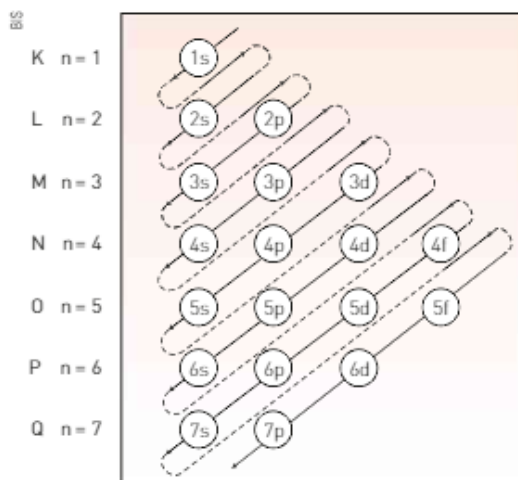
A ilustração a seguir mostra os subníveis conhecidos em ordem crescente de energia.



Observe no diagrama que nem sempre o subnível mais energético é o mais externo. Por exemplo, o subnível 4s é mais externo, mas é menos energético do que o subnível 3d, o mesmo ocorrendo quando comparamos o subnível 7s (mais externo) com o 5f (mais energético).

A criação de uma representação gráfica para os subníveis facilitou a visualização da sua ordem crescente de energia. Essa representação é conhecida como **diagrama de Linus Pauling**.

O preenchimento da eletrosfera pelos elétrons em subníveis obedece à ordem crescente de energia definida pelo diagrama de Pauling:



Linus Pauling (1901-1994) recebeu dois prêmios Nobel: de Química, em 1954, por seu trabalho sobre o conceito de estrutura molecular com mecânica quântica; e da Paz, em 1962, por suas objeções declaradas contra testes nucleares.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$

Para ampliar seu conhecimento

Linus Pauling foi um cientista de múltiplos interesses. Vale a pena conhecer suas ideias. Na internet, visite a página do Centro de Divulgação Científica e Cultural (CDCC) da Universidade de São Paulo. Linus Pauling. Disponível em: <<http://cdcc.sc.usp.br/quimica/galeria/pauling.html>>. Acesso em: 5 abr. 2016.

Distribuição de elétrons na eletrosfera

O número máximo de elétrons teoricamente possível para cada nível de energia pode ser determinado pela fórmula do matemático e físico sueco Rydberg (1854-1919):

$$2n^2, \text{ em que } n \text{ é o número do nível.}$$

Como sabemos o número máximo de elétrons por nível e o número de subníveis em cada nível, podemos deduzir o número máximo de elétrons em cada subnível substituindo os valores de n por 1, 2, 3, e assim por diante.

Veja:

Camadas	Níveis	$2n^2$	Nº máximo de e^- nos níveis	Nº máximo de e^- nos subníveis								
				s	p	d	f	g	h	i		
K	1	$2 \cdot 1^2$	2	2								
L	2	$2 \cdot 2^2$	8	2	6							
M	3	$2 \cdot 3^2$	18	2	6	10						
N	4	$2 \cdot 4^2$	32	2	6	10	14					
O	5	$2 \cdot 5^2$	50	2	6	10	14	18				
P	6	$2 \cdot 6^2$	72	2	6	10	14	18	22			
Q	7	$2 \cdot 7^2$	98	2	6	10	14	18	22	26		

Subníveis atualmente possíveis apenas teoricamente.

Para os subníveis atualmente conhecidos, temos:

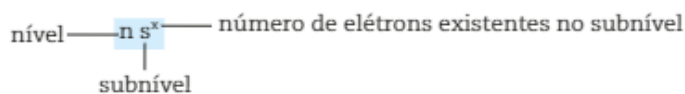
Subníveis	s	p	d	f
Nº máximo de e^-	2	6	10	14

Agora já podemos distribuir os elétrons na eletrosfera.

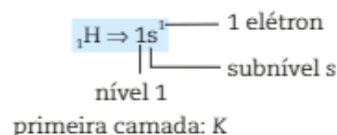
Distribuição eletrônica de átomos neutros

Os elétrons ocupam a eletrosfera sempre da maneira mais estável, ou seja, na posição de menor energia possível; assim, eles sempre vão ocupar as regiões com menor energia disponível. A situação em que o elétron apresenta a sua menor energia denomina-se **estado fundamental**.

Ao fazermos a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling, anotamos a quantidade de elétrons em cada subnível no seu lado direito superior. Genericamente, temos:



Veja, por exemplo, a distribuição eletrônica para o elemento químico hidrogênio (H: $Z = 1$):



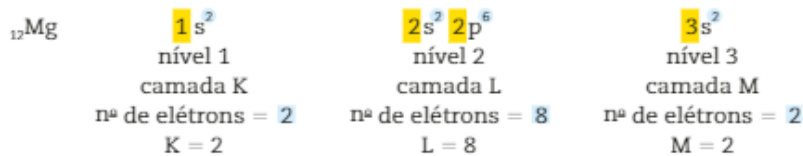
Essa representação indica que um átomo do elemento hidrogênio, no seu estado fundamental, ou seja, no seu estado de menor energia, apresenta 1 elétron situado no subnível s do primeiro nível (camada K).

A tabela ao lado mostra a distribuição eletrônica de alguns elementos em seu estado fundamental, obtida pelo preenchimento sucessivo de seus subníveis em ordem crescente de energia.

Assim, genericamente, a distribuição eletrônica pelo diagrama de Pauling indica não só o número de elétrons por subnível, mas também o número de elétrons por nível ou camada.

Veja o exemplo:

Elemento	Nº atômico	Distribuição eletrônica
He	$Z = 2$	$1s^2$
Li	$Z = 3$	$1s^2 2s^1$
Be	$Z = 4$	$1s^2 2s^2$
B	$Z = 5$	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$Z = 6$	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$Z = 7$	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$Z = 8$	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$Z = 9$	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$Z = 10$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	$Z = 11$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

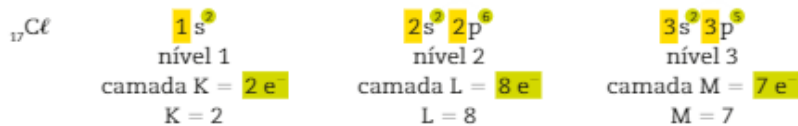


O átomo de magnésio (Mg) tem seus elétrons no estado fundamental distribuídos em três níveis de energia, ou seja, três camadas, sendo que o seu nível (ou camada) mais externo, denominado **nível** ou **camada de valência**, é o nível 3 ou camada M, que apresenta 2 elétrons.

O nível ou camada de valência é o nível mais afastado do núcleo e que corresponde sempre ao maior valor de n encontrado na distribuição eletrônica de um átomo ou de um íon.

É muito importante determinar o número de elétrons presentes na camada de valência dos átomos, pois esse número indicará não só o comportamento do elemento em uma ligação, mas também a sua localização na tabela periódica.

Veja outro exemplo:



Logo, podemos notar que o átomo de cloro (Cl) no seu estado fundamental apresenta 7 elétrons na sua camada de valência.

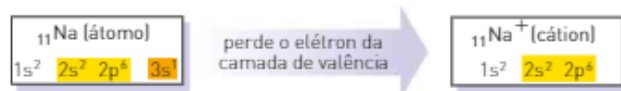
Distribuição eletrônica em íons

Íons são formados a partir de átomos por transferência de elétrons, que ocorrem sempre na camada de valência (camada mais externa).

Cátions ou íons positivos

Como os cátions são formados pela transferência de elétrons, inicialmente devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, depois, "retirar" os elétrons necessários para formar o cátion, sendo que os primeiros elétrons a serem removidos são os da sua camada de valência.

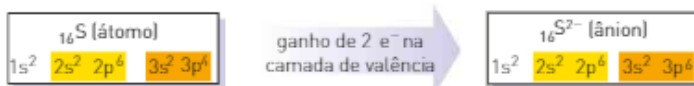
Veja um exemplo:



Ânions ou íons negativos

Os ânions são formados quando os átomos “ganham” elétrons, que irão se “acomodar” na sua camada de valência. Inicialmente, devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, depois, “acrescentar” os elétrons necessários para originar o ânion.

Veja, como exemplo, o ânion do enxofre (${}_{16}\text{S}^{2-}$), formado a partir do átomo de enxofre (${}_{16}\text{S}$) pelo “ganho” de 2 elétrons, o que é indicado pelo sinal 2^- .



CONEXÃO Auroras

Excitações eletrônicas

As auroras polares são fenômenos luminosos que ocorrem com maior frequência nas noites de regiões polares e podem ser muito bem observados no Canadá e ao sul da Nova Zelândia. Esse fenômeno, quando ocorre no Norte da Terra, é chamado de **aurora boreal**, enquanto sua ocorrência no Sul é conhecida como **aurora austral**.

O planeta Terra possui um campo magnético constituído por dois polos magnéticos que não estão alinhados com os polos geográficos. Esse campo magnético consegue orientar os ventos solares, ou seja, partículas carregadas provenientes do Sol.

Quando os elétrons presentes nos ventos solares se chocam com moléculas dos gases da atmosfera terrestre, ocorrem ionizações e excitações eletrônicas. Elétrons excitados, ao retornarem aos seus níveis originais de energia, liberam energia na forma de ondas eletromagnéticas como a luz. São justamente essas emissões luminosas que dão origem às auroras boreal (fotografia da esquerda) e austral (fotografia da direita).



Aurora Ullrich/Image Plus



Trinco/Getty Images

As colisões de partículas presentes nos ventos solares com as moléculas de ar da atmosfera geram radiação luminosa de várias cores.

A ilustração ao lado mostra de maneira simplificada como os átomos emitem luz.



Ilustração de modelos atômicos fora de escala e em cores fantasia.

Fonte: How Stuff Works. Disponível em: <<http://ciencia.hsw.uol.com.br>>. Acesso em: 3 abr. 2014.

Refleta

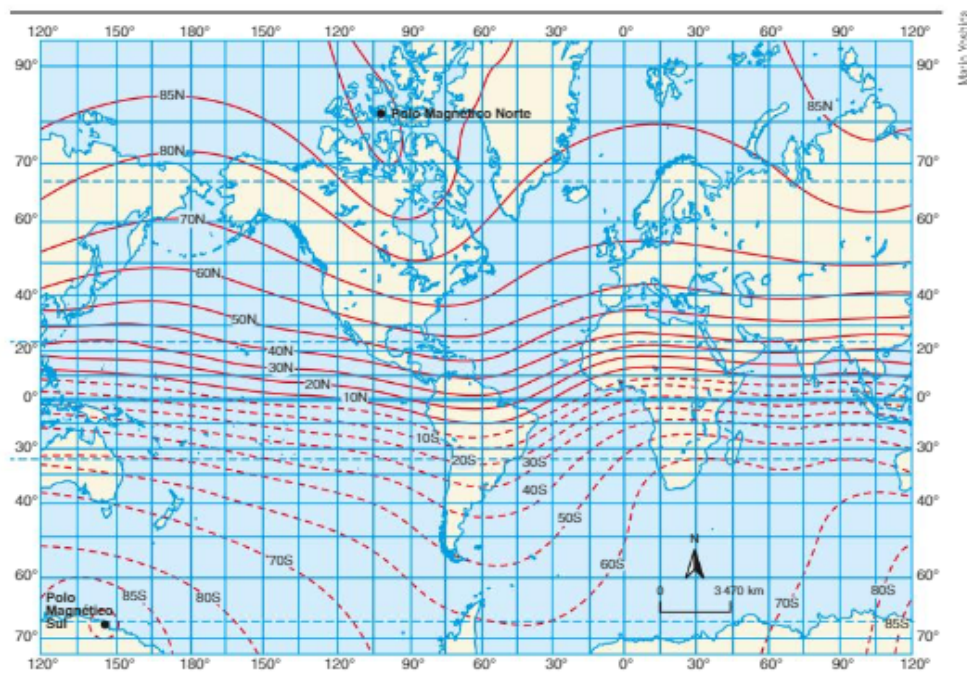
REGISTRE NO CADERNO

Utilizando seus conhecimentos e as informações fornecidas pelo diagrama de energia, responda às questões 1 a 3.

1. Observando a fotografia dos fogos de artifício da abertura da unidade, qual é o nome do modelo atômico que pode ser utilizado para verificar esse fenômeno?
2. Entre quais níveis de energia ocorre a transição eletrônica acompanhada de maior liberação de energia?
3. Entre quais níveis de energia ocorre a transição eletrônica acompanhada de menor liberação de energia?

O campo magnético da Terra tem a forma de um véu que se afunila nos dois polos magnéticos. Na verdade, trata-se de inúmeros véus que se sobrepõem continuamente, como as camadas de uma cebola.

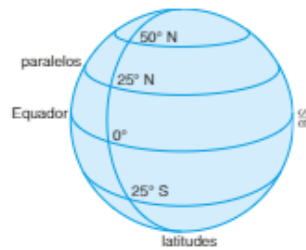
O mapa a seguir mostra o campo da declinação magnética da Terra e indica a localização dos polos magnéticos.



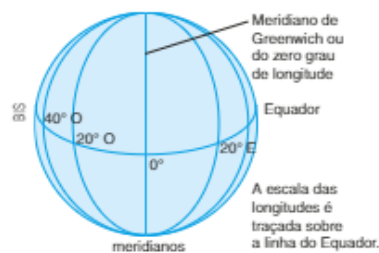
Fonte: <http://idl.ul.pt/sites/idl.ul.pt/files/docs/Cap3_Campo_Magn%C3%A9tico2012.pdf>. Acesso em: 17 maio 2016.

Qualquer ponto da Terra pode ser localizado por meio das coordenadas de latitude e longitude.

A latitude é a distância entre um ponto em um paralelo e a linha do Equador. Essa distância é medida em graus, podendo variar de 0° a 90° para norte ou para sul. O Rio de Janeiro, por exemplo, está à latitude aproximada de 22° Sul.



A longitude é a distância entre um determinado ponto na superfície terrestre e o meridiano de Greenwich. Essa distância é medida em graus, podendo variar de 0° a 180° para leste ou para oeste. O Rio de Janeiro, por exemplo, está à longitude aproximada de 34° Oeste.



Utilizando as informações, responda às questões de 4 a 6.

4. Que tipo de aurora, boreal ou austral, teoricamente, poderia ser observada do Brasil? Justifique sua resposta.
5. De qual estado do Brasil haveria maior probabilidade de uma aurora ser observada?
6. Indique as latitudes e longitudes, aproximadas, dos polos magnéticos Sul e Norte.
7. Pesquise: Quais são as coordenadas geográficas – latitude e longitude – aproximadas da sua cidade?

EXPLORE SEU MUNDO – CORES

Pesquise em sua casa, em uma farmácia, na internet ou na biblioteca de sua escola, a composição dos seguintes produtos: Sal de fruta (antiácido estomacal), um fungicida (utilizado no tratamento da água de piscina) e fermento químico. Observe as fotografias do ensaio de chama do início deste capítulo e faça uma previsão das cores que serão observadas se for realizado o teste de chama com esses produtos.

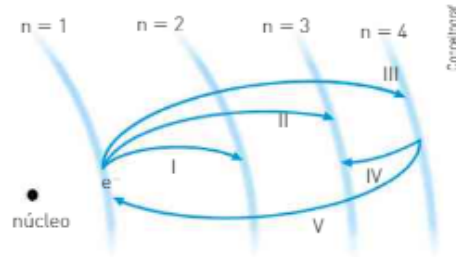
ATIVIDADES



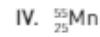
21. Sobre o modelo atômico de Böhr, podemos tecer as seguintes considerações:
- I. Quando o núcleo recebe energia, salta para um nível mais externo.
 - II. Quando o elétron recebe energia, salta para um nível mais energético.
 - III. Quando um elétron passa de um estado menos energético para outro mais energético, devolve energia na forma de ondas eletromagnéticas.
 - IV. Se um elétron passa do estado *A* para o estado *B*, recebendo *x* unidades de energia, quando voltar de *B* para *A* devolverá *x* unidades de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

Quais dessas afirmações são falsas?

22. Considere a ilustração abaixo e indique a transição que ocorre com maior liberação de energia.

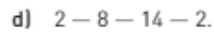
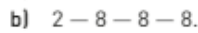
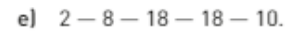
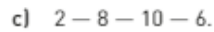
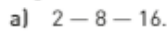


23. Faça a distribuição eletrônica em subníveis.



24. Determine o número atômico de um átomo, sabendo que o subnível de maior energia da sua distribuição eletrônica no estado fundamental é $4p^5$.

25. A pedra-ímã natural é a magnetita (Fe_3O_4). O metal ferro pode ser representado por ${}_{26}^{56}\text{Fe}$, e seu átomo apresenta a seguinte distribuição eletrônica por níveis:



26. (Cefet-PR) A soma do número de elétrons do subnível mais energético das espécies químicas N^{3-} , O^{2-} e Al^{3+} é igual a:
Dado: ${}_{7}^{14}\text{N}$; ${}_{8}^{16}\text{O}$; ${}_{13}^{27}\text{Al}$.



INTEGRANDO CONCEITOS

REGISTRE
NO CADERNO

1. (FGV-SP) As figuras representam alguns experimentos de raios catódicos realizados no início do século passado, no estudo da estrutura atômica.

O tubo nas figuras (a) e (b) contém um gás submetido a alta tensão. Figura (a): antes de ser evacuado. Figura (b): a baixas pressões. Quando se reduz a pressão, há surgimento de uma incandescência, cuja cor depende do gás no tubo. A figura (c) apresenta a deflexão dos raios catódicos em um campo elétrico.

Em relação aos experimentos e às teorias atômicas, analise as seguintes afirmações:

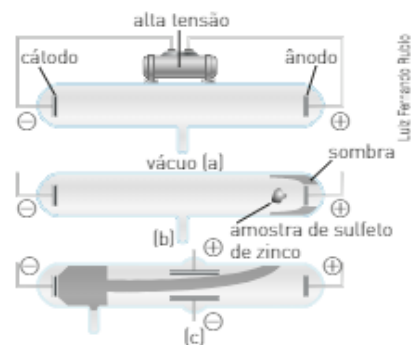
- Na figura (b), fica evidenciado que os raios catódicos se movimentam numa trajetória linear.
- Na figura (c), verifica-se que os raios catódicos apresentam carga elétrica negativa.
- Os raios catódicos são constituídos por partículas alfa.

IV. Esses experimentos são aqueles desenvolvidos por Rutherford para propor a sua teoria atômica, conhecida como modelo de Rutherford.

As afirmativas corretas são aquelas contidas apenas em:



2. (UFRGS) A experiência de Rutherford, que foi, na verdade, realizada por dois de seus orientandos, Hans Geiger e Ernest Marsden, serviu para refutar especialmente o modelo atômico:



Luiz Fernando Rúbio

3. (Cefet-MG) O filme "Homem de Ferro 2" retrata a jornada de Tony Stark para substituir o metal paládio, que faz parte do reator de seu peito, por um metal atóxico. Após interpretar informações deixadas por seu pai, Tony projeta um holograma do potencial substituto, cuja imagem se assemelha à figura ao lado.



Essa imagem é uma representação do modelo de:

- Rutherford.
 - Thomson.
 - Dalton.
 - Böhr.
4. (UFPB/PSS) Rutherford idealizou um modelo atômico com duas regiões distintas. Esse modelo pode ser comparado a um estádio de futebol com a bola no centro: a proporção entre o tamanho do estádio em relação à bola é comparável ao tamanho do átomo em relação ao núcleo (figura).



Estádio do Maracanã em 2008, Rio de Janeiro (RJ).

Acerca do modelo idealizado por Rutherford e considerando os conhecimentos sobre o átomo, é correto afirmar:

- Os prótons e os nêutrons são encontrados na eletrosfera.
 - Os elétrons possuem massa muito grande em relação à massa dos prótons.
 - O núcleo atômico é muito denso e possui partículas de carga positiva.
 - A eletrosfera é uma região onde são encontradas partículas de carga positiva.
 - O núcleo atômico é pouco denso e possui partículas de carga negativa.
5. (IME-RJ) Os trabalhos de Joseph John Thomson e Ernest Rutherford resultaram em importantes contribuições na história da evolução dos modelos atômicos e no estudo de fenômenos relacionados à matéria. Das alternativas abaixo, aquela que apresenta corretamente o autor e uma de suas contribuições é:
- Thomson – concluiu que o átomo e suas partículas formam um modelo semelhante ao sistema solar.
 - Thomson – constatou a indivisibilidade do átomo.
 - Rutherford – pela primeira vez, constatou a natureza elétrica da matéria.
 - Thomson – a partir de experimentos com raios catódicos, comprovou a existência de partículas subatômicas.
 - Rutherford – reconheceu a existência das partículas nucleares sem carga elétrica, denominadas nêutrons.
6. Considere o seguinte elemento: $^{14}_6\text{C}$.

O átomo representado apresenta quantos(as):

- prótons?
- nêutrons?
- elétrons?
- partículas nucleares?
- partículas na parte periférica do átomo?
- partículas com carga elétrica positiva?
- partículas com carga elétrica negativa?
- partículas sem massa?
- partículas fundamentais que formam um átomo desse elemento?

7. Reproduza em seu caderno a tabela a seguir, completando-a corretamente.

	Ca ²⁺	Fe	N ³⁻	Ra
Nº atômico	/	/	7	/
Nº de massa	40	/	/	/
Prótons	/	26	/	/
Nêutrons	/	30	7	138
Elétrons	18	/	/	88

8. (IFSP) Os números de nêutrons de ¹H, ²H, ³H são, respectivamente:

- 2; 3; 4.
- zero; 1; 2.
- zero; 2; 1.
- 2; 1; zero.
- 2; zero; 1.

9. (UTFPR) Considere as espécies químicas monoatômicas indicadas na tabela abaixo.

Espécie química monoatômica	Prótons	Nêutrons	Elétrons
I	12	12	12
II	12	13	10
III	20	20	20
IV	20	21	20
V	17	18	18

Em relação às espécies químicas monoatômicas apresentadas na tabela, pode-se afirmar que:

- III e IV são de mesmo elemento químico.
 - V é cátion.
 - III é ânion.
 - II é eletricamente neutro.
 - I e II não são isótopos.
10. (UTFPR) Em 1841, um cientista chamado Mosander anunciou a descoberta de um novo elemento químico, que ele chamou de didímio. Esse nome, que vem do grego e significa "gêmeo", foi dado porque, de acordo com seu descobridor, esse elemento sempre aparecia nas mesmas rochas que o lantânio, e era como se fosse seu "irmão gêmeo". Contudo, em 1885, outro cientista, chamado Von Welsbach, mostrou que o didímio não era um elemento e sim uma mistura de dois elementos químicos. Ele chamou um desses novos elementos de neodímio ("o novo gêmeo") e o outro de praseodímio ("o gêmeo verde"). A tabela abaixo menciona átomos desses elementos presentes na natureza.

Átomo	Representação
Praseodímio-141	¹⁴¹ ₅₉ Pr
Neodímio-142	¹⁴² ₆₀ Nd
Neodímio-144	¹⁴⁴ ₆₀ Nd
Neodímio-146	¹⁴⁶ ₆₀ Nd

Com relação a esses átomos, é correto afirmar que:

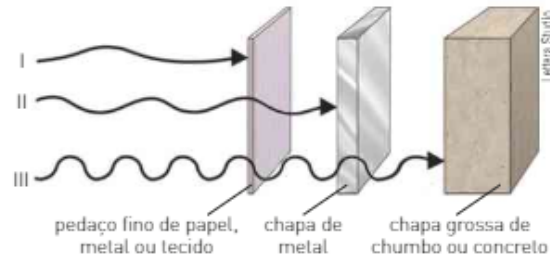
- os átomos neodímio são isóbaros entre si.
- o praseodímio-141 e neodímio-142 são isótopos entre si.
- o número atômico do elemento químico neodímio é 144.
- o neodímio-142 apresenta 60 nêutrons em seu núcleo.
- o praseodímio-141 apresenta 59 prótons e 82 nêutrons em seu núcleo.

11. (Unimontes-MG) O átomo do elemento químico cálcio (Ca), de número atômico 20, é encontrado na natureza como uma mistura de 6 isótopos, nas seguintes abundâncias relativas (%):

Isótopos	Abundâncias relativas (%)
40	96,96
42	0,64
43	0,145
44	2,07
46	0,0033
48	0,185

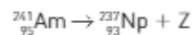
De acordo com a tabela mostrada e as propriedades dos isótopos, é incorreto afirmar que:

- a) o isótopo 48 do átomo de cálcio possui o maior número de massa.
 b) a abundância relativa de amostras naturais diferentes é a mesma.
 c) o número de nêutrons de todos os isótopos do Ca é igual a 22.
 d) o núcleo do isótopo 40 é o que apresenta a maior estabilidade.
12. (UnB-DF) Ao acessar a rede internet, procurando algum texto a respeito do tema *radioatividade*, no "Cadê?" (<http://www.cade.com.br>), um jovem deparou-se com a seguinte figura, representativa do poder de penetração de diferentes tipos de radiação:



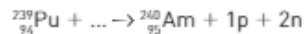
Com o auxílio da figura, julgue os itens a seguir:

- a) A radiação esquematizada em II representa o poder de penetração das partículas beta.
 b) A radiação esquematizada em III representa o poder de penetração das partículas alfa.
 c) As partículas alfa e beta são neutras.
 d) Quando um núcleo radioativo emite uma radiação do tipo I, o número atômico fica inalterado.
13. (Unesp-SP) Detectores de incêndio são dispositivos que disparam um alarme no início de um incêndio. Um tipo de detector contém uma quantidade mínima do elemento radioativo amerício-241. A radiação emitida ioniza o ar dentro e ao redor do detector, tornando-o condutor de eletricidade. Quando a fumaça entra no detector, o fluxo de corrente elétrica é bloqueado, disparando o alarme. Este elemento se desintegra de acordo com a equação a seguir:



Nessa equação, é correto afirmar que Z corresponde a:

- a) uma partícula alfa.
 b) uma partícula beta.
 c) radiação gama.
 d) raios X.
 e) dois prótons.
14. (PUC-RJ) Considere a equação nuclear incompleta:



Para completar a equação, é correto afirmar que o amerício-240 é um isótopo radioativo que se obtém, juntamente com um próton e dois nêutrons, a partir do bombardeio do plutônio-239 com:

- a) partículas alfa.
 b) partículas beta.
 c) radiações gama.
 d) raios X.
 e) deutério.

21. (UEL-PR) Um medicamento polivitamínico e polimineral traz a seguinte informação técnica em sua bula: "Este medicamento consiste na associação do acetato de tocoferol (vitamina E), ácido ascórbico (vitamina C) e os oligoelementos zinco, selênio, cobre e magnésio. Essas substâncias encontram-se numa formulação adequada para atuar sobre os radicais livres. O efeito antioxidante do medicamento fortalece o sistema imunológico e combate o processo de envelhecimento".

O selênio 75 (Se-75), o fósforo 32 (P-32) e o ferro 59 (Fe-59) são exemplos de radioisótopos que podem ser empregados na medicina nuclear tanto com o propósito de diagnóstico como de terapia. Uma amostra radioativa com massa igual a 10,0 g é uma mistura desses três radioisótopos. Os tempos de meia-vida do Se-75, P-32 e Fe-59 são, respectivamente, 120 dias, 15 dias e 45 dias. Após 90 dias, restam na amostra radioativa 0,025 g de P-32 e 0,700 g de Fe-59.

Identifique a alternativa que indica, corretamente, a composição percentual de cada radioisótopo na amostra radioativa original.

- a) % Se-75: 61,0; % P-32: 20,0; % Fe-59: 19,0
 b) % Se-75: 53,0; % P-32: 10,0; % Fe-59: 37,0
 c) % Se-75: 56,0; % P-32: 16,0; % Fe-59: 28,0
 d) % Se-75: 71,0; % P-32: 10,0; % Fe-59: 19,0
 e) % Se-75: 53,0; % P-32: 5,00; % Fe-59: 42,0

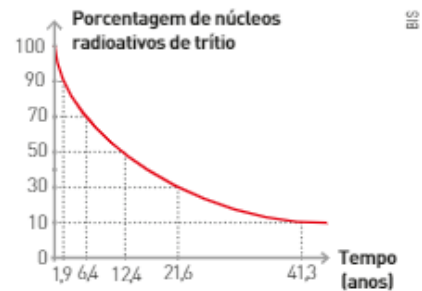
22. (Uerj) Recentemente, a imprensa noticiou o caso do envenenamento por polônio-210 de um ex-agente secreto soviético. Sabe-se, em relação a esse isótopo, que:

- ao se desintegrar, emite uma partícula alfa;
- em 420 dias, uma amostra de 200 mg decai para 25 mg;
- o isótopo formado nesse decaimento forma um íon divalente.

Admita que o sulfato desse íon divalente tenha sido submetido, em solução aquosa, ao processo de eletrólise com eletrodos inertes. Calcule o tempo de meia-vida do polônio-210 e escreva a equação global que representa o processo eletrolítico descrito.

23. (UFG-GO) A datação de lençóis freáticos pode ser realizada com base na relação entre a quantidade de hélio triogênico ^3He , decorrente do decaimento radioativo do trítio ^3H , na amostra de água. De modo simplificado, essa datação pode ser determinada pelo produto entre o tempo de meia-vida do trítio e a razão entre as quantidades de hélio triogênico e trítio, multiplicados por 0,7. O gráfico do decaimento do número de núcleos radioativos de trítio é mostrado ao lado.

Tendo em vista essas informações, calcule a idade de uma amostra de água retirada de um lençol freático, cuja concentração de hélio triogênico é três vezes maior que a quantidade de trítio.



24. (Enem-MEC) Na música *Bye, bye, Brasil*, de Chico Buarque de Holanda e Roberto Menescal, os versos "puseram uma usina no mar talvez fique ruim pra pescar" poderiam estar se referindo à usina nuclear de Angra dos Reis, no litoral do Estado do Rio de Janeiro. No caso de tratar-se dessa usina, em *funcionamento normal*, dificuldades para a pesca nas proximidades poderiam ser causadas pelo quê?

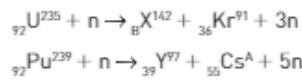
- a) Pelo aquecimento das águas, utilizadas pela refrigeração da usina, que alteraria a fauna marinha.
 b) Pela oxidação de equipamentos pesados e por detonações, que espantariam os peixes.
 c) Pelos rejeitos radioativos lançados continuamente no mar, que provocariam a morte dos peixes.
 d) Pela contaminação por metais pesados dos processos de enriquecimento do urânio.
 e) Pelo vazamento de lixo atômico colocado em tonéis e lançado ao mar nas vizinhanças da usina.

25. (Enem-MEC) O funcionamento de uma usina nucleoeletrônica 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 fissil. Em bombas atômicas, são utilizadas concentrações acima de 20% de urânio fissil, cuja obtenção é trabalhosa, pois, na natureza, predomina o urânio não fissil. Em grande parte do armamento nuclear hoje existente, utiliza-se, então, como alternativa, o plutônio, material fissil produzido por reações nucleares no interior do reator das usinas nucleoeletrônicas. 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 nucleoeletrônicas não causará impacto na oferta mundial de energia.
 c) a existência de usinas nucleoeletrônicas possibilita que um de seus subprodutos seja utilizado como material bélico.
 d) a obtenção de grandes concentrações de urânio fissil é viabilizada em usinas nucleoeletrônicas.
 e) a baixa concentração de urânio fissil em usinas nucleoeletrônicas impossibilita o desenvolvimento energético.

26. (Unifesp) Sessenta anos após as explosões das bombas atômicas em Hiroshima e Nagasaki, oito nações, pelo menos, possuem armas nucleares. Esse fato, associado a ações terroristas, representa uma ameaça ao mundo. Na cidade de Hiroshima foi lançada uma bomba de urânio-235 e em Nagasaki, uma de plutônio-239, resultando em mais de cem mil mortes imediatas e outras milhares como consequência da radiatividade.

As possíveis reações nucleares que ocorreram nas explosões de

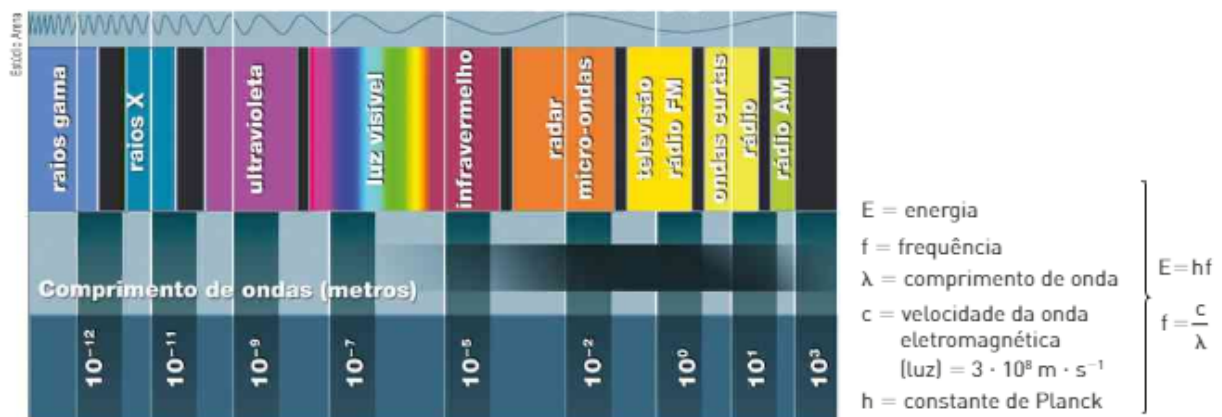


Nas equações, B, X, A e o tipo de reação nuclear são, respectivamente:

- 52, Te, 140 e fissão nuclear.
- 54, Xe, 140 e fissão nuclear.
- 56, Ba, 140 e fusão nuclear.
- 56, Ba, 138 e fissão nuclear.
- 56, Ba, 138 e fusão nuclear.

Com base no espectro e nos dados a seguir, responda às questões de 27 a 29.

A ilustração abaixo representa o espectro eletromagnético.



27. Indique as cores que compõem o espectro visível em ordem crescente de comprimento de onda.
28. Indique o tipo de radiação do espectro com maior e menor energia.
29. A radiação ultravioleta, que é responsável pelo bronzeamento da pele e pode até provocar queimaduras, apresenta maior ou menor frequência que os raios X? As radiações mencionadas são visíveis ao ser humano? Justifique.
30. (UFSC) Quando uma pequena quantidade de cloreto de sódio é colocada na ponta de um fio de platina e levada à chama de um bico de bunsen, a observação macroscópica que se faz é que a chama inicialmente azul adquire uma coloração laranja. Outros elementos metálicos ou seus sais produzem uma coloração característica ao serem submetidos à chama, como exemplo: potássio (violeta), cálcio (vermelho-tijolo), estrôncio (vermelho-carmim) e bário (verde). O procedimento descrito é conhecido como teste de chama, que é uma técnica utilizada para a identificação de certos átomos ou cátions presentes em substâncias ou misturas. Sobre o assunto acima e com base na teoria atômica, é correto afirmar que:
- as cores observadas para diferentes átomos no teste de chama podem ser explicadas pelos modelos atômicos de Thomson e de Rutherford.
 - as cores observadas na queima de fogos de artifícios e da luz emitida pelas lâmpadas de vapor de sódio ou de mercúrio não são decorrentes de processos eletrônicos idênticos aos observados no teste de chama.
 - a cor da luz emitida depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição das partículas nucleares e, como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará uma cor característica para cada elemento.
 - no teste de chama as cores observadas são decorrentes da excitação de elétrons para níveis de energia mais externos provocada pela chama e, quando estes elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberam energia luminosa, no caso, na região da luz visível.
 - as cores observadas podem ser explicadas considerando-se o modelo atômico proposto por Böhr.

31. (UPE)

Um laboratório brasileiro desenvolveu uma técnica destinada à identificação da origem de "balas perdidas", comuns nos confrontos entre policiais e bandidos. Trata-se de uma munição especial, fabricada com a adição de corantes fluorescentes, visíveis apenas sob luz ultravioleta.

Ao se disparar a arma carregada com essa munição, são liberados os pigmentos no atirador, no alvo e em tudo o que atravessar, permitindo rastrear a trajetória do tiro.

MOUTINHO, Sofia. À caça de evidências. *Ciência Hoje*, maio, 24-31, 2011. Adaptado.

Qual dos modelos atômicos a seguir oferece melhores fundamentos para a escolha de um equipamento a ser utilizado na busca por evidências dos vestígios desse tipo de bala?

- Modelo de Dalton.
- Modelo de Thomson.
- Modelo de Rutherford-Böhr.
- Modelo de Dalton-Thomson.
- Modelo de Rutherford-Thomson.

32. (Uerj) Uma manifestação comum nas torcidas de futebol é a queima de fogos de artifício coloridos, de acordo com as cores dos times. Fogos com a cor vermelha, por exemplo, contêm um elemento que possui, como mais energético, um subnível *s* totalmente preenchido.

Assim, a torcida do América, para saudar o seu time com um vermelho brilhante, deverá usar fogos contendo o elemento cujo símbolo é:

- | | |
|-----------------|-----------------|
| a) Cd (Z = 48). | c) K (Z = 19). |
| b) Co (Z = 27). | d) Sr (Z = 38). |

33. (UFPR) Considere as seguintes afirmativas sobre dois elementos genéricos X e Y.

- X tem número de massa igual a 40.
- Y tem número de nêutrons igual a 20.
- X é isóbaro de Y.

Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o número atômico e a configuração eletrônica para o cátion bivalente de Y.

- 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$.
- 20 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- 18 e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

34. (UFMG) Na crosta terrestre, o segundo elemento mais abundante, em massa, tem no estado fundamental a seguinte configuração eletrônica:

- nível 1: completo;
- nível 2: completo;
- nível 3: 4 elétrons.

A alternativa que indica corretamente esse elemento é:

- Al (Z = 13).
- Fe (Z = 26).
- N (Z = 7).
- O (Z = 8).
- Si (Z = 14).

35. (UFU-MG) Dentre as afirmativas a seguir, indique a alternativa *incorreta*.

- A perda de elétrons para formar o íon alumínio leva à formação de um íon de raio maior que o do átomo neutro.
- O alumínio ${}_{13}\text{Al}$ é o elemento que tem no estado fundamental as camadas eletrônicas K e L completas e 3 elétrons na camada M.
- Em relação ao ânion do oxigênio dinegativo ${}_{8}\text{O}^{2-}$, pode-se afirmar que os números de prótons e de elétrons são, respectivamente, 8 e 10, o que resulta na formação de um íon de raio maior que o do átomo neutro.
- Os íons de sódio ${}_{11}\text{Na}^+$, flúor ${}_{9}\text{F}^-$ e magnésio ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ são isoeletrônicos.

Unidade 4

Tabela periódica



Imagine que alguém pedisse a você para organizar as cartas de um baralho, como o da fotografia. Certamente você conseguiria formar alguns conjuntos, com base em determinadas características. Para qualquer conjunto que você venha a organizar, um critério deverá ser seguido. Por exemplo, você pode criar um conjunto formado por cartas da mesma cor, e então, o critério utilizado será "cor". Imagine outras formas de organização e escreva em seu caderno qual foi o critério que você pensou.

No dia a dia também podemos identificar muitos exemplos de uso de critérios de organização e classificação que facilitam a nossa vida. Você concorda com isso? Pense em alguns exemplos e troque ideias com seus colegas.

Um dos assuntos que estudaremos neste capítulo é a história dos agrupamentos de elementos químicos.

Mas o que tem a ver com a Química formar conjuntos, criar critérios e agrupar componentes?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- as primeiras tabelas periódicas;
- a tabela periódica atual;
- caracterização dos grupos e períodos;
- o que são elementos representativos e de transição;
- propriedades de metais e não metais;
- propriedades periódicas.

Capítulo 13

Organização dos elementos

Um dos procedimentos mais importantes nas Ciências da Natureza é a adoção de critérios: critérios de organização, critérios de classificação. O termo "critério" pode ser definido como padrão, princípio que se estabelece como referência para decidir sobre algo.

No início do século XIX, vários elementos químicos já eram conhecidos, porém os químicos não haviam conseguido estabelecer critérios para organizá-los em função de suas propriedades e características.

Em Química, os critérios utilizados para a organização dos elementos foram estabelecidos ao longo do tempo.

A tabela periódica ou classificação periódica dos elementos é um arranjo que permite não só verificar as características dos elementos e suas repetições, mas também fazer previsões. Vamos conhecer sua história.

1. AS PRIMEIRAS TABELAS PERIÓDICAS

No início do século XIX, os químicos conheciam cerca de 30 elementos e já dispunham de técnicas de laboratório que lhes permitiam determinar uma série de características desses elementos, como densidade, massa atômica, reatividade etc.

Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849) percebeu que vários elementos podiam ser classificados em grupos de três, denominados **tríades**.

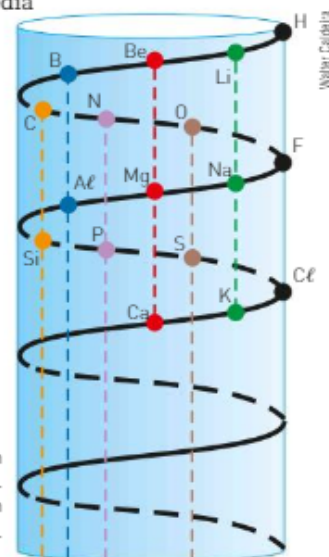
Elemento	Massa atômica	Densidade a 20 °C	Elemento	Massa atômica	Densidade a 20 °C
(1ª) cloro (Cl)	35,5	1,56 g/L	(1ª) lítio (Li)	6,94	0,534 g/cm ³
(2ª) bromo (Br)	79,9	3,12 g/L	(2ª) sódio (Na)	23,0	0,970 g/cm ³
(3ª) iodo (I)	127	4,93 g/L	(3ª) potássio (K)	39,1	0,860 g/cm ³

Elementos de uma mesma tríade apresentam propriedades químicas semelhantes e a massa atômica do elemento central é aproximadamente igual à média aritmética dos outros dois elementos.

Em 1862, o geólogo e mineralogista francês Alexandre de Chancourtois (1820-1886), pretendendo fazer uma ordenação mais prática dos elementos para aplicação em mineralogia, propôs um arranjo tridimensional a que denominou **parafuso telúrico**.

Em 1865, o químico e músico inglês J. A. R. Newlands (1837-1898) dispôs os 61 elementos então conhecidos em ordem crescente de suas massas atômicas em colunas verticais de 7 elementos e notou que os elementos de uma mesma linha horizontal apresentavam propriedades químicas semelhantes. Esse arranjo foi denominado **Lei das oitavas**, porque as propriedades do oitavo elemento eram semelhantes às do primeiro e assim sucessivamente. Newlands comparou essa repetição de propriedades à escala musical.

Parafuso telúrico. Os elementos são dispostos em ordem crescente de massas atômicas ao longo de uma espiral. Os elementos de uma mesma linha vertical apresentam propriedades químicas semelhantes. Representação fora de escala e em cores fantasia.



Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), na Rússia, e Lothar Meyer (1830-1895), na Alemanha, criaram — independente e praticamente ao mesmo tempo — tabelas periódicas muito parecidas. Pouco tempo depois, essas tabelas originariam as que são usadas atualmente.

Costuma-se atribuir maior importância ao trabalho de Mendeleev por ter sido publicado antes e pelo fato de ele ter sido mais bem-sucedido em demonstrar o valor da tabela à comunidade científica.

Em 1869, trabalhando com as fichas em que anotava as propriedades de cada elemento, ele percebeu que, ao colocar as fichas dos elementos em ordem crescente de massas, certas propriedades repetiam-se várias vezes.

A partir dessa observação, Mendeleev organizou os elementos em linhas horizontais, adotando o seguinte critério: quando as propriedades de um elemento eram semelhantes às de outro da mesma linha, esse elemento era deslocado para uma nova linha e posto na coluna do elemento com o qual tinha semelhança. Dessa maneira, formaram-se colunas com os elementos que apresentavam propriedades químicas semelhantes. As linhas horizontais foram denominadas **períodos**, e as colunas, **grupos** ou **famílias**.

Um dos aspectos mais brilhantes do seu trabalho é que ele deixou em sua tabela espaços vazios que correspondiam a elementos desconhecidos na época.

Mendeleev previu a existência desses elementos, assim como algumas de suas características, que foram confirmadas posteriormente.

Na tabela a seguir aparecem as propriedades previstas e as determinadas posteriormente para o germânio, que na época de Mendeleev era desconhecido e foi por ele chamado de ecassilício (do grego: *eka* = abaixo).

Propriedades	Propriedades previstas por Mendeleev para o ecassilício (1871)	Propriedades determinadas experimentalmente para o germânio [Ge] (1885)
massa atômica	72	72,6
densidade (g/cm ³)	5,50	5,47
cor	cinzento	cinzento claro
densidade (g/cm ³) do óxido	4,7	4,7

A tabela de Mendeleev foi eficaz ao demonstrar a periodicidade das propriedades dos elementos. Faltava, porém, encontrar uma explicação para essas propriedades, o que seria feito no início do século XX.

Em 1913, o químico inglês Henry Moseley (1887-1915) verificou que as propriedades dos elementos eram dadas pela sua carga nuclear, denominada número atômico (*Z*). Com a descoberta de Moseley, foi possível corrigir algumas anomalias observadas por Mendeleev.

Assim, segundo a **Lei periódica atual (Moseley)**, quando os elementos químicos são agrupados em ordem crescente de **número atômico (Z)**, observa-se a **repetição periódica** de várias de suas propriedades.

2. A TABELA PERIÓDICA ATUAL

Na tabela periódica atual, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico, originando os períodos na horizontal (em linhas) e, na vertical (em colunas), as famílias ou os grupos.

Escala musical	Elementos
dó	H, F, Cl, ...
ré	Li, Na, K, ...
mi	Be, Mg, Ca, ...
fá	B, Al, Cr, ...
sol	C, Si, Ti, ...
lá	N, P, Mn, ...
si	O, S, Fe, ...

A periodicidade das propriedades dos elementos observada por Newlands foi desprezada pelos membros da Sociedade de Química de Londres devido à relação com a música.



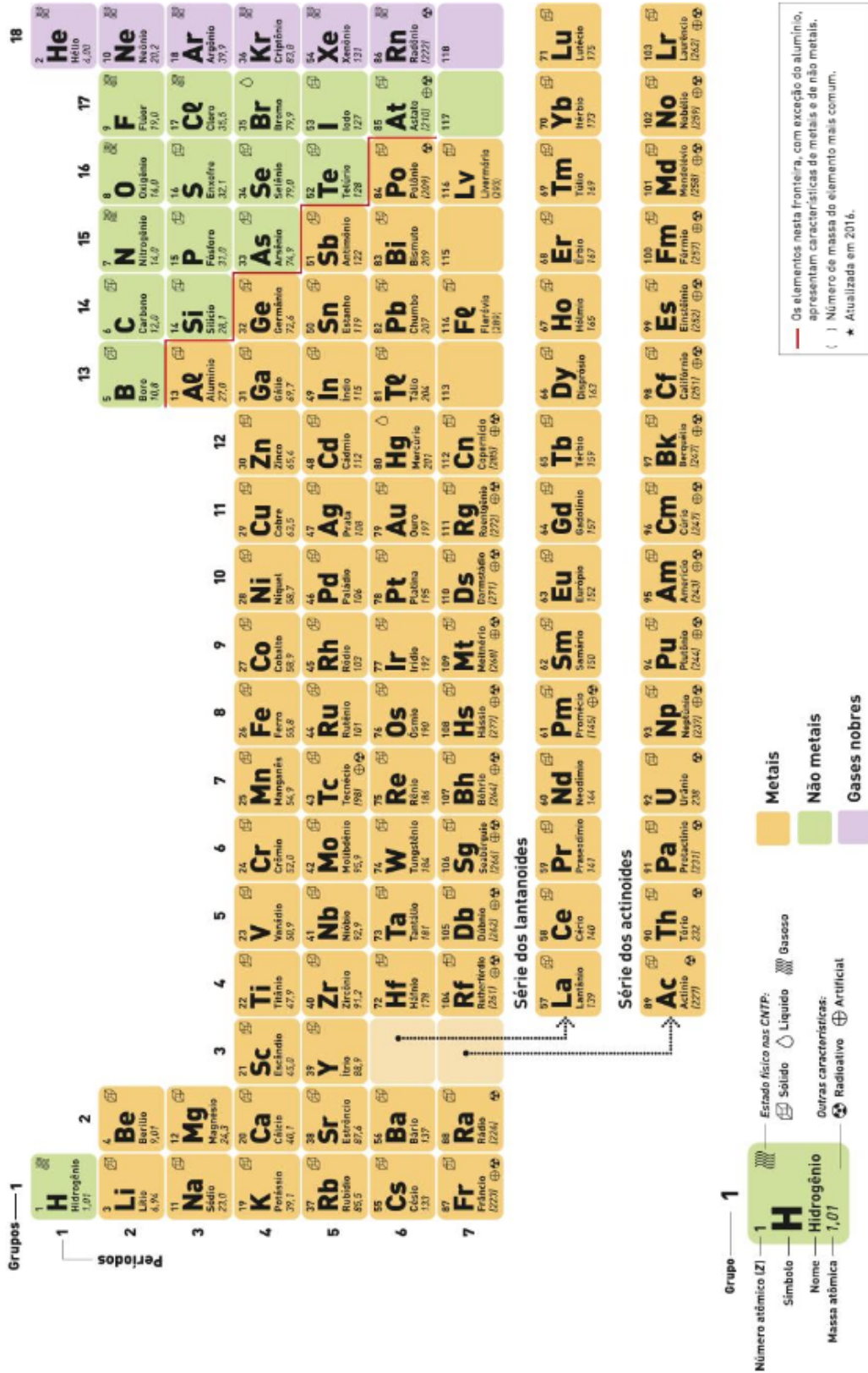
CecilioLatinsrok

Mendeleev é considerado um gênio pela comunidade científica. Nasceu em Tobolsk, na Sibéria, e doutorou-se na Universidade de São Petersburgo, onde lecionou por muito tempo.

Para ampliar seu conhecimento

O sonho de Mendeleev, de Paul Strathern. Zahar. Naquela tarde, em 1869, Mendeleev trabalhava em suas fichas quando, exausto, dormiu sobre a mesa — e teve um sonho que lhe mostrou a solução para a organização da tabela periódica dos elementos. Um sonho que mudaria para sempre nosso modo de ver o mundo. Essa é uma das histórias envolvidas na busca pelos elementos químicos, que Strathern nos conta em um texto bem-humorado.

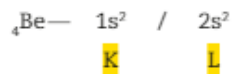
Tabela periódica dos elementos



Fonte: IUPAC [http://www.iupac.org]. Acesso em: 6 maio 2016.

Períodos

Na tabela atual existem sete **períodos**, e o número do período corresponde à quantidade de **níveis (camadas) eletrônicos** que os elementos químicos apresentam. Exemplo:



2 camadas eletrônicas (**K** e **L**): 2º período

Generalizando:

Períodos	Número de camadas
1ª	1: K
2ª	2: K L
3ª	3: K L M
4ª	4: K L M N
5ª	5: K L M N O
6ª	6: K L M N O P
7ª	7: K L M N O P Q

Famílias ou grupos

A tabela atual é constituída por 18 famílias ou grupos, e cada uma delas agrupa elementos com **propriedades químicas semelhantes**, em razão de apresentarem a mesma configuração eletrônica na sua camada (nível) de valência. Veja a seguir os exemplos.

Família ou grupo		Nome	Configuração do último nível	Nº de elétrons no último nível	Componentes
Antiga	Atual				
1 A	1	metais alcalinos	ns^1	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2 A	2	metais alcalinoterrosos	ns^2	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
3 A	13	família do boro	$ns^2 np^1$	3	B, Al, Ga, In, Tl
4 A	14	família do carbono	$ns^2 np^2$	4	C, Si, Ge, Sn, Pb
5 A	15	família do nitrogênio	$ns^2 np^3$	5	N, P, As, Sb, Bi
6 A	16	calcogênios	$ns^2 np^4$	6	O, S, Se, Te, Po
7 A	17	halogênios	$ns^2 np^5$	7	F, Cl, Br, I, At
8 A	18	gases nobres	$ns^2 np^6$	8	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Antigamente as famílias eram indicadas por um algarismo arábico seguido das letras A ou B. No final da década de 1980, a IUPAC propôs outra maneira: as famílias passaram a ser indicadas por algarismos arábicos de 1 a 18, eliminando-se as letras A e B.

De acordo com o subnível ocupado pelo elétron mais energético, as famílias são classificadas em elementos representativos e elementos de transição.

Elementos representativos

Em todos os elementos representativos, o elétron mais energético situa-se nos subníveis **s** ou **p**.

Elementos de transição

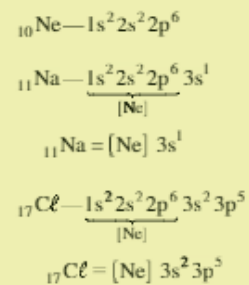
Os elementos de transição podem ser divididos em dois grupos, de acordo com o subnível ocupado pelo elétron mais energético:

- Transição externa: elétron mais energético ocupa um subnível **d**.
- Transição interna: elétron mais energético ocupa um subnível **f**.



Alguns elementos apresentam uma distribuição anômala, isto é, não obedecem rigorosamente à sequência proposta pelo diagrama de Pauling. Essas anomalias normalmente não são estudadas no Ensino Médio; por isso, não são representadas no esquema acima.

1. O elemento químico hidrogênio (H) é representado na coluna 1 por apresentar 1 elétron no subnível s de sua camada de valência ($1s^1$), porém não faz parte da família dos metais alcalinos, porque tem propriedades químicas diferentes.
 2. O único gás nobre que não apresenta oito elétrons em sua camada de valência é o hélio (He).
 3. Pode-se representar a distribuição eletrônica dos elementos usando o cerne do gás nobre precedente.
- Vejamos alguns exemplos:



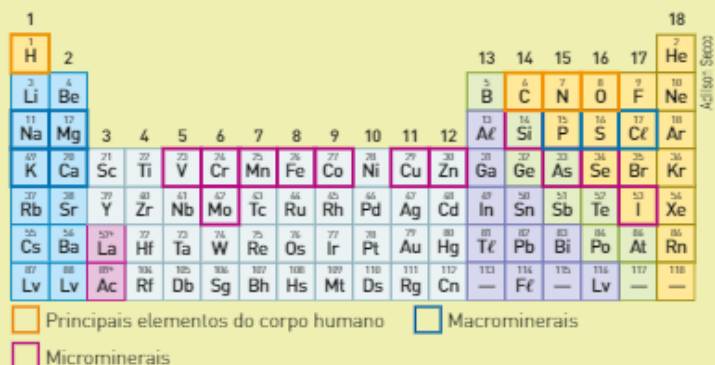
Elementos essenciais para a saúde

De todos os elementos, apenas cerca de 20 são essenciais para o bem-estar e sobrevivência do corpo humano. Desses, quatro elementos – oxigênio, carbono, hidrogênio e nitrogênio –, que são elementos representativos do 1ª e 2ª períodos da tabela periódica, compõem 96% da nossa massa corporal. E a maioria dos alimentos em nossa dieta diária fornece esses elementos para manter um corpo saudável. Esses elementos encontram-se nos carboidratos, gorduras e proteínas. A maior parte do hidrogênio e do oxigênio é encontrada na água, que constitui de 55% a 60% da nossa massa corporal.

Os macrominerais – Ca, P, K, Cl, S, Na e Mg – são elementos representativos situados no 3ª e 4ª períodos da tabela periódica. Eles estão envolvidos na formação de ossos e dentes, manutenção de coração e vasos sanguíneos, contração muscular, impulsos nervosos, equilíbrio ácido-base de fluidos corporais e regulação do metabolismo celular. Os macrominerais estão presentes em quantidades menores do que os principais elementos, de modo que são necessárias menores quantidades em nossa dieta diária.

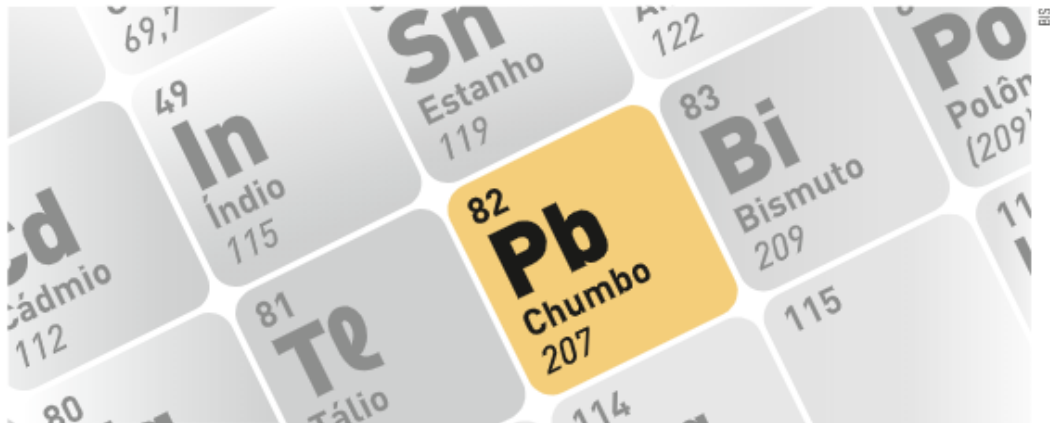
Os outros elementos essenciais, chamados microminerais, são na sua maioria elementos de transição do 4ª período, juntamente com o Silício (Si) do 3ª período e do Molibdênio (Mo) e do Iodo (I) do 5ª período. Eles estão presentes no corpo humano em quantidades muito pequenas, algumas com menos de 100 mg. Nos últimos anos, a detecção de quantidades tão pequenas tem sido aperfeiçoada, de modo que os pesquisadores vêm podendo identificar mais facilmente os papéis dos microminerais no organismo humano.

Alguns microminerais, como o Arsênio (As), o Crômio (Cr) e o Selênio (Se) são tóxicos em níveis elevados no organismo, mas mesmo assim são necessários em quantidades mínimas. Outros elementos, tais como o Estanho (Sn) e o Níquel (Ni), estão sendo estudados, mas seus papéis metabólicos ainda não foram determinados.



Os riscos dos metais pesados

Os metais fazem parte da vida cotidiana do ser humano há mais de 6 mil anos. Dessa forma, suspeita-se que eles possam ser um dos primeiros agentes tóxicos conhecidos. Um exemplo da exposição humana a esses elementos pode ser dado por meio de textos do século I, que descrevem casos de envenenamento por arsênio no Império Romano. Ainda hoje, casos de intoxicação por metais aparecem com (grande) frequência nos meios de comunicação e, principalmente, em textos especializados.



Alguns metais são essenciais aos seres humanos.

O quadro abaixo relaciona os principais metais e a quantidade que deve ser ingerida diariamente.

Metais	Quantidade diária*
sódio	1,5 g
potássio	4,7 g
cálcio	1,3 g
ferro	10-15 mg
zinco	11 mg
cobre	0,6 mg
manganês	2,4 mg
molibdênio	45 µg

* A quantidade diária depende de vários fatores, como sexo, idade e estado de saúde do indivíduo. Os valores apresentados no quadro referem-se a um indivíduo adulto saudável, do sexo masculino.

A deficiência desses metais no organismo acarreta síndromes semelhantes às provocadas pela falta de vitaminas ou hormônios. Seu excesso também é prejudicial, causando um desequilíbrio funcional chamado intoxicação.

Alguns metais, quando encontrados em determinados ambientes e em certa quantidade, são considerados contaminantes. O contato constante com eles pode levar a sérios distúrbios e, em alguns casos, até à morte. Esses metais, de maneira cientificamente inexata, são denominados "metais pesados".

Existe uma definição para metais pesados utilizada por alguns autores, que consideram que um metal pesado é aquele que apresenta uma massa específica superior a 5,0 g/cm³.

A eliminação desses metais pelo organismo é muito difícil e, por esse motivo, eles tendem a se acumular nos tecidos do organismo.

Uma das formas de prevenir a contaminação do ambiente por metais pesados consiste em controlar a emissão de resíduos produzidos pela atividade humana. Para prevenir a sua ação no corpo humano, existem leis que proíbem o consumo de alimentos possivelmente contaminados com esses metais.

O quadro a seguir mostra algumas características de certos metais pesados e o limite máximo permitido em um suco de frutas, determinado pela legislação brasileira.

Metais	Principais aplicações	Efeitos	Limite máximo permitido (lmp)
arsênio	metalurgia e fundição	danos nos sistemas respiratório, circulatório e nervoso	0,5 mg/mL
cádmio	soldas, baterias e pilhas	danos nos sistemas respiratório, excretor e digestório	0,01 mg/mL
estanho	eletrodeposição em chapas de aço e produção de ligas metálicas	danos no sistema nervoso e de defesa	250 mg/mL
cromo	corantes, produção de alguns tipos de aço e galvanoplastia	danos nos sistemas respiratório, excretor e digestório; potente agente carcinogênico	0,1 mg/mL
níquel	baterias, niquelagem de metais e refinarias	danos no sistema respiratório	3 mg/mL

Chumbo

O chumbo já era utilizado pelos romanos para a fabricação de tubulações para o transporte de água e também na fabricação de copos e jarras, pela facilidade de manipulação.

Na década de 1970, adicionava-se à gasolina automotiva uma substância chamada chumbo tetraetila, com a finalidade de aumentar a potência do motor e diminuir o consumo. Esse procedimento liberou uma grande quantidade de chumbo na atmosfera. No Brasil, na década de 1990, o chumbo foi substituído pelo álcool anidro, trazendo um grande benefício para o meio ambiente.

Atualmente, a principal aplicação desse metal é na produção de baterias, tintas e corantes. A exposição ao chumbo acontece por meio da água, do ar e de alimentos produzidos em regiões industrializadas cujos resíduos são descartados no ambiente sem o devido tratamento.

A intoxicação por chumbo recebe o nome de Saturnismo, uma referência ao planeta Saturno, que na alquimia era associado a esse elemento. Nos seres humanos, o chumbo afeta o sistema nervoso, a medula óssea e os rins. Nas mulheres grávidas, pode afetar o desenvolvimento do embrião.

Mercúrio

Dentre os vários acidentes com intoxicações por mercúrio, dois são muito conhecidos.

Uma indústria química que utilizava mercúrio como catalisador desde 1932 tinha como procedimento eliminar seus resíduos do processamento industrial (efluentes) na baía de Minamata, no Japão. No ano de 1956, algumas pessoas que moravam na região e usavam como parte da alimentação peixes pescados nessa baía começaram a apresentar sintomas de intoxicação, aos quais seguia sua morte.

Em 2003, em um garimpo de extração de ouro no Pará, foram constatados altos índices de mercúrio no ambiente. Nesse local, o metal foi encontrado em alguns vegetais com uma concentração até 2400% acima do valor aceitável.

As principais formas desse contaminante encontradas na natureza são a metálica (Hg) e a orgânica, em substâncias como, por exemplo, o metilmercúrio. Este é produzido por meio de uma biotransformação bacteriana e se acumula em tecidos biológicos.

Os organismos aquáticos são os que mais sofrem com o mercúrio, e as espécies que estão no topo da cadeia alimentar, como o tubarão, apresentam uma maior taxa desse metal devido ao seu efeito acumulativo.

Os danos no ser humano se concentram principalmente nos sistemas nervoso, muscular, renal e, com menos frequência, no digestório.

O Chapeleiro Maluco, personagem do livro *Alice no país das maravilhas*, de Lewis Carroll, fazia referência aos trabalhadores ingleses da indústria de chapéu que se contaminaram com mercúrio e apresentaram distúrbios de comportamento. Na fotografia, o personagem na adaptação para o cinema, dirigida por Tim Burton em 2010.

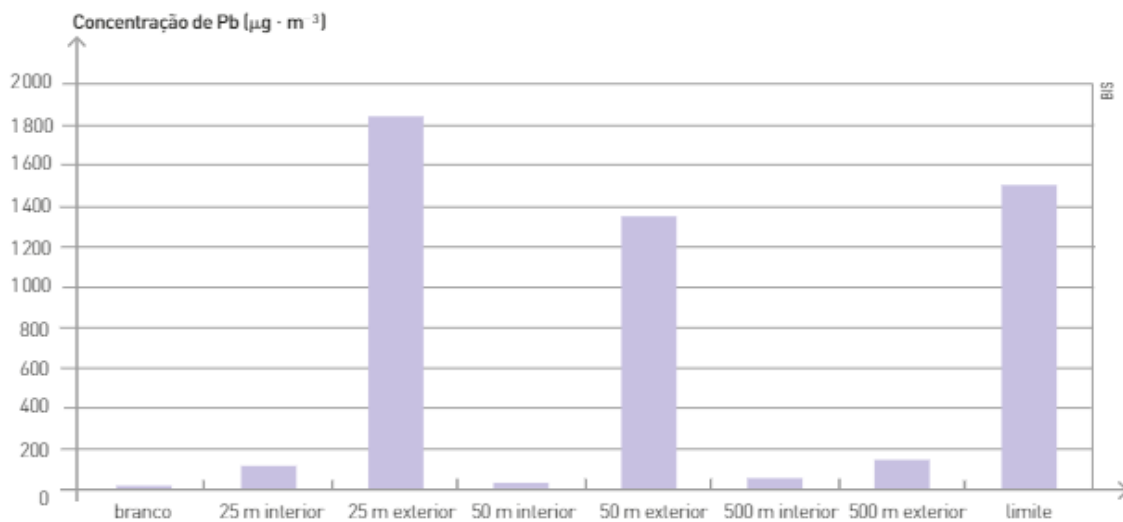


Walt Disney Pictures/Alamy/LatinStock

Refleta

REGISTRE
NO CADERNO

- No Brasil, uma das fontes de contaminação por chumbo são as usinas reformadoras de baterias. No gráfico abaixo, aparecem dados obtidos por um grupo de pesquisadores que coletou e mediu a concentração de chumbo em poeira doméstica no interior e no exterior de residências que se localizavam ao redor de uma dessas empresas.



No gráfico, *branco* é uma amostra coletada em um local isento de indústrias, fábricas ou qualquer fonte estacionária de chumbo. O *limite* é estabelecido pelos órgãos reguladores.

Cadernos de Saúde Pública, vol. 17, n. 3.
Rio de Janeiro, maio/jun. 2001.

Analise o gráfico e responda às questões.

- Qual é a relação entre a concentração de chumbo do exterior das residências com a distância da fonte de contaminação?
 - Em qual(ais) situação(ões) a concentração de chumbo foi maior do que o limite?
 - Considerando uma mesma distância, proponha uma hipótese que explique a maior quantidade de chumbo no exterior em relação ao interior.
- Vá a um supermercado, a uma loja que comercializa baterias de celulares ou mesmo na sua casa e leia os rótulos das baterias e pilhas. Identifique aquelas que apresentam em sua composição metais pesados. Qual é o destino adequado para o descarte desses materiais?
 - Pesquise na internet a resolução do Conama nº 401, de 4 de novembro de 2008. Sob a orientação do professor, discuta seu conteúdo com seus colegas; em seguida, em grupos, elaborem uma campanha de esclarecimento na escola ou na sua comunidade sobre o descarte mais adequado desses materiais (metais pesados).

Um dos profissionais que estuda os impactos sanitários e ambientais provocados pelos resíduos deixados por pilhas e baterias usadas é o engenheiro ambiental.

Mundo do trabalho

Engenharia ambiental

O engenheiro ambiental atua no diagnóstico, manejo, tratamento e controle de problemas ambientais urbanos e rurais. Suas áreas de atuação incluem: planejar e adotar medidas para conservar a qualidade da água e do solo nas cidades e no campo; adotar soluções para os problemas de esgotos doméstico e industrial; indicar e preparar o local de destino dos resíduos sólidos domésticos, industriais, hospitalares e do agronegócio; planejar e adotar soluções para os problemas da poluição atmosférica; planejar e fazer a gestão dos recursos hídricos.

Nos dois primeiros anos de curso são ministradas principalmente disciplinas básicas da engenharia, como Física, Matemática (Cálculo, Geometria, Álgebra), e Química Básica. A formação específica vem a seguir, quando o aluno cursa matérias como: Construção de Obras de Saneamento, Qualidade da Água, Tratamento e Distribuição de Água, Tratamento e Coleta de Esgoto Doméstico e Industrial, Gestão e Tratamento de Resíduos Sólidos, Controle de Poluição Atmosférica, Drenagem Urbana, entre outras.

O engenheiro ambiental pode atuar tanto em empresas privadas quanto em órgãos públicos.

Um caso concreto de atuação de um engenheiro ambiental pode ser exemplificado com a análise e a solução do problema do solo contaminado no *campus* da USP Leste, em São Paulo. Esse *campus* foi construído em uma área de aterro onde há concentração de gás metano resultante da decomposição de restos animais, vegetais e sedimentos diversos existentes na várzea do rio Tietê, anterior ao processo de canalização.

Pode-se citar também a atuação nas áreas atingidas pelo vazamento de lama da represa de Fundão, mantida pela empresa de mineração Samarco, no município de Mariana, Minas Gerais. No dia 5 de novembro de 2015, essa represa, que continha uma grande quantidade de rejeitos de minério de ferro, se rompeu, liberando toda a lama, que atingiu e destruiu o Distrito de Bento Rodrigues e outras residências em bairros de cidades próximas. A lama que vazou atingiu o rio Doce e alcançou o oceano Atlântico, a 600 quilômetros do local de vazamento. Nos locais atingidos pela lama tóxica, que provocou enormes danos ambientais, a atuação de engenheiros ambientais torna-se extremamente importante, exigindo análise, diagnóstico e planejamento de ações para a recuperação das áreas atingidas. Nessas áreas, o solo, a água, a vegetação e a vida humana e animal, sobretudo os peixes, exigem grande atenção, pois foram profundamente atingidos. Em vista disso, a presença de engenheiros ambientais torna-se muito necessária.

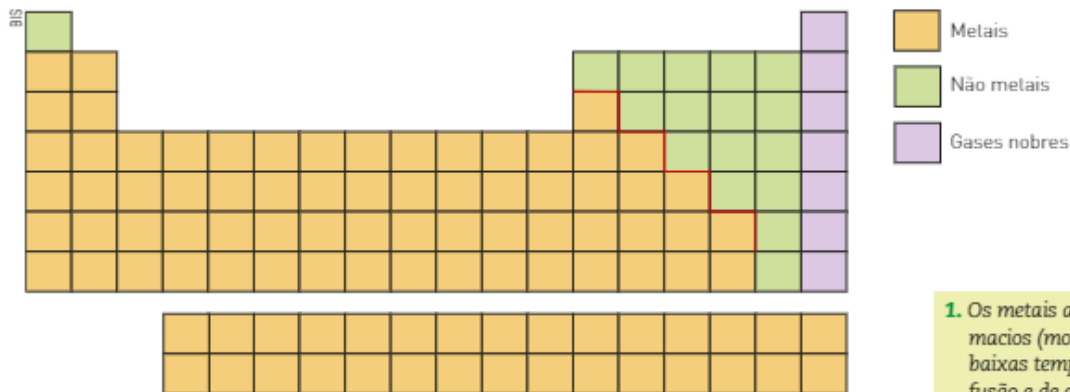
Fontes das informações: <<http://www.guiadacarreira.com.br/profissao/engenharia-ambiental/>> e <<http://www.vunesp.com.br/guia2013/engamb.html>>. Acessos em: 8 abr. 2016.



BerCa/Stockphoto/Getty Images

Classificação dos elementos

Outra maneira de classificar os elementos é agrupá-los, segundo suas propriedades físicas e químicas, em: metais, não metais e gases nobres.

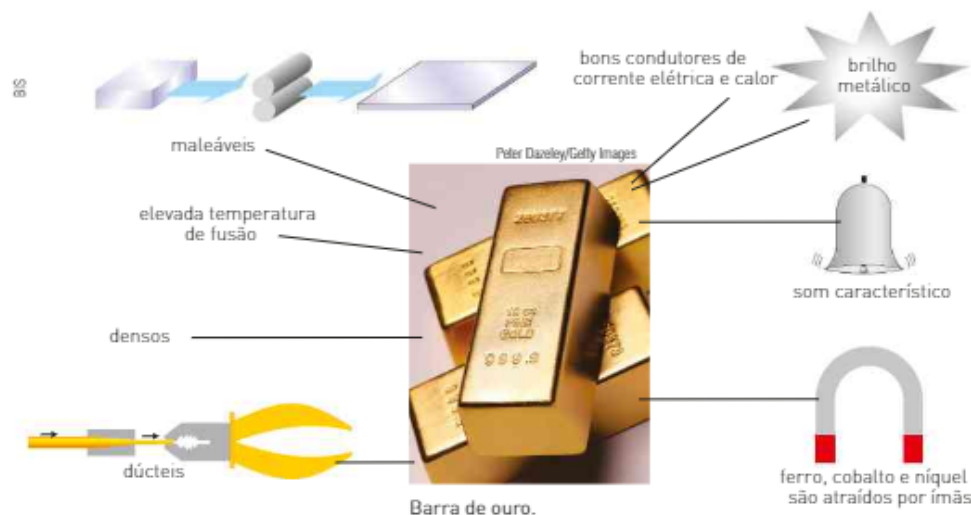


Os elementos vizinhos à linha vermelha na tabela, com exceção do alumínio, por apresentarem propriedades intermediárias entre metais e não metais, são classificados por alguns autores como semimetais ou metaloides.

1. Os metais alcalinos são macios (moles) e têm baixas temperaturas de fusão e de ebulição.
2. O mercúrio é líquido à temperatura ambiente.

Propriedades dos elementos

Metais



Ametais ou não metais



O carbono, na forma de grafite, é um bom condutor de corrente elétrica. Tanto na forma de grafite como na de diamante, apresenta elevadas temperaturas de fusão e de ebulição.

O hidrogênio

É um elemento que possui a propriedade de se combinar com metais e ametais. Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável e tem um comportamento químico semelhante ao dos ametais.



O hidrogênio liquefeito é utilizado como combustível de foguetes.



O argônio é um gás nobre e está presente nas lâmpadas de filamento.

Gases nobres

Como o próprio nome sugere, nas condições ambientes apresentam-se no estado gasoso e sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinar com outros elementos.

Ocorrência dos elementos

Oficialmente, até 2013 eram reconhecidos 114 elementos químicos, dos quais 88 são naturais (encontrados na natureza) e 26 artificiais (produzidos em laboratório); estes últimos podem ser classificados em:

- **cisurânicos** — apresentam número atômico inferior a 92, do elemento urânio, e são os seguintes: tecnécio (Tc), astato (At), frâncio (Fr) e promécio (Pm);
- **transurânicos** — apresentam número atômico superior a 92.

ATIVIDADES

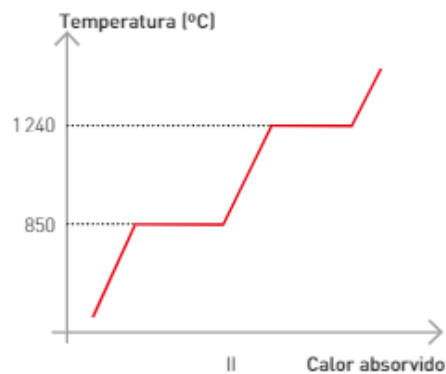
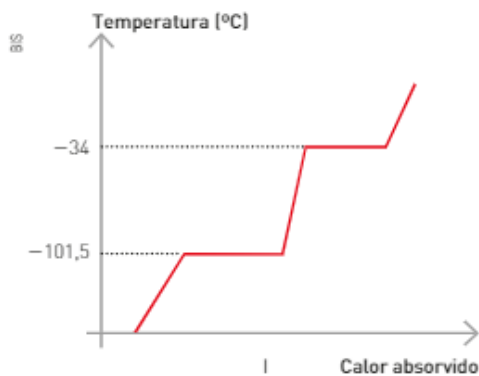


Responda às questões de 1 a 9, com base nas informações a seguir.

1																	18		
A	2													13	14	15	16	17	S
															K	M	O	Q	
B	D	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	J		N				R	
	E	F						H						L			P		T
C					G							I							U

1. Indique o calcogênio de maior número atômico.
2. Identifique o metal alcalino de menor número atômico.
3. Qual elemento apresenta a configuração $2s^2 2p^3$ na camada de valência?

4. Escreva a configuração eletrônica, em subníveis, da camada de valência do elemento **E**.
5. Qual elemento apresenta propriedades químicas semelhantes ao elemento **P**?
6. Indique o elemento de transição de menor número atômico.
7. Identifique o estado físico dos elementos **D** e **T** a 25 °C e a 1 atm.
8. Quais são os números atômicos dos elementos **R** e **C**?
9. Associe os diagramas I e II com os elementos **E** e **R**.



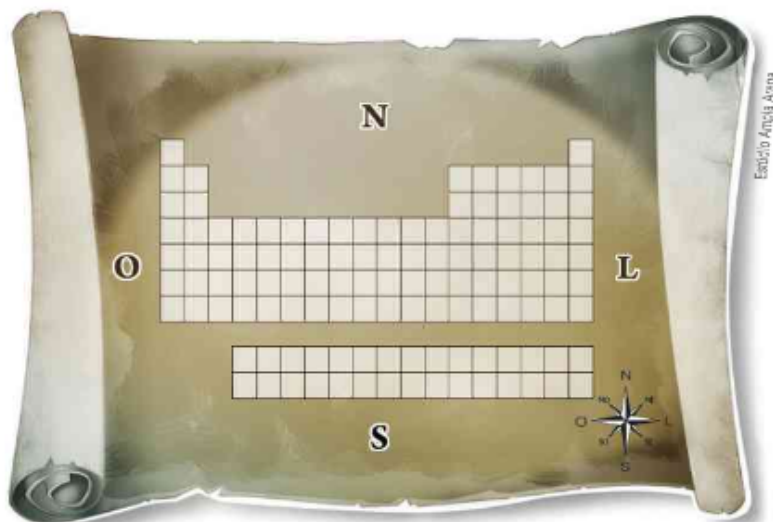
10. Em seu caderno, associe corretamente as duas colunas.

Elementos

(Lu) Lutécio
(Fr) Frâncio
(H) Hidrogênio
(He) Hélio

Posição geográfica

Nordeste (NE)
Noroeste (NO)
Sudeste (SE)
Sudoeste (SO)



11. Ao percorrer uma linha reta no sentido Norte-Sul (meridiano), atravessamos regiões cujos elementos apresentam propriedades químicas semelhantes ou diferentes? Justifique a sua resposta.
12. Deslocando-se ao longo de uma mesma linha (paralelo) horizontal no sentido Leste-Oeste, encontramos elementos com um número de camadas iguais ou diferentes? Justifique a sua resposta.

EXPLORE SEU MUNDO – METAIS E NUTRIENTES

Observe os rótulos de um cereal, de um pote de margarina, de uma embalagem de leite, de uma barra de chocolate e identifique pelo menos um metal presente nas suas composições.

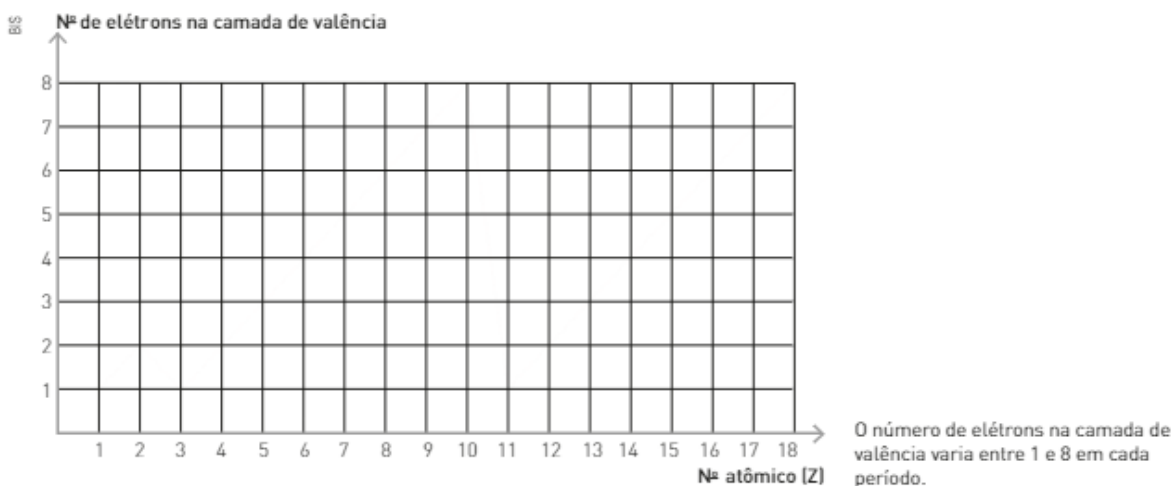
Pesquise se existe uma quantidade máxima diária para a ingestão desse elemento e quais as recomendações para sua ingestão.

Capítulo 14

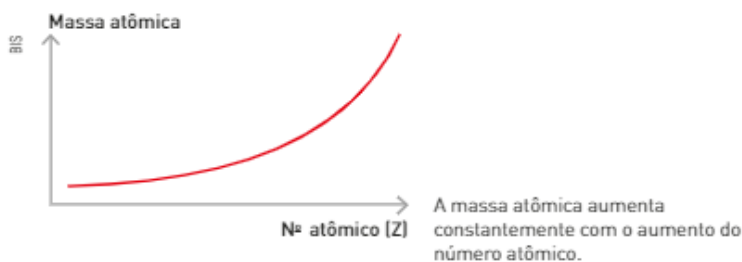
Propriedades periódicas

A tabela periódica permite relacionar a distribuição eletrônica dos elementos com suas propriedades físicas e seu comportamento químico. De acordo com a localização dos elementos, suas propriedades podem ser classificadas em **periódicas** ou **aperiódicas**.

As **propriedades periódicas** são aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores semelhantes para intervalos regulares, isto é, repetem-se periodicamente.



As **propriedades aperiódicas** são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) à medida que o número atômico aumenta, não se repetindo em períodos determinados ou regulares. Por exemplo: a **massa atômica** de um elemento sempre aumenta de acordo com o número atômico desse elemento, o calor específico, a dureza, o índice de refração etc.



O conceito de periodicidade é bastante usado nas Ciências da Natureza: as fases da Lua, as estações do ano, as marés, os movimentos dos planetas e os movimentos de um pêndulo são apenas alguns exemplos.

Você consegue pensar em exemplos de periodicidade no nosso dia a dia?

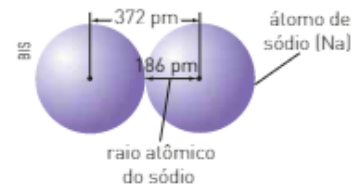
Vamos estudar agora algumas **propriedades periódicas**: raio atômico, energia de ionização e eletronegatividade.

1. RAIOS ATÔMICOS

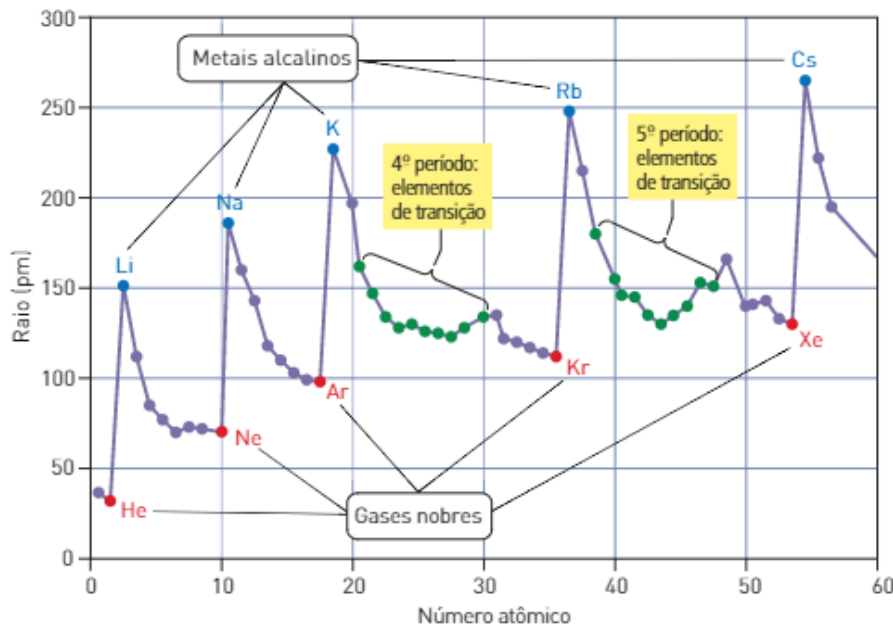
Como a eletrosfera de um átomo isolado não apresenta um limite determinado, a medida de seu raio não pode ser feita com precisão.

Uma das técnicas utilizadas para determinar o raio atômico é a difração de raios X, que consiste em incidir um feixe de raios X sobre uma amostra de um sólido. A ilustração ao lado nos mostra que o raio atômico corresponde à metade da distância entre os núcleos.

A ilustração mostra graficamente os valores do raio atômico em função do número atômico para os primeiros 57 elementos da tabela periódica.



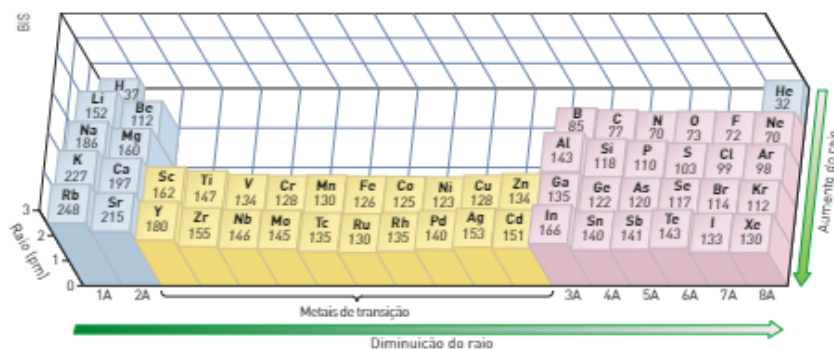
A distância entre o núcleo de dois átomos de sódio (Na), em um pedaço de sódio metálico, é 372 pm. Assim, o raio atômico do sódio é 186 pm [1 picômetro (pm) = 10^{-12} m]. [Representação do modelo fora de escala e em cores fantasia.]



Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 351.

Observe que, em uma mesma família (grupo), o raio aumenta à medida que aumenta o número de níveis (camadas).

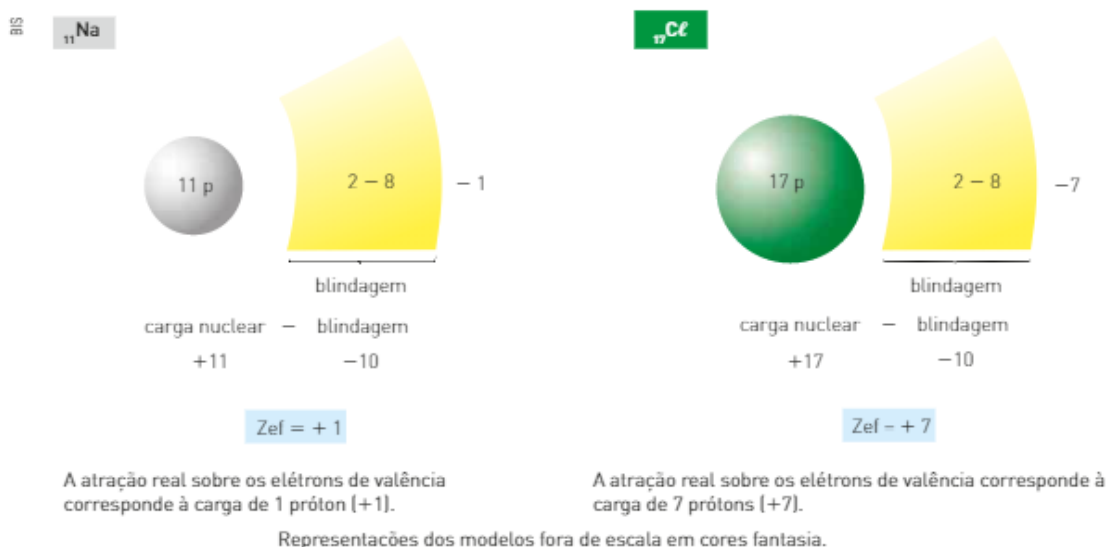
Já em um mesmo período, os átomos apresentam o mesmo número de níveis, porém, à medida que aumenta o número de prótons (carga nuclear), aumenta também a atração sobre os elétrons. Por esse motivo, geralmente ocorre uma diminuição no tamanho dos átomos.



Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 351.

Raio atômico em um período

A atração real exercida pelos prótons sobre os elétrons do nível de valência é denominada **carga nuclear efetiva** (Z_{ef}) e corresponde à carga nuclear (n° de prótons) menos a **blindagem** exercida pelos elétrons intermediários. Veja os exemplos:



Assim, podemos perceber que, como a carga efetiva do cloro ($Z_{ef} = +7$) é maior que a do sódio ($Z_{ef} = +1$), a atração sobre os elétrons de valência do cloro é maior e, portanto, o seu raio é menor.

Para elementos que possuem a mesma carga nuclear efetiva e o mesmo número de níveis (camadas), terá o maior raio o que apresentar menor número atômico.

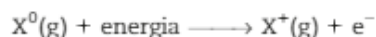
2. ENERGIA (OU POTENCIAL) DE IONIZAÇÃO

A maior ou menor facilidade com que um elétron pode ser removido de um átomo é um indicador importante do seu comportamento químico.

A energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo gasoso e isolado, em seu estado fundamental, é chamada **energia (ou potencial) de ionização**.

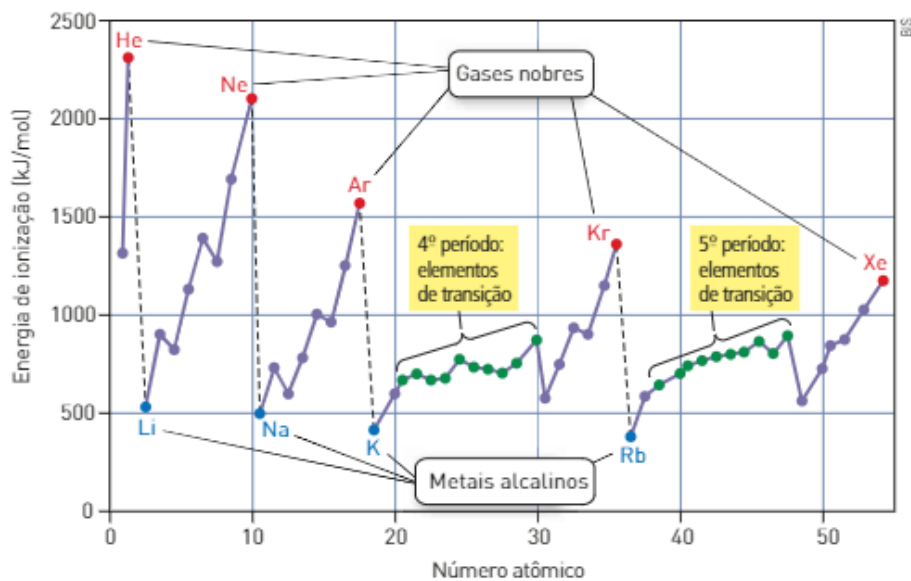
Para remover elétrons, devemos fornecer uma quantidade de energia suficiente para vencer a atração que as cargas positivas do núcleo exercem sobre os elétrons, que são negativos.

Assim, podemos equacionar genericamente:



A remoção do primeiro elétron, que é o mais afastado do núcleo, requer uma quantidade de energia denominada **primeira energia de ionização** (1^{a} E.I.), e assim sucessivamente.

O gráfico a seguir nos mostra os valores da primeira energia de ionização.

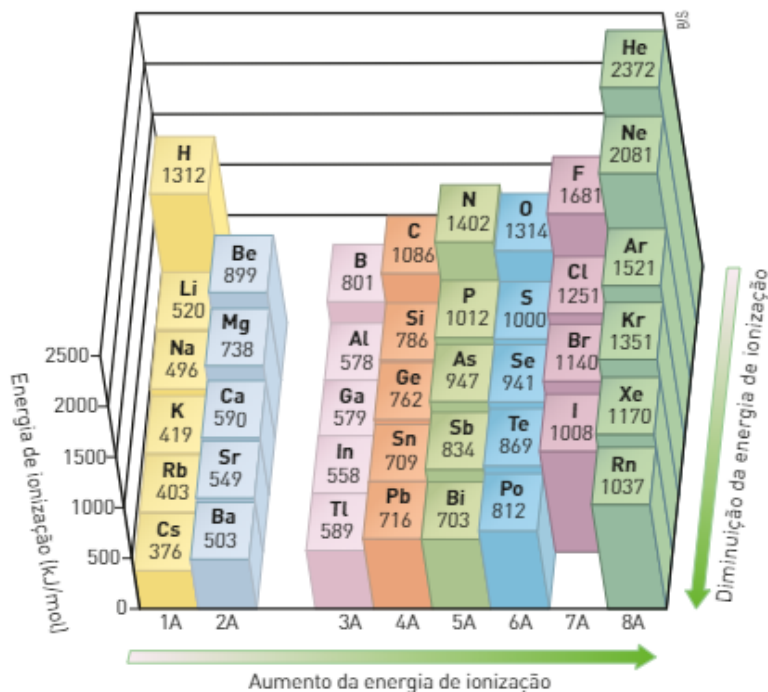


Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 359.

De maneira geral, podemos relacionar a energia de ionização com o raio do átomo, pois quanto maior o raio atômico, mais fácil será remover o elétron mais afastado (ou externo), visto que, nesse caso, a força de atração núcleo-elétrons será menor.

Assim, quanto maior o tamanho do átomo, menor será a primeira energia de ionização.

Representação dos valores da 1ª E.I. de alguns átomos. Esses valores – obtidos experimentalmente – encontram-se expressos em quilojoules (kJ) por mol.



Fonte: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: A Molecular Approach*. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 360.

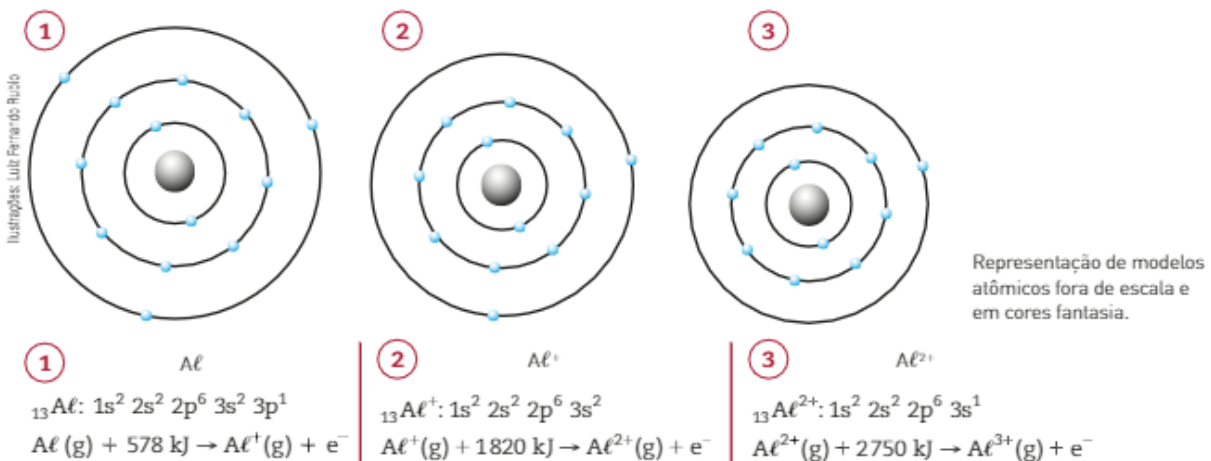
Fornecendo mais energia, podemos retirar o segundo elétron do átomo (2ª energia de ionização), o terceiro, e assim sucessivamente, dependendo do número de elétrons que o átomo tenha.

A cada elétron retirado, é necessária uma energia maior para retirar o próximo.

A energia necessária para a remoção do segundo elétron (2ª E.I.) de um mesmo átomo é sempre maior que a 1ª E.I., pois o raio diminui quando se retira o primeiro elétron e o mesmo número de prótons estará atraindo um número menor de elétrons.

Com isso, a atração do núcleo sobre os demais elétrons aumenta, provocando um aumento na energia de ionização.

Esse fato fica mais claro ao compararmos as energias de ionização do átomo de alumínio (Al: Z = 13), por exemplo.

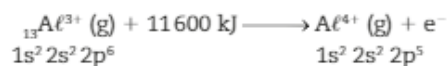


Após a retirada de todos os elétrons do nível de valência, o íon formado (Al^{3+}) apresenta uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (grande estabilidade).



Assim, a retirada do próximo elétron exige uma quantidade de energia muito maior.

Nesse caso, temos:



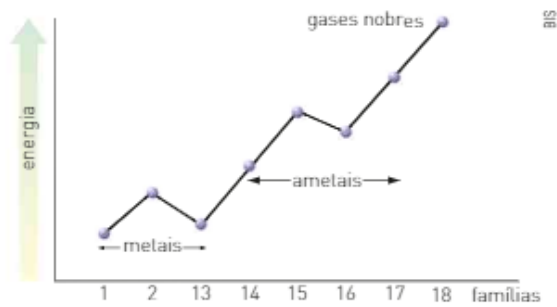
Veja na tabela a seguir os valores das energias de ionização, determinadas experimentalmente, de alguns elementos.

Elemento	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.	5ª E.I.	6ª E.I.	7ª E.I.
Na	496	4560					
Mg	738	1450	7730				
Al	578	1820	2750	11600			
Si	786	1580	3230	4360	16100		
P	1012	1900	2910	4960	6270	22200	
S	1000	2250	3360	4560	7010	8500	27100
Cl	1251	2300	3820	5160	6540	9460	11000
Ar	1521	2670	3930	5770	7240	8780	12000

Fonte: TRO, Nivaldo J. Chemistry: A Molecular Approach. 3. ed. Pearson Education Inc., 2014. p. 363.

Se considerarmos a classificação dos elementos em metais, ametais e gases nobres, verificamos que os metais são os elementos que perdem elétrons com mais facilidade, isto é, têm baixa energia de ionização. Os elementos que apresentam mais alta energia de ionização são os gases nobres.

A 1ª E.I. varia da seguinte maneira:

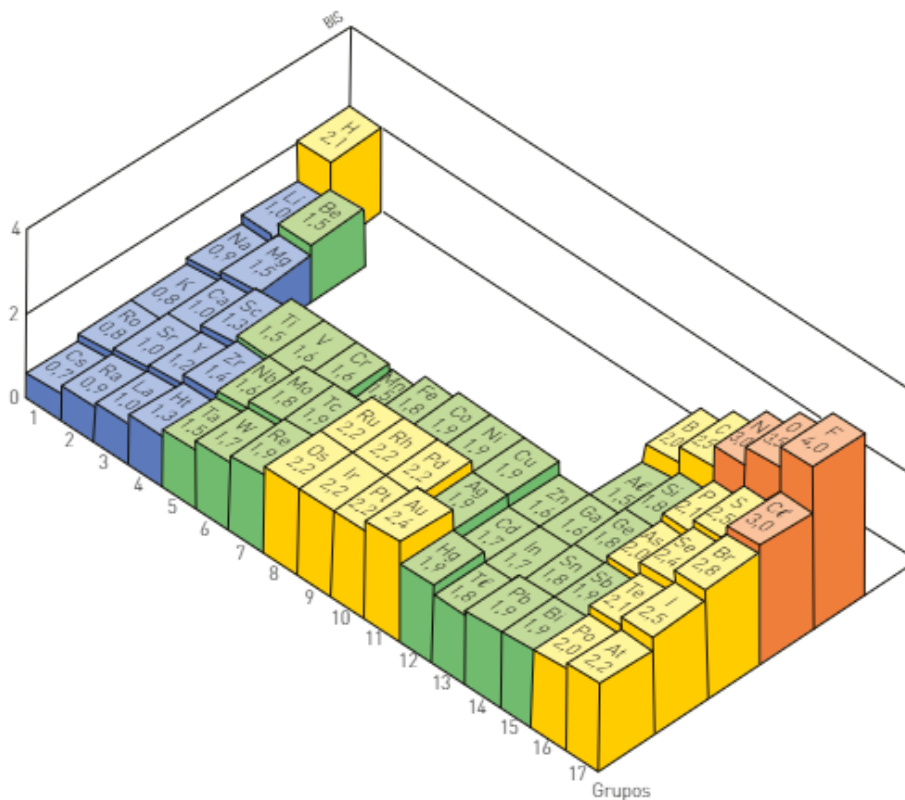


3. ELETRONEGATIVIDADE

A eletronegatividade dos elementos não é uma grandeza absoluta, mas, sim, relativa. Ao estudá-la, na verdade estamos comparando a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação. Essa força de atração tem relação com o raio atômico: quanto menor o tamanho do átomo, maior será a força de atração, pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor.

Existem algumas escalas que relacionam a eletronegatividade dos elementos, sendo a escala de Pauling a mais utilizada. Nessa escala, a eletronegatividade não é definida para os gases nobres.

As variações de eletronegatividade, segundo Pauling, podem ser representadas pela ilustração a seguir, em que os valores estão arredondados.



A eletronegatividade relaciona-se com o raio atômico: de maneira geral, quanto menor o tamanho de um átomo, maior será a força de atração sobre os elétrons. Cores fantasia.

Fonte: BROWN, Theodore L. et al. *Chemistry: the central science*. 7. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1997. p. 202.

ATIVIDADES



13. Considere as distribuições eletrônicas:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Coloque esses elementos em ordem crescente de raio atômico. Justifique.

14. (UFC-CE) O raio atômico (ou iônico) é uma propriedade periódica que exerce grande influência na reatividade dos átomos (ou dos íons).

- Explique a variação apresentada pelo raio atômico (ou iônico) dentro de um mesmo período da tabela periódica.
- Considere os seguintes pares de espécies:

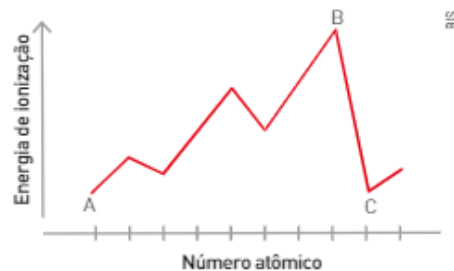
I. Al^+ e Al^{2+}

II. F e F^-

III. Li e Li^+

Em cada par indique o de maior raio.

15. (PUC-RJ) O gráfico abaixo mostra a variação do potencial de ionização (eixo das ordenadas) em função do número atômico (eixo das abscissas). Considerando que a escala no eixo das abscissas não começa necessariamente de zero, os números atômicos dos elementos A, B e C só podem ser, respectivamente:



- A = 1; B = 9; C = 10.
- A = 11; B = 18; C = 19.
- A = 10; B = 19; C = 20.
- A = 12; B = 17; C = 18.
- A = 2; B = 10; C = 11.

16. Abaixo, tem-se o processo de ionização do magnésio (${}_{12}Mg$).



Nesse processo, foram obtidos, experimentalmente, os seguintes valores: 7732 kJ; 738 kJ; 1451 kJ, não necessariamente nessa ordem.

A partir desses dados, associe corretamente os valores às energias de ionização. Justifique.

17. (UFV-MG) A eletronegatividade é uma propriedade periódica importante. Em relação a essa propriedade, assinale a alternativa correta (consulte a tabela periódica):

- O flúor (F) é o menos eletronegativo de todos os elementos.
- O frâncio (Fr) é o mais eletronegativo de todos os elementos.
- O sódio (Na) é o mais eletronegativo de todos os elementos.
- O carbono (C) é mais eletronegativo que o silício (Si).
- O potássio (K) é mais eletronegativo que o cálcio (Ca).

INTEGRANDO CONCEITOS



- (Unicamp-SP) Na década de 1970, a imprensa veiculava uma propaganda sobre um fertilizante que dizia "contém N, P, K, mais enxofre." Pode-se afirmar que o fertilizante em questão continha em sua formulação, respectivamente, os elementos químicos:
 - nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é S.
 - níquel, potássio, criptônio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
 - nitrogênio, fósforo, potássio e enxofre, cujo símbolo é Ex.
 - níquel, potássio, cálcio e enxofre, cujo símbolo é S.
- (Fuvest-SP) Observe a posição do elemento químico ródio (Rh) na tabela periódica.

1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Assinale a alternativa correta a respeito do ródio.

- Possui massa atômica menor que a do cobalto (Co).
 - Apresenta reatividade semelhante à do estrôncio (Sr), característica do 5º período.
 - É um elemento não metálico.
 - É uma substância gasosa à temperatura ambiente.
 - É uma substância boa condutora de eletricidade.
- (Uerj) Em uma das primeiras classificações periódicas, os elementos químicos eram organizados em grupos de três, denominados tríades. Os elementos de cada tríade apresentam propriedades químicas semelhantes, e a massa atômica do elemento central equivale aproximadamente à média aritmética das massas atômicas dos outros dois. Observe as tríades a seguir:

Li	Cl	S
Na	Br	X
K	I	Te

Com base nos critérios desta classificação, a letra X corresponde ao seguinte elemento químico:

- O
 - As
 - Se
 - Po
- (Uespi) Os cloratos são agentes oxidantes úteis. O clorato de potássio, $KClO_3$, por exemplo, é usado como fonte de oxigênio em fogos de artifício e em fósforos. Os elementos que o constituem, na ordem indicada na fórmula anterior, pertencem às famílias dos:
 - alcalinoterrosos, halogênios e calcogênios.
 - alcalinos, calcogênios e halogênios.
 - calcogênios, halogênios e alcalinoterrosos.
 - alcalinos, halogênios e calcogênios.
 - alcalinos, gases nobres e calcogênios.
 - (Udesc) Os elementos X e Y apresentam as seguintes configurações eletrônicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ e $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, respectivamente. Assinale a alternativa que apresenta o período e a família em que se encontram estes elementos.

- a) Os elementos **X** e **Y** pertencem à quarta família: o elemento **X** pertence ao período **0**, e o elemento **Y** pertence ao período **1A**.
- b) Os elementos **X** e **Y** pertencem à mesma família e ao mesmo período.
- c) Os elementos **X** e **Y** pertencem ao quarto período; o elemento **X** é um gás nobre, e o elemento **Y** pertence à família dos metais alcalinos.
- d) Os elementos **X** e **Y** pertencem aos períodos terceiro e primeiro, respectivamente. Quanto à família, os dois elementos pertencem à família **4A**.
- e) Os elementos **X** e **Y** pertencem aos períodos sexto e primeiro, respectivamente, sendo estes elementos gases nobres.
6. (UFPB) *Atividade física intensa e prolongada de um atleta provoca perdas de sais minerais que são importantes para o equilíbrio orgânico (equilíbrio hidroeletrolítico). Substâncias minerais como sódio, potássio, magnésio, cálcio, entre outras, regulam a maioria das funções de contração muscular.*

Disponível em: <www.saudeinternet.com.br/portal_saude/bebidasisotonicas-e-sua-finalidade.php>.

Acesso em: 13 mar. 2014.

Considerando as substâncias citadas, identifique as afirmativas corretas:

- a) Sódio e magnésio são metais de transição.
- b) Potássio e cálcio são elementos representativos.
- c) O cátion sódio tem configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre.
- d) Sódio e magnésio pertencem a um mesmo período da classificação periódica.
- e) Magnésio e cálcio pertencem a um mesmo grupo da classificação periódica.
7. (UFPR) O silício é um elemento químico muito comum, presente, por exemplo, na areia da praia e em microprocessadores de computador. Em relação a esse elemento químico, e utilizando a porção da tabela periódica da figura, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o nome do elemento químico com uma camada eletrônica a menos e o nome do elemento químico com um elétron a mais na camada de valência.

Boro	Carbono	Nitrogênio
Alumínio	Silício	Fósforo
Gálio	Germânio	Arsênio

- a) Germânio e fósforo.
- b) Germânio e alumínio.
- c) Alumínio e fósforo.
- d) Carbono e alumínio.
- e) Carbono e fósforo.
8. (Unirio-RJ) *Única entre as cem lagoas do Estado do Rio de Janeiro a ser artificial, a que existe no parque paleontológico é uma das principais atrações do lugar, mas sofre com lixo e animais pastando sobre suas margens, sem falar na contaminação da água por coliformes fecais (bactérias das fezes). [...] Como consequência da exploração do calcário na região, a água da lagoa também apresenta contaminação por metais pesados. [...] Uma análise [...] constatou a presença de metais como cádmio, chumbo e alumínio, ainda em níveis toleráveis.*

Folha de S.Paulo. 2005.

Considerando o calcário como sendo constituído basicamente por carbonato de cálcio, a alternativa que apresenta o único elemento de transição citado é:

Dado: números atômicos: C = 6; Ca = 20; Cd = 48; Pb = 82 e Al = 13.

- a) C
- b) Ca
- c) Cd
- d) Pb
- e) Al
9. (UEPG-PR) Sabendo-se que os elementos químicos I e II apresentam as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:
- I. $4s^2 4p^3$
- II. $3s^2$
- Assinale o que for correto:
- 01) O elemento II é um metal alcalino.
- 02) O elemento II possui número atômico igual a 12.
- 04) O elemento I é um não metal.
- 08) O elemento I pertence à família 5A e ao quarto período.

10. (Uerj) Um átomo do elemento químico **X**, usado como corante para vidros, possui número de massa igual a 79 e número de nêutrons igual a 45. Considere um elemento **Y**, que possua propriedades químicas semelhantes ao elemento **X**. Na tabela de classificação periódica, o elemento **Y** estará localizado no seguinte grupo:

- a) 7
b) 9
c) 15
d) 16

11. Recentemente, foi divulgada pela imprensa a seguinte notícia: "Uma equipe de cientistas americanos e europeus acaba de acrescentar dois novos componentes da matéria à tabela periódica de elementos químicos, anunciou o laboratório nacional Lawrence Berkeley (Califórnia). Esses dois recém-chegados, batizados elementos 118 e 116, foram criados num acelerador de partículas, através do bombardeamento de chumbo com criptônio, precisou o comunicado do laboratório, do Departamento Americano de Energia. A equipe que 'criou' os dois novos elementos é composta de cientistas europeus e americanos." Com base nesse texto, assinale a(s) proposição(ões) verdadeira(s) de acordo com a classificação periódica atual.

- 01) O elemento de número 116 será classificado como pertencente à família dos halogênios.
02) O elemento de número 118 será classificado como um gás nobre.
04) Os dois novos elementos pertencerão ao período número 7.
08) O elemento chumbo, utilizado na experiência, é representado pelo símbolo Pb.
16) O novo elemento de número 118 tem 8 elétrons no último nível, quando na sua configuração fundamental.
32) Esses dois novos elementos são caracterizados como elementos artificiais, uma vez que não existem na natureza.

Dê como resposta a soma das proposições verdadeiras.

Com base nas informações, responda às questões 12 e 13.

A tabela a seguir mostra alguns elementos representados por letras que substituem seus símbolos verdadeiros e fornece tanto suas distribuições eletrônicas quanto seus raios atômicos.

Elemento	Distribuição eletrônica	Raio atômico
A	$1s^2 2s^1$	$1,52 \cdot 10^{-10}$ metros
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	x
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$2,27 \cdot 10^{-10}$ metros

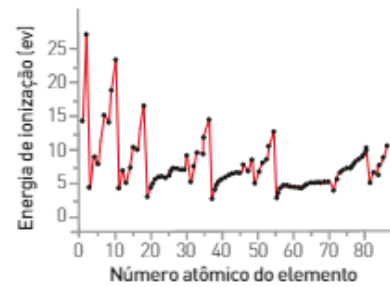
12. Compare o valor do raio atômico de **B** com os dos elementos **A** e **C**. Justifique sua resposta.
13. Coloque os elementos **A**, **B** e **C** em ordem crescente da primeira energia de ionização e justifique sua resposta.
14. (UFF-RJ) Existem metais que, na forma de compostos, dão colorações características à chama azul do bico de bunsen. Essa propriedade é usada em laboratórios no reconhecimento de metais. Com o calor da chama do bico de bunsen os elétrons dos íons metálicos absorvem energia e saltam para níveis mais externos e, ao retornarem para os níveis internos, emitem radiações coloridas típicas de cada metal.



Observe a figura acima e assinale a opção correta.

- a) Os elementos Li, Na, Cu, Sr, Ca e Ba, nessa ordem, estão colocados em ordem crescente de energia de ionização.
b) A configuração eletrônica do cobre é: $[Ar] 4s^2 3d^{10}$.
c) Elementos Ba, Sr e Ca pertencem ao grupo dos alcalinoterrosos.
d) O elemento de transição interna é o Cu, já que seu subnível de maior energia é o f.
e) Os elementos Li, Cu, Ba, Sr, Na e Ca, nessa ordem, estão colocados em ordem crescente de raio atômico.

15. (UFPR) O gráfico ao lado corresponde à tendência da primeira energia de ionização em função do número atômico do elemento, do hidrogênio ($Z = 1$) ao radônio ($Z = 86$). A energia de ionização corresponde à energia necessária para remover um elétron do átomo neutro.



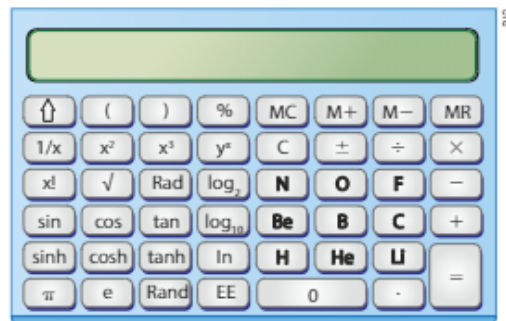
Acerca do tema, considere as afirmativas a seguir:

1. A energia de ionização tende a diminuir no grupo e aumentar no período.
 2. A energia de ionização do hidrogênio é maior que a do hélio.
 3. A energia de ionização do flúor é maior que a do argônio, do criptônio e do xenônio.
 4. As energias de ionização dos elementos do grupo 18 (gases nobres) são inferiores às energias de ionização dos metais de transição.
- Qual a alternativa correta?
- a) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
 - b) Somente as afirmativas 1, 3 e 4 são verdadeiras.
 - c) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
 - d) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
 - e) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
16. O quadro abaixo fornece dados sobre as quatro primeiras energias de ionização de quatro elementos químicos. Indique as famílias de cada um dos elementos e justifique sua resposta.

Elemento	Energias de ionização			
	1ª	2ª	3ª	4ª
I	496	4563	6913	9541
II	738	1450	7731	10545
III	418	3069	4600	5879
IV	1681	3375	6045	8418

17. (UFG-GO) Para estimular um estudante a se familiarizar com os números atômicos de alguns elementos químicos, um professor cobriu as teclas numéricas de uma calculadora com os símbolos dos elementos químicos de número atômico correspondente, como mostra a figura abaixo.

Nessa calculadora, se o estudante adicionar o elemento de menor número atômico com o de maior eletronegatividade, elevar a soma ao elemento cujo número atômico seja um número primo par e, em seguida, calcular o logaritmo do resultado, acionando a tecla log, o resultado final será um dígito, cuja tecla corresponde ao símbolo:



- a) de um gás nobre.
 - b) do elemento mais eletronegativo.
 - c) do elemento de menor número atômico.
 - d) de um halogênio.
 - e) do elemento menos eletronegativo.
18. Associe as distribuições eletrônicas aos valores de eletronegatividade propostos por Pauling (2,1; 3,0 e 1,5) e justifique sua resposta.
- a) ${}_{17}\text{Cl} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - b) ${}_{13}\text{Al} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 - c) ${}_{15}\text{P} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Unidade 5

Interações atômicas e intermoleculares



Observe a imagem ao lado. Tanto os materiais que você vê nesta fotografia como todos os outros materiais que existem na natureza são formados por um ou mais dos 88 elementos químicos naturais.

Por exemplo, nas plantas encontramos a glicose produzida por meio da fotossíntese e na água do rio encontramos vários sais dissolvidos, entre eles, o cloreto de sódio. Tanto a glicose quanto o cloreto de sódio são sólidos à temperatura ambiente.



A película que forma a bolha de sabão, a aderência do molho ao macarrão e a habilidade do mosquito de repousar sobre a água são fenômenos relacionados pelas mesmas causas. Imagens fora de escala.

No texto da primeira fotografia foi mencionado que tanto a glicose quanto o cloreto de sódio são sólidos à temperatura ambiente. Será que eles apresentam as mesmas propriedades?

Será que os átomos que os compõem estão unidos da mesma maneira?

Você consegue estabelecer alguma relação entre a produção de uma enorme bolha de sabão, o molho aderido ao macarrão e um mosquito repousando sobre a água?

Nesta unidade estudaremos algumas formas de ligação entre átomos, e muitos outros fatos relacionados com interações intermoleculares.

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR

- as várias formas de os átomos se estabilizarem;
- o formato das moléculas e sua influência sobre as interações intermoleculares;
- as relações entre a estrutura das moléculas, a temperatura de ebulição e a solubilidade.

Capítulo 15

Ligações químicas

Devemos a grande quantidade de substâncias da natureza à capacidade de os átomos – iguais ou não – se combinarem. Neste capítulo, estudaremos a natureza das ligações e as características dos compostos formados.

1. LIGAÇÕES QUÍMICAS E ESTABILIDADE

Na natureza encontramos milhares de substâncias formadas pela união de átomos do mesmo elemento químico ou de elementos químicos diferentes. Entre todos os elementos, existem apenas seis que não combinam entre si ou com outros elementos, formando substâncias de átomos isolados. São os gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Quando dois ou mais átomos se combinam, dizemos que foi estabelecida uma **ligação química**. De acordo com o modelo atômico aceito, é razoável acreditar que a interação ocorre na parte mais externa dos átomos, a eletrosfera, e que os elétrons mais externos (ou seja, os da camada de valência) são os responsáveis pela formação de ligações químicas.

Os gases nobres são os únicos que apresentam 8 elétrons na última camada, com exceção do hélio, que apresenta 2 elétrons. A camada K só comporta dois elétrons. Observe:

Algumas substâncias constituídas por gases nobres são formadas em condições especiais, em laboratório. O primeiro composto artificial formado pela união de um gás nobre com outros elementos só foi conseguido em 1962. Seu nome é hexafluorplatinato de xenônio.

Elemento	Símbolo	Distribuição eletrônica																		
hélio	${}_{2}\text{He}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td></tr> <tr><td> </td></tr> <tr><td>2</td></tr> </table>	K		2															
K																				
2																				
neônio	${}_{10}\text{Ne}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td><td>L</td></tr> <tr><td> </td><td> </td></tr> <tr><td>2</td><td>8</td></tr> </table>	K	L			2	8												
K	L																			
2	8																			
argônio	${}_{18}\text{Ar}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td><td>L</td><td>M</td></tr> <tr><td> </td><td> </td><td> </td></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	M				2	8	8									
K	L	M																		
2	8	8																		
criptônio	${}_{36}\text{Kr}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td><td>L</td><td>M</td><td>N</td></tr> <tr><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>18</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	M	N					2	8	18	8						
K	L	M	N																	
2	8	18	8																	
xenônio	${}_{54}\text{Xe}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td><td>L</td><td>M</td><td>N</td><td>O</td></tr> <tr><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>18</td><td>18</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	M	N	O						2	8	18	18	8			
K	L	M	N	O																
2	8	18	18	8																
radônio	${}_{86}\text{Rn}$	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr><td>K</td><td>L</td><td>M</td><td>N</td><td>O</td><td>P</td></tr> <tr><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td><td> </td></tr> <tr><td>2</td><td>8</td><td>18</td><td>32</td><td>18</td><td>8</td></tr> </table>	K	L	M	N	O	P							2	8	18	32	18	8
K	L	M	N	O	P															
2	8	18	32	18	8															

Assim, podemos considerar que ter 8 elétrons na camada de valência (na camada K, 2 elétrons) deve atribuir estabilidade a esses átomos.

A regra do octeto

Os cientistas que primeiro se destacaram na área que estuda as ligações químicas foram o químico estadunidense Gilbert Lewis (1875-1946) e o físico alemão Walther Kossel (1888-1956). Em 1916, trabalhando independentemente, associaram os seguintes fatos:

- Átomos de gases nobres ocorrem isolados na natureza, indicando estabilidade.
- Átomos de gases nobres apresentam 8 elétrons na última camada (com exceção do hélio — com 2 elétrons na camada K).
- Os átomos dos outros elementos tendem a combinar-se com outros átomos.

Com isso, criaram uma regra conhecida como **regra do octeto**, que estabelece que os átomos fazem ligações para adquirir estabilidade, com configurações eletrônicas, na última camada, semelhantes às dos gases nobres, com número atômico mais próximo do elemento.

Dessa maneira, os átomos, quando fazem ligações, ficam com oito elétrons na camada de valência (exceção aos que tenham só uma camada eletrônica).

- Devemos ter em mente que a regra do octeto é aplicada principalmente para os elementos representativos. A maioria dos metais de transição não segue este modelo.
- Atualmente existem outros modelos que explicam as ligações químicas.

Valência

Poder de combinação ou valência de um átomo é o número de ligações que ele deve fazer para alcançar a estabilidade, ou seja, para que fique com oito elétrons na última camada. Justamente porque o poder de combinação está relacionado à camada eletrônica mais externa, ela é chamada **camada** ou **nível de valência**.

Os elétrons da camada de valência, de acordo com Lewis, podem ser representados pela colocação de pontos (•) em volta do símbolo do elemento.

Veja abaixo as fórmulas de Lewis para alguns elementos representativos.

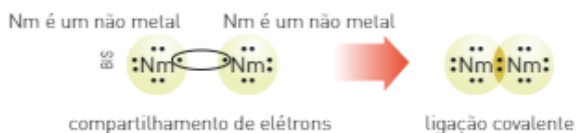
1								18
H•								He••
	2							
Li•	•Be•		•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne••
Na•	•Mg•		•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar••

Os compostos são formados quando elétrons são transferidos ou compartilhados para dar estabilidade eletrônica para seus átomos; átomos perdem, ganham ou compartilham seus elétrons de valência para completar o octeto.

Há estabilidade quando os elétrons da camada de valência dos átomos de um metal são **transferidos** para os átomos de um não metal.



Também há estabilidade quando átomos de não metais **compartilham** seus elétrons da camada de valência.



Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia.

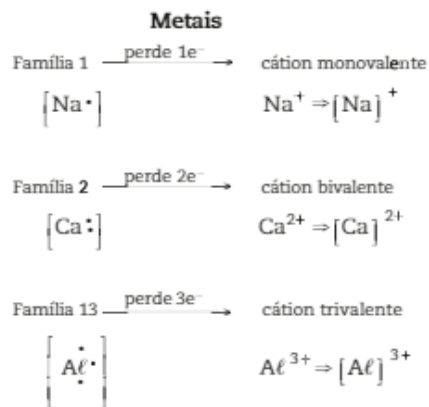
Vamos agora estudar alguns tipos de ligação.

2. LIGAÇÃO IÔNICA

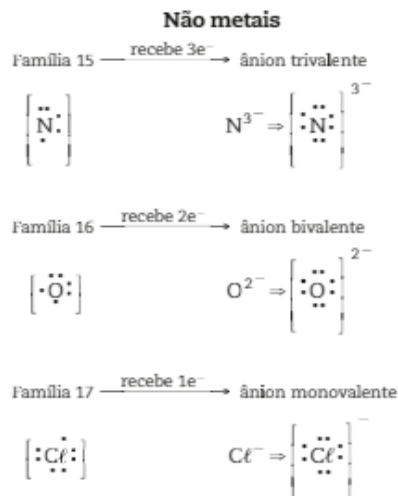
Como o próprio nome indica, a ligação iônica ocorre entre íons positivos (cátions) e negativos (ânions), e é caracterizada pela existência de forças de atração eletrostática entre eles.

Essa ligação ocorre, portanto, entre elementos que apresentam tendências opostas, ou seja, é necessário que um dos átomos participantes da ligação possua a tendência de perder elétrons, enquanto o outro, a de receber elétrons.

Os elementos das famílias 1, 2 e 13 (metais) tendem a perder os elétrons das suas camadas de valência, respectivamente, 1, 2 e 3 elétrons.



Os elementos das famílias 15, 16 e 17 (não metais) tendem a receber elétrons, respectivamente, 3, 2 e 1 elétrons, para completar o octeto.



Na tabela a seguir temos as fórmulas e os nomes de alguns íons monoatômicos.

Metal			Não metal		
Grupo	Cátion	Nome	Grupo	Ânion	Nome
1 (1 A)	Li^+	Lítio	15 (5 A)	N^{3-}	Nitreto
	Na^+	Sódio		P^{3-}	Fosfeto
	K^+	Potássio	16 (6 A)	O^{2-}	Óxido

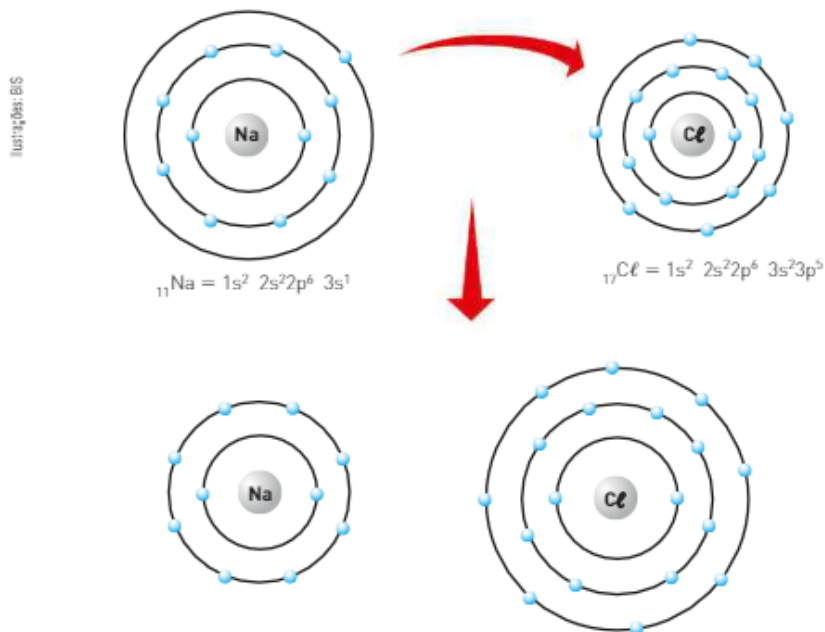
Os não metais do grupo 14 (4 A) tipicamente não formam íons. Contudo, os metais do Sn e Pb do grupo 14 (4 A) perdem elétrons e originam íons positivos.

O nome do composto iônico é dado por:

Nome do ânion + de + nome do cátion.

O composto iônico mais conhecido é o principal componente do sal de cozinha (cloreto de sódio), formado a partir de átomos de sódio (Na) e de cloro (Cl).

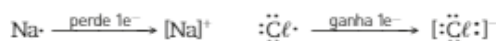
Tanto os átomos de sódio (Na), que têm 1 elétron na camada de valência, como os átomos de cloro (Cl), que têm 7 elétrons na camada de valência, tendem a atingir a estabilidade eletrônica, ficando ambos com 8 elétrons na camada de valência, completando o octeto. Nesse caso ocorre a transferência de 1 elétron do átomo de sódio para o átomo de cloro, originando íons: os cátions sódio (Na^+) e os ânions cloreto (Cl^-).



Representações de modelos atômicos fora de escala e em cores fantasia.

Esses íons, por apresentarem cargas elétricas de sinais opostos, se atraem e formam o cloreto de sódio.

Usando as representações de Lewis, temos:



Após a formação dos íons (Na^+ e Cl^-) eletronicamente estáveis, ocorre uma interação eletrostática (cargas com sinal contrário se atraem):



Os compostos assim formados são denominados **compostos iônicos** e constituem estruturas eletricamente neutras.

Compostos iônicos

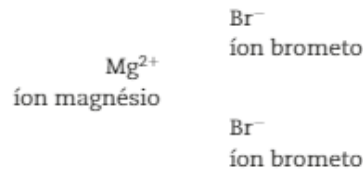
Fórmula dos compostos iônicos

A fórmula química de um composto representa os símbolos e os índices na menor proporção de números inteiros de íons. Na fórmula de um composto iônico, a somatória das cargas iônicas na fórmula é sempre zero, isto é, a quantidade total de carga positiva deve ser igual à quantidade total de carga negativa.

Considere a fórmula do brometo de magnésio. Os íons desse composto são o íon magnésio e o íon brometo. Veja:



Como a carga total do composto deve ser igual a zero, a proporção entre os íons será de 1 íon magnésio para 2 íons brometo, como segue:



Assim, a fórmula do brometo de magnésio será: Mg_1Br_2 .

Como o índice 1 pode ser omitido, temos: MgBr_2 .

Os compostos iônicos podem ser formados por metais de elementos representativos e também por outros metais que originam cátions. Vejamos alguns desses na tabela a seguir:

1																		18
	2												13	14	15	16	17	
Li ⁺	Mg ²⁺												Al ³⁺					
Na ⁺	Sr ²⁺				Cr ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺	Zn ²⁺							
					Cr ³⁺	Mn ³⁺	Fe ³⁺	Co ³⁺	Ni ³⁺	Cu ²⁺								
Rb ⁺	Ca ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺	Sn ⁴⁺				
Cs ⁺	Ba ²⁺									Au ⁺	Hg ₂ ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺				
										Au ³⁺	Hg ²⁺		Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺				

Note que alguns metais podem formar dois cátions possíveis, com cargas distintas; essas cargas devem ser indicadas em algarismo romano e fazer parte do nome do composto.

Por exemplo, o nome do composto FeCl_3 será cloreto de ferro III.

Existem também compostos iônicos formados por íons poliatômicos, isto é, formados por mais de um elemento químico. Veja na tabela a seguir alguns íons poliatômicos.

Fórmula	Nome	Fórmula	Nome
OH^{-}	Hidróxido	CO_3^{2-}	Carbonato
NH_4^{+}	Amônio	HCO_3^{-}	Hidrogenocarbonato ou bicarbonato
NO_3^{-}	Nitrato	CN^{-}	Cianeto
NO_2^{-}	Nitrito	SO_4^{2-}	Sulfato
ClO_4^{-}	Perclorato	HSO_4^{-}	Hidrogenossulfato ou bissulfato
ClO_3^{-}	Clorato	SO_3^{2-}	Sulfito
ClO_2^{-}	Clorito	HSO_3^{-}	Hidrogenossulfito ou bissulfito
ClO^{-}	Hipoclorito	PO_4^{3-}	Fosfato

O bicarbonato de sódio, componente do fermento químico, é um composto iônico formado por um íon poliatômico. Nesse composto temos os íons:

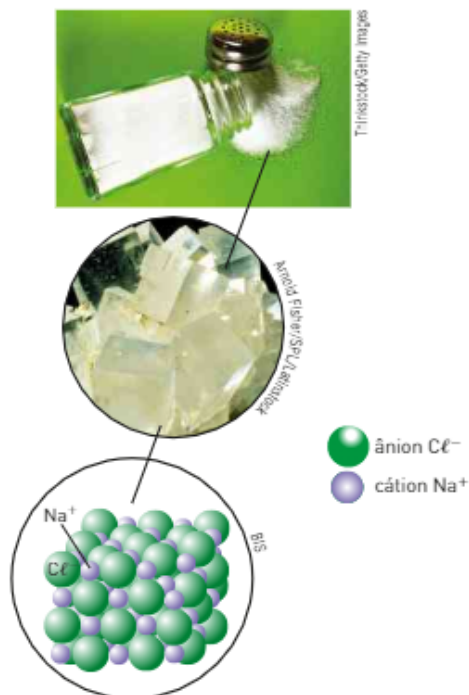
Íon bicarbonato: HCO_3^-

Íon sódio: Na^+

e sua fórmula pode ser representada por: NaHCO_3 .

Características dos compostos iônicos

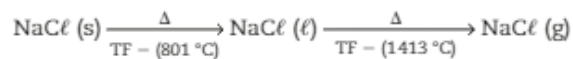
Os íons se unem devido às forças de atração eletrostática. Na prática, essa interação ocorre por todo o espaço onde cargas elétricas de sinais opostos se atraem. Em nível microscópico, a atração entre os íons acaba produzindo aglomerados com formas geométricas bem definidas, denominadas retículos cristalinos. No retículo cristalino, cada cátion atrai simultaneamente vários ânions, e cada ânion atrai simultaneamente vários cátions.



Composição de fotografias com representação esquemática do modelo do retículo cristalino do cloreto de sódio fora de escala e em cores fantasia.

A existência do retículo iônico determina as principais características dos compostos:

- São sólidos nas condições ambientes (temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ e pressão de 1 atm).
- Os compostos iônicos apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição.



- Submetidos a impacto, rompem-se facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços.
- Apresentam condutividade elétrica quando dissolvidos em água ou quando puros no estado líquido (fundidos) devido à existência de íons com liberdade de movimento.

ATIVIDADES



O principal componente do sal de cozinha é o cloreto de sódio, um composto químico formado na Terra há milhões de anos. O sal pode ser encontrado nos mares ou em locais que foram cobertos por camadas de sedimentos. É largamente empregado na alimentação humana e animal e em um grande número de indústrias: de tecidos, metais, plásticos, borracha etc.

A produção de sal marinho varia ao longo do ano, de acordo com as condições meteorológicas de cada região. No Brasil, a produtividade alcança maiores índices no Rio Grande do Norte, na costa compreendida entre Macau, Mossoró e Areia Branca, mas é pequena no Rio de Janeiro e no Ceará, menor ainda no Maranhão, em Sergipe e na Bahia.

As fotografias a seguir estão relacionadas com o cloreto de sódio.



O banho de mar é muito comum nas regiões litorâneas. Nessa imagem, mulher flutua no mar Morto (Jordânia, 2007).



Salinas na ilha de Lanzarote, Canárias, em 2012.



Embalagem de "sal líquido".

Com base nas informações acima e em seus conhecimentos, responda às questões de 1 a 5.

1. Como o sal é obtido a partir da água do mar?
2. Explique por que uma pessoa consegue ler, boiando, nas águas do mar Morto.
3. Na água do mar, existem vários íons dissolvidos, tais como:
 - cátion sódio Na^+
 - cátion magnésio Mg^{2+}
 - cátion potássio K^+
 - ânion cloreto Cl^-
 - ânion iodeto I^-
 - ânion sulfato SO_4^{2-}

Sabendo que os compostos iônicos são resultantes da combinação entre cátions e ânions, formando substâncias em que a carga total é igual a zero, escreva, no caderno, as fórmulas dos compostos iônicos:

- a) cloreto de sódio;
 - b) iodeto de potássio;
 - c) sulfato de magnésio;
 - d) cloreto de magnésio;
 - e) sulfato de sódio.
4. Cite três propriedades comuns a todas as substâncias da questão anterior.
 5. O que está incorreto no rótulo da embalagem reproduzida acima?

EXPLORE SEU MUNDO – ÁGUA MINERAL

Observando o rótulo de uma garrafa de água mineral, você irá notar que na sua composição química são indicados vários íons. Consulte as tabelas presentes neste capítulo e escreva, em seu caderno, as fórmulas desses íons.

Dieta com baixo teor de sódio

Os médicos costumam prescrever às pessoas hipertensas (que têm pressão alta) uma dieta com baixo teor de sódio. Isso não significa que elas devam diminuir o consumo de sódio metálico (Na). Na verdade, ninguém consome sódio metálico. O sódio é um metal muito reativo que, em contato com a água, libera grande quantidade de energia.

A recomendação médica refere-se aos *íons sódio* (Na)⁺ ingeridos quando consumimos, por exemplo, o sal de cozinha (Na⁺Cl⁻). Apesar de possuírem nomes e símbolos semelhantes, o átomo (Na) e o íon (Na)⁺ apresentam comportamento químico muito diferente.

Uma maneira de diminuir a ingestão de íons Na⁺ é substituir o sal de cozinha comum pelo sal *light*.



O sal *light* é formado por 50% de cloreto de sódio (NaCl) e 50% de cloreto de potássio (KCl). É indicado por médicos e nutricionistas para pessoas hipertensas.

O sal *light* não é indicado para pessoas com problemas renais. O mau funcionamento dos rins pode levar a um acúmulo de potássio no corpo, o que aumenta os riscos de problemas cardíacos. Por isso, só deve ser utilizado mediante recomendação médica.



O açaí e os flocos de cereais contêm grande quantidade de ferro.

Exemplo semelhante ocorre quando os médicos prescrevem ferro a pessoas anêmicas. O que os médicos recomendam é a ingestão de íons ferro II (Fe²⁺), encontrados, por exemplo, em sais de ferro II, como o sulfato ferroso (Fe²⁺SO₄²⁻).

A ingestão de íons Fe²⁺ é normalmente feita por meio da alimentação. O fígado de boi, por exemplo, é um alimento rico em ferro.

Reflita



1. A Organização Mundial da Saúde recomenda um consumo máximo de 2 000 mg (2 g) de sódio por pessoa ao dia, o que equivale a 5 g de sal (lembrando que 40% do sal, aproximadamente, é formado por sódio).

Faça uma análise de sua alimentação e procure a quantidade de sódio presente em cada alimento. Elabore uma tabela em seu caderno. Para orientações sobre a elaboração da tabela, consulte a página do Sistema Único de Saúde – Portal da Saúde. Disponível em: <http://dab.saude.gov.br/portaldab/calculo_sodio.php>. Acesso em: 6 abr. 2016.

Analisando seus hábitos alimentares, você está dentro desse valor ideal de consumo de sódio?

2. Você já reparou que em todo pacote de sal de cozinha aparece o termo “iodado”? A adição de compostos iodados ao sal de cozinha é obrigatória por lei. Pesquise e discuta com seus colegas qual é a finalidade dessa adição.

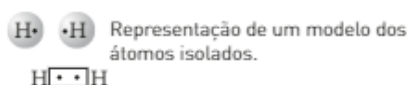
3. LIGAÇÃO COVALENTE

Um dos primeiros químicos a se destacar na área que estuda as ligações químicas foi Gilbert Lewis, ao propor que os átomos se ligariam pelo compartilhamento de pares eletrônicos da camada de valência.

Veja uma explicação para a formação da substância molecular mais simples: o gás hidrogênio (H_2); essa molécula é formada quando dois átomos de hidrogênio se unem.

Os átomos de hidrogênio, para ficarem com uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (no caso o He), precisam ter 2 elétrons na sua camada de valência. Para que isso ocorra é necessário que haja o compartilhamento de um par de elétrons. Esse processo pode ser representado assim:

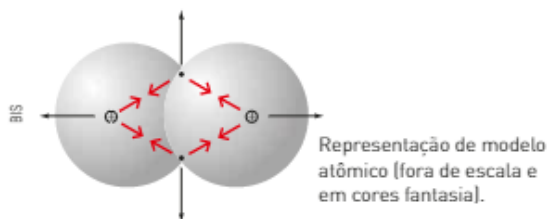
Hidrogênio: $1s^1$



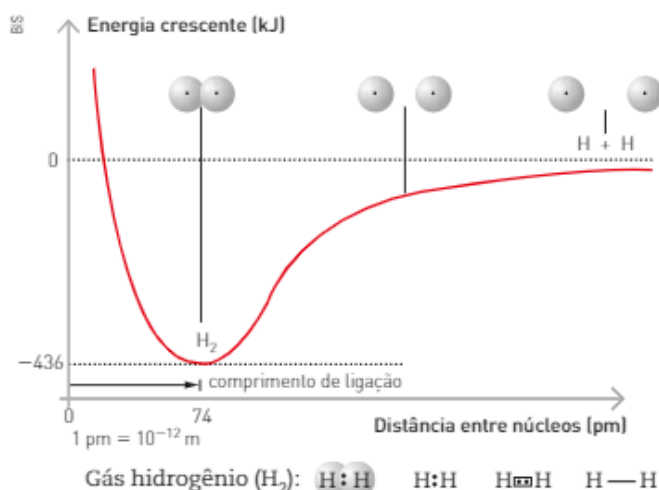
O par de elétrons compartilhado pelos dois átomos permite que ambos apresentem a configuração eletrônica de um gás nobre ($He: 1s^2$).

Os átomos permanecem unidos por um conjunto de forças que podem ser classificadas como:

- atrativas: entre os elétrons e os núcleos;
- repulsivas: elétron-elétron e núcleo-núcleo.



O equilíbrio entre esse conjunto de forças ocorre a certa distância entre os núcleos, que corresponde a uma situação de menor energia e máxima estabilidade. Nessas condições, essa distância corresponde ao comprimento de ligação.



Lawrence Berkeley National Laboratory/SP4, JPL/ISTOCK

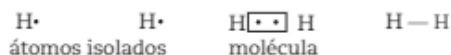
Gilbert Newton Lewis (1875-1946) foi um dos químicos estadunidenses mais influentes de seu tempo. Formou-se na Universidade de Harvard e, de 1907 até 1912, foi professor do Instituto de Tecnologia de Massachusetts (MIT). Em 1912 transferiu-se para a Universidade da Califórnia, em Berkeley, onde foi professor e reitor até sua morte.

1. O sinal negativo, no gráfico, indica estar havendo liberação de energia.
2. Na sequência do gráfico, você vê três diferentes formas de representar uma molécula: a **fórmula molecular** (H_2), a **fórmula eletrônica** ou **fórmula de Lewis** ($H : H$) e a **fórmula estrutural** ou **fórmula estrutural plana** ou **de Couper** ($H - H$). Você saberá mais a respeito ainda neste capítulo, no tópico "Fórmulas dos compostos moleculares".

Para Lewis, os pares eletrônicos podem ser constituídos por 1 elétron de cada átomo, ou por 2 elétrons de um mesmo átomo, e são compartilhados simultaneamente pelos dois átomos envolvidos na ligação.

A ligação covalente e a tabela periódica

Os átomos de hidrogênio têm 1 elétron na sua camada de valência e se estabilizam com 2 elétrons. Quando 2 átomos de hidrogênio (H) se unem, formando o gás hidrogênio (H_2), ocorre o compartilhamento de um par eletrônico:



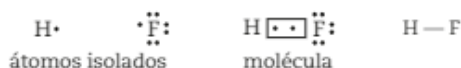
Na molécula H_2 , ambos os átomos apresentam 2 elétrons compartilhados.

Cada átomo de hidrogênio sempre estabelece uma ligação covalente simples com qualquer outro átomo que não seja um metal.

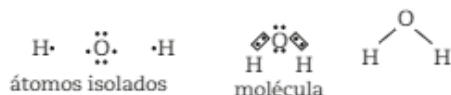
Observe como os átomos de hidrogênio se ligam a átomos de elementos das famílias 17, 16, 15 e 14. Os elementos da família 17, como o flúor, têm 7 elétrons na camada de valência. Esses átomos precisam de 1 elétron para se estabilizarem, isto é, completarem o octeto.



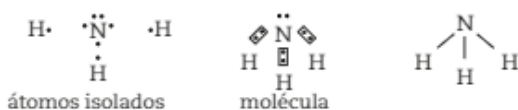
O flúor precisa de mais 1 elétron, e cada átomo de hidrogênio participa na ligação com 1 elétron. Para estabilizar o átomo de flúor, portanto, basta um átomo de hidrogênio.



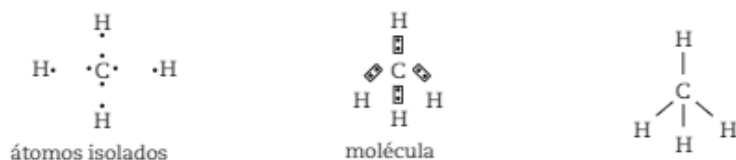
Os elementos da família 16, como o oxigênio, têm 6 elétrons na camada de valência e, para se estabilizar, devem compartilhar dois de seus elétrons. Para isso, devem se ligar a dois átomos de hidrogênio.



Os elementos da família 15, como o nitrogênio, têm 5 elétrons na camada de valência e, por isso, devem compartilhar 3 deles. Quando 1 átomo de nitrogênio se combina com o elemento H, são necessários 3 átomos de hidrogênio, pois este só pode compartilhar um elétron.

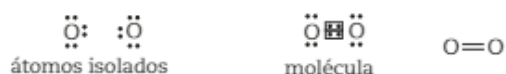


Os átomos do elemento carbono, que pertence à família 14, têm 4 elétrons na sua camada de valência e, por isso, devem compartilhar 4 deles. Quando um átomo de carbono se combina com átomos de hidrogênio, são necessários 4 átomos deste, pois o hidrogênio só pode compartilhar 1 elétron.



Como vimos, átomos de hidrogênio só podem fazer ligações covalentes simples, porém átomos de elementos de outras famílias podem estabelecer ligações covalentes duplas ou triplas.

Na formação da molécula do gás oxigênio (O_2) ocorre o compartilhamento de 2 elétrons de cada átomo, estabelecendo uma ligação covalente dupla.



O gás nitrogênio (N_2) tem suas moléculas formadas pela união de dois átomos de N por meio do compartilhamento de 3 elétrons de cada um, estabelecendo uma tripla ligação.

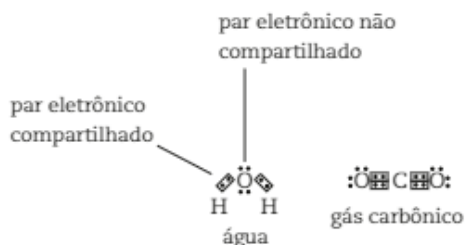


Compostos moleculares

Fórmulas dos compostos moleculares

A representação do número e dos tipos de átomos que formam uma molécula é feita por uma fórmula química. Existem três tipos de fórmulas: a molecular, a eletrônica e a estrutural plana.

- Fórmula molecular – é a representação mais simples e indica apenas quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula. Exemplos: H_2O (água); CO_2 (gás carbônico).
- Fórmula eletrônica – também conhecida como fórmula de Lewis, mostra, além dos elementos e do número de átomos envolvidos, os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos e ainda não compartilhados:



- Fórmula estrutural plana – também conhecida como fórmula estrutural de Couper, mostra as ligações entre os elementos, sendo cada par de elétrons entre dois átomos representado por um traço:



Com base nas fórmulas moleculares, podemos construir as fórmulas eletrônicas e estruturais usando diferentes modelos.

Vejam os dois desses modelos:

1º modelo: devemos conhecer a fórmula molecular e o número de elétrons da camada de valência de cada átomo e fazer o compartilhamento dos elétrons necessários para completar o octeto. Veja os exemplos:

Fórmula molecular	Átomos isolados com os elétrons da camada de valência	Formação dos pares eletrônicos	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
OF ₂				
NCℓ ₃				
SO ₂				

Você pode notar que, no caso do SO₂, uma das ligações foi feita por meio do compartilhamento de dois elétrons de apenas um dos átomos envolvidos: o enxofre. Não existe restrição a esse compartilhamento, desde que seja completado o octeto.

2º modelo: conhecendo a fórmula molecular, podemos representar as fórmulas estruturais e eletrônicas considerando o número de elétrons com os quais os átomos se estabilizam, ou seja, completam o octeto. Assim, o hidrogênio se estabiliza com 2 elétrons (semelhante ao hélio), e os demais elementos, com 8 elétrons, que é o número de elétrons que os gases nobres apresentam em sua camada de valência. Note que cada par compartilhado corresponde a uma ligação, representada por um traço.

Vejam alguns exemplos:

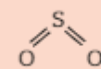
- Para a molécula de HCl:

Inicialmente, devemos saber com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:

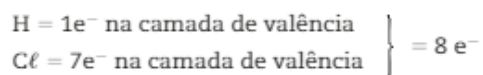
$$\left. \begin{array}{l} \text{H} = \text{se estabiliza com } 2 \text{ e}^- \\ \text{Cl} = \text{se estabiliza com } 8 \text{ e}^- \end{array} \right\} = 10 \text{ e}^-$$

Total de elétrons necessários para estabilizar = 10 e⁻

No Ensino Superior é utilizado outro modelo, denominado expansão do octeto. Por esse modelo, a molécula de SO₂ é representada por:



Também devemos conhecer o número de elétrons que existem na camada de valência de cada átomo.



Total de elétrons nas camadas de valências = $8 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($10 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valência ($8 e^-$) é: $10 - 8 = 2$.

Dois ($2 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, ao número de ligações.

Assim, temos:

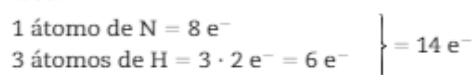


Se desejarmos representar os elétrons não compartilhados, no caso, pelo cloro (Cl), basta completar com pares eletrônicos até atingir o octeto.



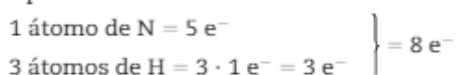
- Para a molécula de NH_3 :

Inicialmente, devemos conhecer com quantos elétrons cada átomo se estabiliza, no caso:



Total de elétrons necessários para estabilizar = $14 e^-$

Apresentam na camada de valência:



Total de elétrons nas camadas de valência = $8 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($14 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valências ($8 e^-$) é: $14 - 8 = 6$

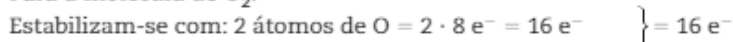
Seis ($6 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 3 ligações covalentes (—), que devem ser utilizadas para unir os átomos. Assim, temos:



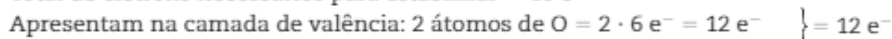
Para a representação dos elétrons não compartilhados, no caso, pelo nitrogênio (N), devemos representar um par eletrônico e o octeto será alcançado.



- Para a molécula de O_2 :



Total de elétrons necessários para estabilizar = $16 e^-$



Total de elétrons nas camadas de valência = $12 e^-$

A diferença entre o total de elétrons necessários para estabilizar ($16 e^-$) e o total de elétrons nas camadas de valências ($12 e^-$) é: $16 - 12 = 4$.

Quatro ($4 e^-$) corresponde ao número de elétrons compartilhados e, consequentemente, a 2 ligações covalentes (—), que devem ser utilizadas para unir os átomos:



Note a existência de uma dupla ligação.

Representando os elétrons não compartilhados:



- Para a molécula de CO:

$$\text{Precisam de } \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ C} \cdot 8 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- \\ 1 \text{ O} \cdot 8 \text{ e}^- = 8 \text{ e}^- \end{array} \right\} 16 \text{ e}^-$$

$$\text{Possuem } \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ C} \cdot 4 \text{ e}^- = 4 \text{ e}^- \\ 1 \text{ O} \cdot 6 \text{ e}^- = 6 \text{ e}^- \end{array} \right\} 10 \text{ e}^-$$

A diferença $6 \text{ e}^- \rightarrow 3$ ligações



Note a existência de uma tripla ligação.

Representando os elétrons não compartilhados:



Lembre-se de que esses são alguns modelos elaborados para explicar as estruturas e o comportamento das substâncias e ainda que modelos servem para ressaltar apenas alguns aspectos do fenômeno que estamos tratando, e não são definitivos.

Características dos compostos moleculares

Da mesma forma que nos compostos iônicos, as propriedades das substâncias moleculares são diferentes das propriedades dos elementos que as formam.

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, essas substâncias são denominadas moleculares. Em condições ambientes, as substâncias moleculares podem ser encontradas nos três estados físicos:

Substância	Fórmula	Estado físico (a 25 °C e 1 atm)
gás hidrogênio	H ₂	gasoso
água	H ₂ O	líquido
sacarose	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	sólido

As substâncias moleculares geralmente apresentam temperatura de fusão (TF) e temperatura de ebulição (TE) inferiores às das substâncias iônicas e, quando puras, não conduzem corrente elétrica.

As substâncias formadas por ligações covalentes, quando no estado sólido, podem apresentar dois tipos de retículos cristalinos:

- **retículo cristalino molecular:** H₂O (s); CO₂ (s); C₁₂H₂₂O₁₁ (s). Nesse tipo de retículo, ocorrem interações entre as moléculas que as mantêm unidas;
- **retículo cristalino covalente:** C_{diam}; C_{graf}; SiO₂. Nesse tipo de retículo, todos os átomos estão unidos por ligações covalentes.

As substâncias que apresentam retículo covalente apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição e são denominadas de macromoléculas.
O grafite é utilizado como lubrificante sólido e apresenta condutividade elétrica no estado sólido.

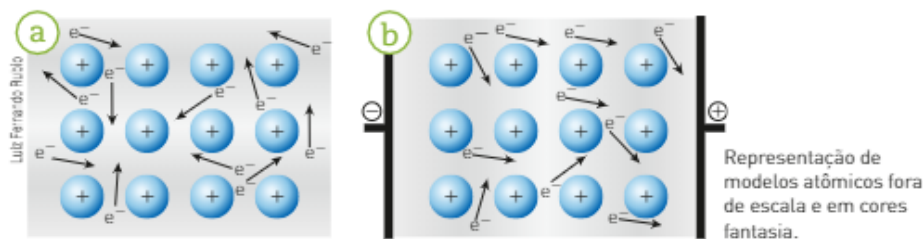
Experimentos com raios X mostram que os retículos cristalinos dos metais sólidos consistem em um agrupamento de cátions fixos, rodeados por um “mar” de elétrons. Segundo essa interpretação, esses elétrons são provenientes da camada de valência dos respectivos átomos e não são atraídos por nenhum núcleo em particular: eles são deslocalizados. Esses elétrons ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se moverem através do cristal é responsável pelas propriedades que caracterizam os metais:

- **condutibilidade** — são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor;
- **maleabilidade** — possuem capacidade de serem moldados em lâminas, chapas muito finas;
- **ductibilidade** — capacidade de serem moldados em fios;
- **elevadas temperaturas de fusão e ebulição** — em geral, os metais apresentam elevadas temperaturas de fusão e ebulição. Veja alguns exemplos.

Elemento	chumbo	ferro	níquel	ouro
Símbolo	Pb	Fe	Ni	Au
TF (°C)	327	1538	1455	1064
TE (°C)	1749	2861	2913	2856

Algumas exceções: mercúrio (TF = -38,8 °C), gálio (TF = 30 °C) e frâncio (TF = 28,5 °C).

Com 1 g de ouro é possível obter um fio de 3 quilômetros de extensão e 0,005 milímetros de diâmetro.



Na figura **a** estão representados cátions fixos envolvidos por uma nuvem de elétrons (representados por setas pretas) da camada de valência que se movimentam constante e desordenadamente. Quando na presença de um campo elétrico — figura **b** —, forma-se um fluxo de elétrons no sentido do polo positivo. Esse fluxo ordenado de elétrons é a corrente elétrica.

Ligas metálicas

As ligas metálicas são materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos, sendo pelo menos um deles metal.

As propriedades de uma liga normalmente são diferentes das propriedades dos seus elementos constituintes, quando analisados separadamente. As ligas metálicas possuem algumas características que os metais puros não apresentam e por isso são muito produzidas e utilizadas. Veja os exemplos a seguir.

- **Diminuição da temperatura de fusão:** liga de metal fusível.
Constituição: Bi, Pb, Sn e Cd.
Uso: em fusíveis elétricos que se fundem e se quebram, interrompendo a passagem de corrente elétrica.
- **Aumento da dureza:** liga de ouro de joalheria.
Constituição: Au, Ag e Cu.
Uso: na manufatura de joias e peças de ornamento.
- **Aumento da resistência mecânica:** aço.
Constituição básica: Fe e C.
Uso: na fabricação de peças metálicas que sofrem tração elevada, principalmente em estruturas metálicas.



Eocen/Alamy.com/Masterfile/Other Images

O ouro 18 quilates é uma mistura formada basicamente por 75% de ouro, sendo os 25% restantes de cobre e prata.



Bronze: liga de Cu e Sn usada na produção de sinos, medalhas, moedas, estátuas. Na fotografia, a escultura *Pequena bailarina de 14 anos*, de Edgar Degas (1834-1917). Altura: 97 cm.



A liga de Al e Ti é usada na indústria aeronáutica por ser mais leve e resistente.



Latão: liga de Cu e Zn usada na produção de tubos, armas, torneiras, instrumentos musicais.

O profissional que explora as propriedades dos metais e suas ligas é o engenheiro metalúrgico.

Mundo do trabalho

Engenheiro metalúrgico

Os engenheiros metalúrgicos têm competência para projetar e desenvolver novos materiais metálicos, ou seja, estudam os metais e suas aplicações na indústria. Atuam na extração, no tratamento e na redução e refino dos minérios para obtenção do metal. Supervisionam os processos de fusão ou fundição e podem trabalhar no desenvolvimento, na produção e aplicação de metais e ligas em diversos setores industriais.

O engenheiro metalúrgico é preparado para desenvolver novos materiais e processos de produção de peças, máquinas e estruturas. Pode-se dizer que esse profissional atua durante todo o processo, desde a extração do minério, na segregação do metal, no desenvolvimento de novas ligas metálicas, até a obtenção de produtos, como automóveis, aviões, navios, eletrodomésticos etc. Também pode trabalhar em refinarias e na indústria nuclear.

O engenheiro metalúrgico pode, ainda, gerir recursos humanos e financeiros em indústrias. Na prática, esse profissional está apto a atuar em qualquer empresa que, de alguma forma, trabalha com metais.

A produção de vergalhões de aço, que fazem parte da estrutura de nossas residências, e utensílios de aço inoxidável, como talheres, geladeiras e lavadoras de roupas dependem da atividade do engenheiro metalúrgico. Os chassis e motores dos carros são feitos com componentes de aço ou alumínio. Implantes de titânio são utilizados para a recuperação de fraturas ósseas; e aparelhos ortodônticos utilizam fios de "ligas de memória de forma" de níquel-titânio para a correção da arcada dentária.



No início do curso o aluno tem aulas das disciplinas básicas comuns às engenharias, como Cálculo, Álgebra, Estatística, Física e Química.

Há boas perspectivas para os engenheiros metalúrgicos nas regiões Norte e Nordeste: na Bahia há uma siderúrgica em funcionamento. No Maranhão, a produção de gusa e alumínio demandam metalurgistas. Além disso, há perspectivas de novos empreendimentos como siderúrgicas e refinarias no Ceará, no Maranhão e em Pernambuco e a exploração de urânio em Itatiaia, Minas Gerais.

Apesar de o Brasil ser um grande produtor de aço em todo o mundo, os profissionais na área ainda são poucos, quando comparados com as outras engenharias. Podem atuar em indústrias siderúrgicas automobilísticas, de extração mineral, mecânicas, navais, petroquímicas, nuclear, de metalurgia, aeronáutica e de fundição extrativa mineral.

Outras possibilidades estão no setor público, em bancos de investimento e desenvolvimento, e na consultoria. Se quiser trabalhar como pesquisador e ter uma vida acadêmica, o engenheiro metalúrgico tem a possibilidade de atuar em instituições de pesquisa ou laboratórios, e em universidades, como docente.

Fonte das informações: Universidade Federal do Ceará. Engenharia metalúrgica. Disponível em: <<http://www.ufc.br/ensino/guia-de-profissoes/543-engenharia-metalurgica>>. Acesso em: 7 abr. 2016.

CONEXÃO

Cidadania

Reciclagem de metais

A metalurgia e a reciclagem se confundem ao longo da História, pois as sucatas são geralmente as matérias-primas mais convenientes na fundição, não havendo também perdas de qualidade no processo.

Os metais são muito utilizados em equipamentos, estruturas, embalagens etc., devido à sua elevada durabilidade, resistência e facilidade de conformação. Separam-se magneticamente as sucatas em ferrosas e não ferrosas e ainda em:

- sucatas pesadas: geralmente encontradas nos "ferros-velhos" (vigas, equipamentos, chapas, grelhas etc.);
- sucatas de processo: cavacos, limalhas e rebarbas, além de peças defeituosas que voltam ao processo industrial;
- sucatas de obsolescência: materiais destinados ao lixo após o uso.

O cobre é muito utilizado para ligas: latão e bronze e revestimento de artefatos metálicos.

O estanho é utilizado para revestir internamente latas de aço (folhas-de-flandres) no setor de embalagens, principalmente para alimentos, para evitar a corrosão pelo alimento.

O cromo é utilizado para revestir latas e vários artefatos metálicos.

O zinco e o níquel são utilizados também para revestir artefatos metálicos.

Aço é uma liga de ferro com carvão e baixíssimas quantidades de outros metais (molibdênio, cromo, níquel, tungstênio, nióbio etc). Dependendo deste outro metal, temos os diferentes tipos de aços.

É preciso reciclar

Os metais são 100% recicláveis. Por exemplo, para fabricação de uma tonelada de alumínio, são necessárias 5 toneladas de bauxita. A reciclagem de uma tonelada de sucata de alumínio economiza 5 toneladas de bauxita, um recurso natural não renovável.

As latas, tanto as de folhas-de-flandres quanto as de alumínio, são as principais sucatas metálicas desprezadas hoje em dia e que podem ser recuperadas em grandes quantidades pela coleta seletiva.

Cada tonelada de aço reciclado representa uma economia de 1 140 kg de minério de ferro, 154 kg de carvão e 18 kg de cal. Já na reciclagem do alumínio, a economia de energia é de 95% em relação ao processo primário, economizando a extração de 5 toneladas de bauxita (matéria-prima para se fabricar o alumínio) por tonelada reciclada, sem contar toda a lama vermelha (resíduo da mineração) que é rejeitada.

Geralmente os metais ferrosos são direcionados para as usinas de fundição, onde a sucata é colocada em fornos elétricos ou a oxigênio, aquecidos a 1550 graus Celsius. Após atingir o ponto de fusão e chegar ao estado líquido, o material é moldado em tarugos e placas metálicas, que serão cortados na forma de chapas de aço. A sucata demora somente um dia para ser reprocessada e transformada novamente em lâminas de aço usadas por vários setores industriais – das montadoras de automóveis às fábricas de latifundios em conserva.

O alumínio também é encaminhado para a fundição, obedecendo a parâmetros específicos de processamento. O alumínio reciclado está presente na indústria de autopeças, na fabricação de novas embalagens, entre outros usos.

Pode-se concluir que os benefícios da reciclagem de metais são:

- economia de minérios;
- economia de energia;
- economia de água;
- aumento da vida útil dos lixões;
- diminuição das áreas degradadas pela extração do minério;
- diminuição da poluição;
- geração de empregos e recursos econômicos para os intermediários.

Fonte das informações: Ambiente Brasil. Reciclagem de metal. Disponível em: <http://ambientes.ambientebrasil.com.br/residuos/reciclagem/reciclagem_de_metal.html>. Acesso em: 7 abr. 2016.

Refleta



1. O que podemos fazer, na nossa comunidade, em relação ao descarte de metais?
2. "Se uma comunidade cultiva o ato de reciclar, então ela tem consciência dos problemas ambientais." Isso é verdadeiro? O fato de sermos campeões mundiais de reciclagem de alumínio significa que somos mais conscientes que a população de outros países? Justifique sua resposta.

Para ampliar seu conhecimento

Para saber mais sobre os metais, sua história, composição, tipos, produção e reciclagem, consulte a página da Recicloteca. Disponível em: <<http://www.recicloteca.org.br/material-reciclavavel/metal/>>. Acesso em: 7 abr. 2016.

A tabela abaixo mostra, de maneira simplificada, os 4 diferentes tipos de retículo cristalino estudados até agora.

Tipo de cristal	Tipo de ligação	Características	Exemplos
iônico	atração eletrostática	Duro, quebradiço, TF e TE elevadas, maus condutores de calor e eletricidade.	NaCl (cloreto de sódio) CaO (cal)
molecular	atrações intermoleculares	TF e TE baixas, maus condutores de calor e eletricidade.	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarose) CO ₂ (gás carbônico) H ₂ O (água)
covalente	ligações covalentes entre os átomos	Duros, elevadas TF e TE, maus condutores de calor e eletricidade (exceção: grafite).	C _{diamante} SiO ₂ (quartzo)
metálico	ligação metálica	Geralmente duros, TF e TE geralmente elevadas, bons condutores de calor e eletricidade.	Fe(s) Au(s)

ATIVIDADES



Leia com atenção o texto a seguir:

Há cerca de 10 mil anos os seres humanos viviam na chamada Idade da Pedra. Os objetos desse período eram feitos de pedra, madeira e ossos. Com a descoberta do bronze (há aproximadamente 6 mil anos) foram fabricados armamentos, bem como as joias e as moedas de ouro. É a chamada Idade do Bronze. Contudo, uma nova descoberta propiciaria a fabricação de objetos mais duros e resistentes que o bronze: trata-se da descoberta do ferro (4 mil anos atrás).



Idade da Pedra (há 10 mil anos).



Ferramentas feitas de pedra.



Idade do Bronze (há 6 mil anos.)



Armas feitas de bronze; joias e moedas feitas de ouro.



Idade do Ferro (há 4 mil anos).



Ligas de ferro são mais duras e resistentes que o bronze.

Com o uso da eletricidade (há 200 anos), foi possível obter sódio, potássio e alumínio.

Somente alguns metais são encontrados livres (estado nativo) na natureza: ouro, prata, platina, cobre e mercúrio.

Com base nas informações, responda às questões de 9 a 13.

9. Escreva em seu caderno o símbolo dos metais mencionados.
10. Escreva em seu caderno a composição da única liga mencionada.
11. Atualmente, as joias de ouro (18 quilates) são ligas formadas por quais metais?
12. Quais são as cores dos metais que não apresentam a cor cinza metálica?
13. Antigamente, as panelas eram feitas de ferro ou cobre. Com qual metal atualmente são feitas as panelas?

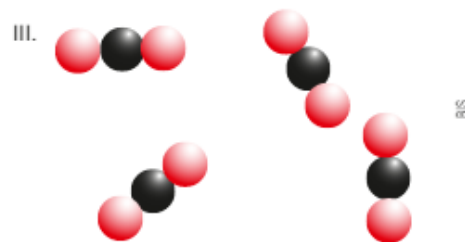
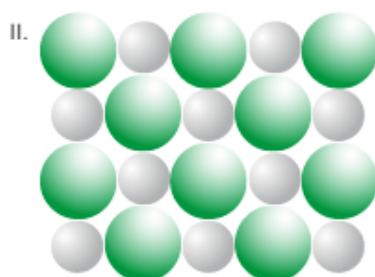
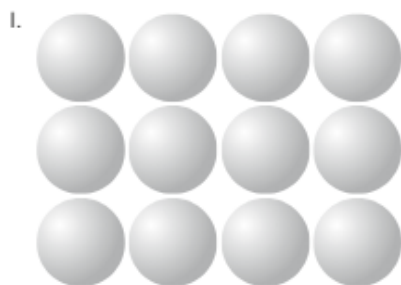
14. Na fabricação de qualquer objeto metálico, seja um parafuso, uma panela, uma joia, seja um carro ou um foguete, a metalurgia está presente na extração de metais, a partir dos minérios correspondentes, na sua transformação e na sua moldagem.

Muitos dos processos metalúrgicos atuais têm em sua base conhecimentos desenvolvidos há milhares de anos, como mostra o quadro:

Milênio antes de Cristo	Métodos de extração e operação
antes de 4000 a.C.	Conhecimento do ouro e do cobre nativos.
4000-3000 a.C.	Conhecimento da prata e das ligas de ouro e prata. Obtenção do cobre e do chumbo a partir de seus minérios. Técnicas de fundição.
3000-2000 a.C.	Obtenção do estanho a partir do minério. Uso do bronze.
2000-1000 a.C.	Introdução do fole e aumento da temperatura de queima. Início do uso do ferro.
de 1000 a.C. até o início da Era Cristã	Obtenção do mercúrio e dos amálgamas. Cunhagem de moedas.

Podemos observar que a extração e o uso de diferentes metais ocorreram a partir de diferentes épocas. Uma das razões para que a extração e o uso do ferro tenham ocorrido após a época do cobre ou a do estanho é:

- a inexistência do uso de fogo que permitisse sua moldagem.
 - a necessidade de temperaturas mais elevadas para sua extração e moldagem.
 - o desconhecimento de técnicas para a extração de metais a partir de minérios.
 - a necessidade do uso do cobre na fabricação do ferro.
 - seu emprego na cunhagem de moedas, em substituição ao ouro.
15. (UFPE) Cite três propriedades referentes aos metais. Dê cinco exemplos de metais.
16. Observe as ilustrações a seguir.



Os modelos atômicos estão representados por esferas fora de escala e em cores fantasia.

Associe as ilustrações com as substâncias à temperatura ambiente listadas a seguir e justifique a sua resposta:

- a) cloreto de potássio (KCl) b) alumínio c) gás carbônico (CO₂)

Capítulo 16

Geometria molecular e polaridade

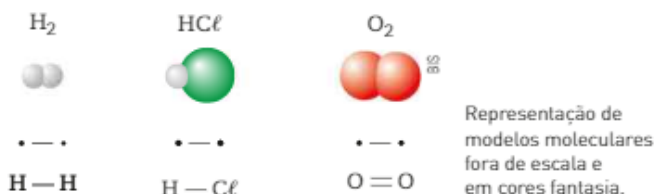
Até aqui, aprendemos a maneira como os átomos se ligam para formar substâncias. Agora, precisamos compreender como esses átomos se dispõem no espaço, quando ligados. Desse arranjo espacial dependem muitas das propriedades das substâncias.

1. GEOMETRIA MOLECULAR

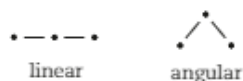
A geometria molecular refere-se à figura geométrica formada quando imaginamos linhas retas unindo todos os núcleos dos átomos de uma molécula.

As moléculas são formadas por átomos envolvidos em ligações e podem apresentar, na sua constituição, de dois a milhares de átomos. A disposição espacial dos núcleos desses átomos é que irá determinar diferentes formas geométricas para as moléculas.

Todas as moléculas formadas por dois átomos (diatômicas) têm dois núcleos, que determinam uma única reta entre eles. Assim, a geometria dessas moléculas é linear.



Já moléculas triatômicas, com três núcleos, podem apresentar geometrias diferentes:



À medida que aumenta o número de átomos que formam a molécula, aumenta o número de geometrias possíveis.

Uma das maneiras mais simples e mais usadas atualmente para prever a geometria de moléculas que apresentam mais de dois átomos consiste na utilização do modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (RPECV). Esse modelo, proposto em 1957 por Ronald Gillespie (1924 -) e Ronald S. Nyholm (1917 -), consegue prever as geometrias moleculares de várias substâncias, a partir de estruturas de Lewis.

Esse modelo está baseado na ideia de que os pares eletrônicos ao redor de um átomo central, estejam ou não participando das ligações, comportam-se como nuvens eletrônicas que se repelem entre si, de forma a ficarem orientadas no espaço com a maior distância angular possível. Nele, considera-se a repulsão entre grupos de elétrons. Um **grupo de elétrons** é um conjunto de elétrons de valência, localizado em uma região ao redor de um átomo central, que repele outros grupos de elétrons de valência.

Um grupo de elétrons é um conjunto que forma uma nuvem eletrônica, que pode corresponder a:

- uma ligação covalente simples: —
- uma ligação covalente dupla: =
- uma ligação covalente tripla: ≡
- um par de elétrons não compartilhados: ••




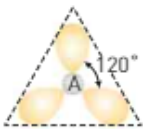


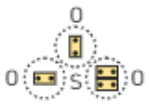
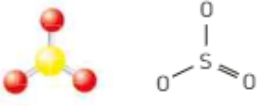

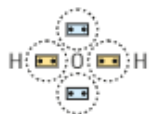


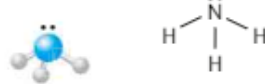
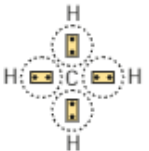
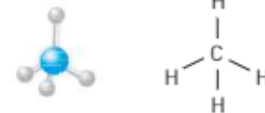


1 nuvem eletrônica

A representação de cada nuvem eletrônica com um formato ovalado é um mero recurso didático para facilitar a visualização da geometria molecular.

A **geometria das moléculas**, porém, será determinada pela posição dos núcleos dos átomos ligados ao átomo central A. Considerando a orientação das nuvens e o número de átomos ligados ao átomo central, temos as possíveis geometrias moleculares, de acordo com a posição dos núcleos dos átomos.

No quadro a seguir, que apresenta as geometrias de alguns compostos, podemos observar a relação da geometria das moléculas com o número de nuvens eletrônicas localizadas ao redor do átomo central e o número de átomos a ele ligados.

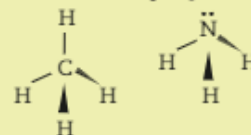
Nº de nuvens ao redor do átomo central (A)	Orientação das nuvens	Moléculas típicas e fórmulas eletrônicas	Disposição dos átomos e elétrons não compartilhados (*)	Geometria molecular
2 CO ₂				sempre linear
3 SO ₂ 2 átomos ligantes	 átomo A no centro de um triângulo			angular
SO ₃ 3 átomos ligantes				trigonal
4 H ₂ O 2 átomos ligantes	 átomo A no centro de um tetraedro			angular
NH ₃ 3 átomos ligantes				piramidal
CH ₄ 4 átomos ligantes				tetraédrica

[*] Observe que cada par de elétrons não compartilhado corresponde a uma nuvem eletrônica que interfere na disposição dos átomos ao redor do átomo central e, conseqüentemente, na geometria da molécula; isso ocorre com as moléculas SO₂, H₂O e NH₃.

Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.


Para representar espacialmente as moléculas costuma-se usar a seguinte representação para indicar as suas posições:



- : ligação entre átomos no plano da folha;
- ◀ : ligação entre um átomo que se encontra no plano da folha (ponta) e um átomo situado acima do plano da folha;
- ou ▶ : ligação entre um átomo que se encontra no plano da folha e um átomo situado atrás do plano da folha (ponta).



2. O texto que você leu enfatiza a importância do olfato para a sobrevivência humana. Você já passou por alguma situação em que o uso do olfato tenha sido decisivo para sua integridade física?

Para ampliar seu conhecimento

 **O cheiro das coisas**, de Bettina Malnic. Rio de Janeiro: Vieira & Lent. De todos os sentidos, o olfato é o que está mais intimamente ligado às regiões do cérebro envolvidas a emoções e memórias. O livro desta pesquisadora brasileira, que trabalhou com Linda Buck nas pesquisas sobre a bioquímica do olfato, trata desse e de outros assuntos.

  Se você se interessou pelo tema olfato, leia o livro **O perfume**, romance do escritor alemão Patrick Süskind. Rio de Janeiro: Record. Se preferir, veja o filme **Perfume: a história de um assassino**, que é uma adaptação do livro.

EXPLORE SEU MUNDO – VOCÊ POSSUI BOM OLFATO?

Verifique se você tem habilidade para identificar algumas fragrâncias: escolha alguns perfumes presentes em sua casa e coloque algumas gotas destes em pedaços separados de papel de filtro. Agitando então o papel de filtro próximo ao nariz, tente identificar o aroma sentido e compare-o com alguma outra fragrância que você conheça, de origem natural. Monte um quadro estabelecendo as relações.

ATIVIDADES



17. Observe os modelos a seguir:



Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.

Indique a forma geométrica de cada molécula.

18. Associe corretamente os componentes da coluna A com as geometrias moleculares presentes na coluna B.

Coluna A		Coluna B	
Fórmula molecular	Fórmula	Fórmula molecular	Fórmula
I. H ₂	H—H	VIII. H ₂ S	H— $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}}$ —H
II. O ₂	O=O	IX. CCl ₂	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
III. H ₂ O	H— $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$ —H	X. HCCl ₃	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
IV. NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	XI. N ₂	N≡N
V. CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	XII. SO ₂	O= $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}}$ —O
VI. CO ₂	O=C=O		
VII. BF ₃	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F}-\text{B}-\text{F} \end{array}$		

- a) linear
b) angular
c) piramidal
d) trigonal
e) tetraédrica

Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Repulsão dos pares eletrônicos

Você já deve ter percebido que cada nuvem eletrônica (uma ligação simples, dupla ou tripla) pode ser representada por uma bexiga de forma ovoide.

Com algumas bexigas cheias de ar, você pode criar modelos que serão úteis para visualizar e entender melhor a geometria molecular. Quando unidas pelos bicos, as bexigas ficarão dispostas espacialmente sempre da mesma maneira.

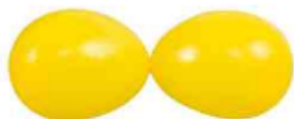
Material necessário

- 9 bexigas cheias de ar

Procedimento

De acordo com o número de nuvens eletrônicas envolvidas em cada caso, você deve unir as bexigas e, em seguida, jogá-las para cima, observando a forma que elas assumem quando chegam ao chão.

Considere o local de união das bexigas como o átomo central (A).



1º caso: molécula com duas nuvens ao redor do átomo central.



2º caso: molécula com três nuvens ao redor do átomo central.



3º caso: molécula com quatro nuvens ao redor do átomo central.

Fotografias: Sérgio Oota Jr./The Next

Discussão

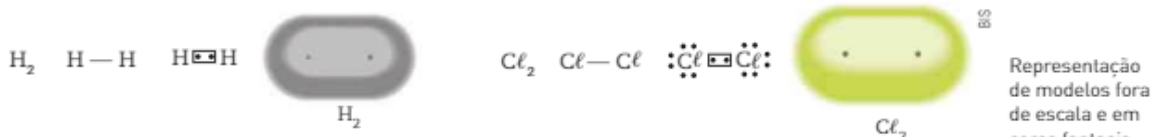
1. Com seu grupo, pense em outros materiais que podem ser utilizados na confecção de modelos para o estudo da geometria molecular. Utilizem como critérios para a escolha desses materiais a facilidade de obtenção e a segurança no manuseio.
2. Depois de chegarem a uma conclusão sobre os materiais mais adequados, organizem uma atividade de montagem dos modelos e troca de experiência entre os grupos.

REGISTRE NO CADERNO

2. POLARIDADES DAS LIGAÇÕES E MOLÉCULAS

Ligações e eletronegatividades

A distribuição da nuvem eletrônica ao redor dos núcleos está relacionada com a força de atração exercida pelos núcleos dos átomos sobre os elétrons da ligação. Nas ligações entre átomos de mesma eletronegatividade, os elétrons são igualmente atraídos pelos núcleos; nesse tipo de ligação, não ocorre acúmulo de elétrons em nenhuma região, ou seja, não há formação de polos. Observe:



Essas ligações são **apolares**.

Entretanto, em uma ligação entre átomos com diferentes eletronegatividades, a distribuição da nuvem eletrônica não é uniforme. A densidade eletrônica é sempre maior ao redor do átomo de maior eletronegatividade. Na molécula do HCl (gás clorídrico), por exemplo, a nuvem eletrônica está mais deslocada no sentido do átomo de cloro, pois ele é mais eletronegativo que o hidrogênio.

Veja:



A maior densidade eletrônica ao redor do cloro caracteriza o polo negativo, representado por δ^- . Como consequência, ao redor do átomo de hidrogênio (menos eletronegativo) forma-se uma região com baixa densidade eletrônica, denominada polo positivo e representada por δ^+ . Os polos $+$ e $-$ constituem um dipolo elétrico.



A existência de polos indica uma distribuição desigual de elétrons, mas a carga desses polos sempre estará entre -1 e 1 , valores que correspondem à perda total ou ao ganho total de um elétron.

A intensidade da polarização depende da diferença das eletronegatividades dos átomos ligados. Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polarização da ligação.

Polaridades nas ligações

Para comparar as intensidades da polarização de diferentes ligações, utiliza-se normalmente a escala de eletronegatividade proposta por Pauling (página 179).

A maior ou menor polaridade de uma ligação está relacionada à diferença de eletronegatividade dos elementos que a constituem.

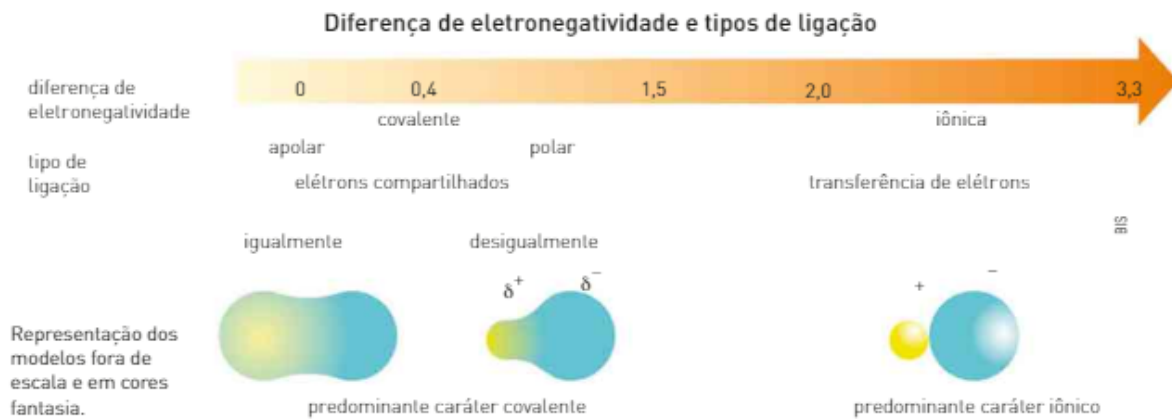
Quando envolve átomos de mesma eletronegatividade, a ligação é denominada covalente pura ou 100% covalente (apolar).

Ligações covalentes que envolvem átomos de diferentes eletronegatividades apresentam polos, que se tornam mais intensos à medida que aumenta a diferença de eletronegatividade (ΔE_{neg}) entre os átomos, o que atribui a essas ligações certo caráter iônico.

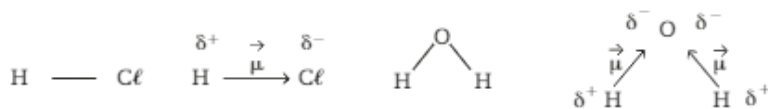
Vejam alguns exemplos, utilizando os valores estabelecidos por Pauling para a eletronegatividade:

Ligação	Fórmula	Cálculo de E
covalente apolar	H_2	$\Delta E = 0$
covalente polar	HCl	$\Delta E = 3,0 - 2,1 = 0,9$
covalente polar	HF	$\Delta E = 4,0 - 2,1 = 1,9$
iônica	NaCl	$\Delta E = 3,0 - 0,9 = 2,1$

Conforme aumenta a ΔE_{neg} , aumenta o caráter iônico.



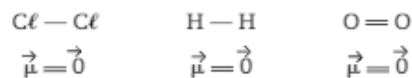
A polarização da ligação é caracterizada por uma grandeza vetorial denominada **momento dipolar**, ou dipolo elétrico, normalmente representada por um vetor $\vec{\mu}$ orientado no sentido do elemento menos eletronegativo para o elemento mais eletronegativo. Assim, o vetor é orientado do polo positivo para o polo negativo. Veja os exemplos:



Em uma ligação iônica, ocorre transferência definitiva de elétrons, acarretando a formação de íons positivos (cátions) ou negativos (ânions). Como os íons apresentam excesso de cargas elétricas positivas ou negativas, eles sempre terão polos. Portanto, toda ligação iônica é polar.

Embora não exista uma regra, aceita-se que a diferença de eletronegatividade dos elementos em uma ligação iônica seja igual a 2 ou maior.

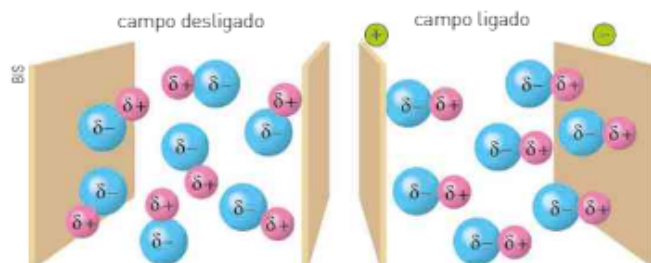
Nas ligações apolares, como não há polos, não teremos vetor momento dipolar, ou seja, seu valor é zero.



Polaridade das moléculas

As moléculas podem ser classificadas quanto a sua polaridade em dois grupos: polares ou apolares.

Experimentalmente, uma molécula é considerada polar quando se orienta na presença de um campo elétrico externo, e apolar quando não se orienta. O polo negativo da molécula é atraído pela placa positiva do campo elétrico externo e vice-versa, como mostrado na figura abaixo.



A ilustração representa modelos de moléculas diatômicas polares fora de escala e em cores fantasia.

Teoricamente, pode-se determinar a polaridade de uma molécula pelo vetor **momento dipolar resultante** ($\vec{\mu}_r$), isto é, pela soma dos vetores de cada ligação polar da molécula.

Molécula polar: $\vec{\mu}_r \neq \vec{0}$ Molécula apolar: $\vec{\mu}_r = \vec{0}$

Para determinar o vetor ($\vec{\mu}_r$), devem-se considerar dois fatores:

- a) a escala de eletronegatividade, que nos permite determinar a orientação dos vetores de cada ligação polar;
- b) a geometria da molécula, que nos permite determinar a disposição espacial desses vetores.

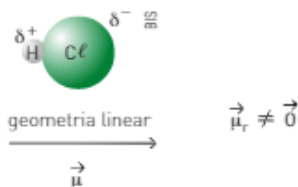
Veja alguns exemplos:



Representações dos modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Por apresentar ligação apolar, como todas as moléculas diatômicas formadas por elementos de mesma eletronegatividade, essa molécula é apolar. Exemplos: Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 , H_2 .

2. HCl :

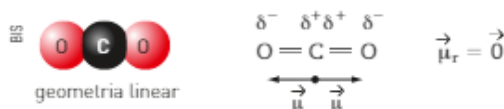


Representação de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Como na molécula de HCl só existe um vetor ($\vec{\mu}$), ele é o vetor resultante ($\vec{\mu}_r$). Assim, essa molécula é **polar**.

Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares. Exemplos: HF , HCl , HBr , HI .

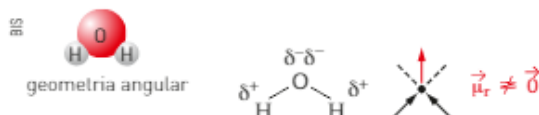
3. CO_2 :



Representação de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Nessa molécula, a soma dos vetores ($\vec{\mu}_r$) é igual a zero, pois eles apresentam mesma intensidade e sentidos contrários. Embora as ligações nessa molécula sejam polares, ela é **apolar**.

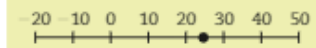
4. H_2O :



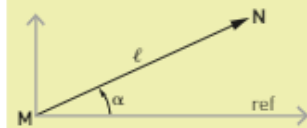
Representação de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Como os dois vetores não se anulam, a soma vetorial será diferente de zero. Essa molécula é **polar**.

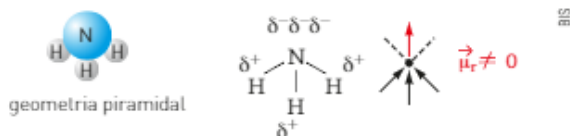
Grandezas como temperatura, pressão, massa, potência e outras podem ser completamente definidas por um único valor numérico acompanhado de uma unidade de medida. Elas são denominadas **escalares** porque, na forma gráfica, podem ser visualizadas como um ponto em uma escala. Veja:



Outras grandezas, como velocidade, força etc., precisam, além do valor escalar, de outros dois atributos: direção e sentido. São graficamente representadas por um segmento de reta orientado, sendo denominadas **grandezas vetoriais**. Portanto, um vetor define corretamente a grandeza através do seu comprimento, do ângulo que faz com uma referência e pela orientação ou sentido de percurso do segmento de reta, conforme a figura:



A maioria das substâncias simples é apolar. O ozônio (O_3), apesar de ser uma substância simples, apresenta discreta polaridade, em razão de sua geometria angular e da existência de um par eletrônico não compartilhado no átomo central.

5. NH_3 :

Como os três vetores não se anulam, a soma vetorial é diferente de zero.

Essa molécula é **polar**.

Para determinar a força resultante de duas forças que agem simultaneamente sobre o mesmo corpo em direções diferentes, adotam-se os seguintes procedimentos:

1. Trace uma linha paralela à força \vec{F}_1 a partir da extremidade do vetor que representa a força \vec{F}_2 . A seguir, trace uma linha paralela à força \vec{F}_2 a partir da extremidade do vetor que representa \vec{F}_1 .

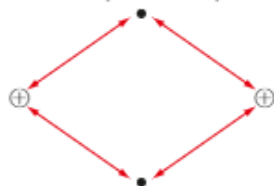
2. Trace uma diagonal do paralelogramo obtido, a partir do corpo sobre o qual \vec{F}_1 e \vec{F}_2 agem. Sobre esta reta estará a força resultante \vec{F}_r .

O vetor assim obtido é chamado de **vetor resultante**. Ele indica a direção e o sentido da força resultante.

ATIVIDADES



19. A ilustração abaixo mostra as forças de atração entre núcleos de dois átomos e o par eletrônico que está sendo compartilhado por eles.



Considere que: \oplus = núcleo;

\bullet = elétron.

- Qual é o nome da propriedade periódica que mede a força de atração exercida sobre os elétrons da ligação?
 - Qual é o nome da ligação covalente (polar ou apolar) que ocorre quando dois átomos atraem os elétrons da ligação com a mesma intensidade?
 - Quando átomos atraem elétrons de uma ligação com diferentes intensidades, ocorre a formação de polos. Qual polo (positivo ou negativo) é formado ao redor do elemento que exerce maior atração sobre os elétrons?
20. Considere as moléculas diatômicas H_2 , F_2 , Cl_2 , HF , HCl , HBr e HI e os valores de eletronegatividade de acordo com a tabela de Linus Pauling.

Elemento	F	Cl	Br	I	H
Eletronegatividade	4,0	3,0	2,8	2,5	2,1

- Em quais moléculas existe ligação covalente apolar?
 - Em quais moléculas existe ligação covalente polar?
 - Qual ligação apresenta o caráter iônico mais acentuado? Justifique sua resposta.
21. Observe as estruturas e responda aos itens.
- I II III IV V VI
- $\text{N} \equiv \text{N}$ $\text{H}-\ddot{\text{S}}-\text{H}$ $\begin{array}{c} \text{F} \\ | \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{F} \quad \text{F} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{P} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{S} \\ // \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$
- Quais representam moléculas apolares?
 - Quais representam moléculas polares?

Capítulo 17

Interações intermoleculares e características macroscópicas

Como você viu, os compostos moleculares se encontram, à temperatura ambiente, nos três estados físicos, o que nos leva a crer que existe uma diferença na intensidade das interações entre suas moléculas.

Quando um composto molecular passa do estado sólido para o líquido ou do líquido para o gasoso, ocorre uma desorganização e um afastamento de suas moléculas, ou seja, somente as interações intermoleculares são rompidas. Para que isso ocorra, a quantidade de energia fornecida deve ser proporcional à intensidade das interações intermoleculares.



A ilustração mostra que o éter evaporou mais intensamente do que a água. Esse fato evidencia que as interações (ligações) intermoleculares do éter (ℓ) são mais fracas do que as da água (ℓ).

Assim, quanto menos intensas forem as interações intermoleculares, mais volátil será a substância e menor será a sua temperatura de ebulição.

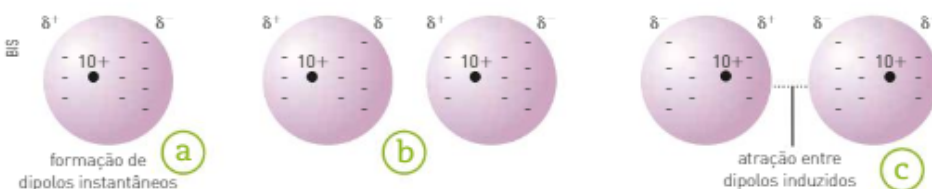
As interações intermoleculares são genericamente denominadas forças de Van der Waals em homenagem ao físico holandês Johannes van der Waals, que, em 1873, propôs sua existência. As atrações ocorrem em substâncias formadas tanto por moléculas polares como por moléculas apolares, mas a explicação sobre essas últimas foi dada pelo físico alemão naturalizado estadunidense Fritz London (1900-1954).

1. A NATUREZA DAS INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

Interações entre moléculas apolares

Em 1930, Fritz London propôs uma explicação para a atração entre átomos de gases nobres e entre moléculas apolares. De acordo com ele, o movimento dos elétrons pode provocar alterações temporárias nas nuvens eletrônicas, formando dipolos instantâneos, que induzem a formação de dipolos nos átomos ou nas moléculas vizinhas. Essas alterações ou deformações nas nuvens são chamadas de **dispersões de London**.

Essa ligação, conhecida por dipolo induzido, ocorre em todos os tipos de moléculas, mas é a única entre moléculas apolares.



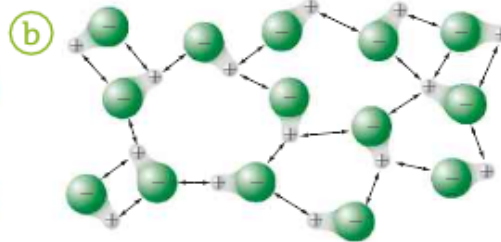
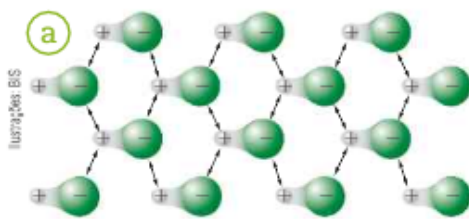
Um exemplo das dispersões de London ocorre com os átomos de Neônio ($_{10}\text{Ne}$). Em um determinado instante, pode ocorrer um acúmulo de elétrons em uma região do átomo (a) e, se esse átomo estiver próximo a outro átomo (b), neste ocorre uma repulsão dos seus elétrons. Embora se movimentem constantemente, os elétrons tendem a formar dipolos (c). (Representações do modelo atômico fora de escala e em cores fantasia).

Alguns exemplos de substâncias formadas por moléculas apolares que interagem por ligações intermoleculares dipolo induzido-dipolo induzido: H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , CO_2 , CH_4 .

Interações entre moléculas polares

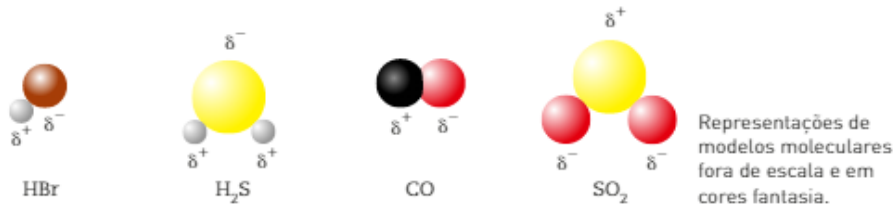
Ligação dipolo permanente-dipolo permanente ou dipolo-dipolo

Esse tipo de interação ocorre em moléculas polares, nas quais o polo positivo de uma molécula atrai o polo negativo de outra.



Representação das interações dipolo-dipolo nas moléculas do cloreto de hidrogênio ($H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$) no estado sólido (a) e no líquido (b), no qual as moléculas apresentam maior liberdade de movimento. Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Alguns exemplos de substâncias polares cujas moléculas interagem por dipolo-dipolo: HBr , H_2S , CO , SO_2 .

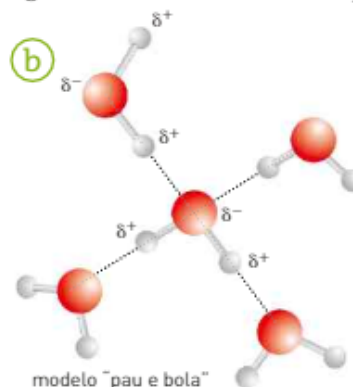
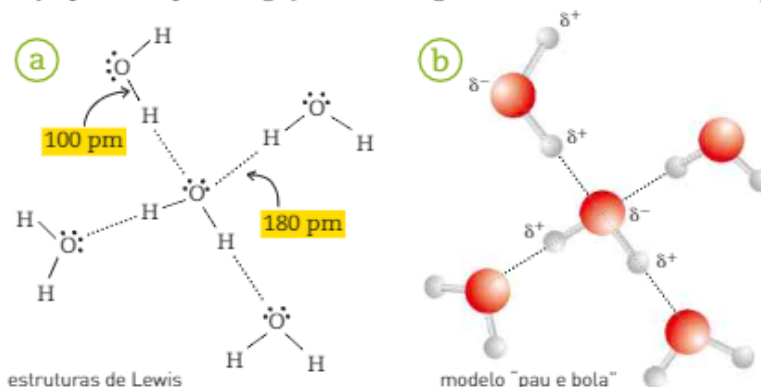


Representações de modelos moleculares fora de escala e em cores fantasia.

Ligação de hidrogênio

A ligação de hidrogênio é um exemplo extremo das interações dipolo-dipolo, por serem muito mais intensas. Ela ocorre com moléculas que apresentam um átomo de hidrogênio ligado por ligação covalente a um átomo de determinados não metais bastante eletronegativos: F, O ou N. Os dipolos dessas estruturas são bastante intensos.

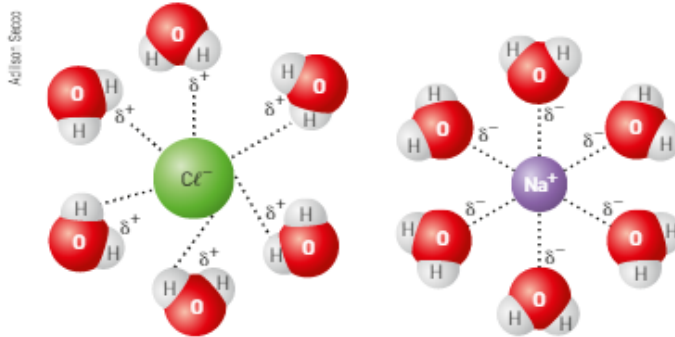
Ligações de hidrogênio ocorrem entre moléculas iguais (mesma substância) e entre substâncias diferentes, nas quais é necessário que, em uma molécula, o H esteja ligado diretamente a F, O ou N e que a outra molécula apresente átomos de F, de O ou de N. Veja, por exemplo, as ligações de hidrogênio entre as moléculas de H_2O :



Tanto na representação das estruturas pelo modelo de Lewis (a) como pelo modelo "pau e bola" (b), vemos que, especialmente, cada molécula de água está circundada por quatro outras moléculas. O comprimento da ligação covalente (100 pm) é menor que o comprimento da ligação de hidrogênio (180 pm). (Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia).

Interação íon-dipolo

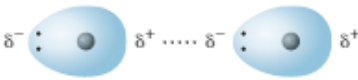


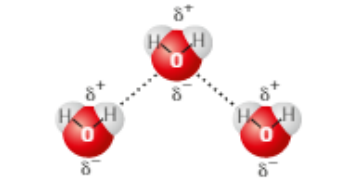
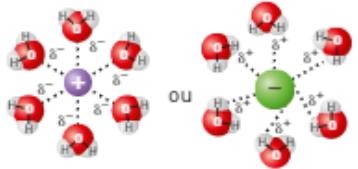
Esse tipo de interação ocorre quando um composto iônico está dissolvido em um solvente polar, sendo o mais conhecido a água. Quando o cloreto de sódio se dissolve na água, os íons sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-) interagem com as moléculas de água. Essa interação está representada na ilustração a seguir:



Representação de modelos fora de escala e em cores fantasia.

Os íons Na^+ interagem com o polo negativo da molécula de água, enquanto o íon cloreto interage com o polo positivo. Esse tipo de interação apresenta grande intensidade comparada com as demais interações intermoleculares e são responsáveis por algumas propriedades macroscópicas das soluções iônicas.

Sintetizando o que vimos nos diversos tipos de interação:

Ilustração: Adilson Sécoto	Tipo	Presente em	Modelos	Intensidade
	dipolo induzido-dipolo induzido	átomos e moléculas apolares		<div style="text-align: center;">Fraca</div>  <div style="text-align: center;">Forte</div>
	dipolo-dipolo	moléculas apolares		
	ligação de hidrogênio	H e F, O, N		
	íon-dipolo			

Você já se perguntou como as fraldas descartáveis conseguem reter a urina do bebê? As fraldas descartáveis contêm poliacrilato de sódio. Quando seco e misturado com água, o poliacrilato forma um gel, através das interações do tipo íon-dipolo, como as que ocorrem entre os íons sódio e a água.

Esse tipo de interação permite que o poliacrilato de sódio retenha até 800 vezes a sua massa em água. Nas fraldas de pano feitas de algodão, que é constituído de celulose, o algodão interage com a água pelas ligações de hidrogênio, com uma capacidade bem menor de retenção de água. Fonte das informações: <<http://educador.brasilecola.com/estrategias-ensino/principio-funcionamento-fralda-descartavel.htm>>. Acesso em: 10 abr. 2016.

Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia.

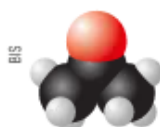
ATIVIDADES



22. Um solvente muito utilizado é a acetona; o seu uso mais conhecido é a remoção de esmalte das unhas. A acetona apresenta em sua fórmula os elementos:



A sua estrutura pode ser representada por:



Representação dos modelos em cores fantasia e fora de escala.

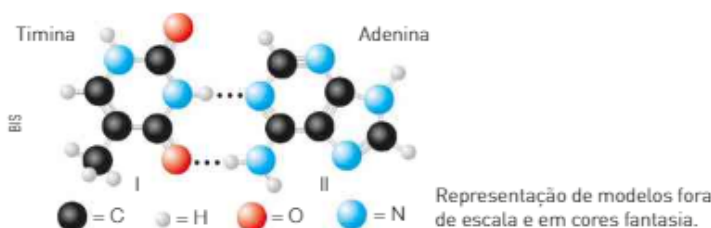
ARMAZENAMENTO: Produto inflamável. Armazenar em local fresco. Não expor ao sol. **Manter a embalagem bem fechada.**

CUIDADOS: Deixar o produto longe do alcance de crianças. A inalação deste produto pode causar a morte. Evite

Arquivo do autor

Rótulo de frasco de acetona.

- Justifique a informação em vermelho do rótulo.
 - A acetona é mais ou menos volátil do que a água?
 - Escreva sua fórmula molecular usando os símbolos na ordem indicada.
 - Sua molécula é polar ou apolar?
23. As bases orgânicas componentes do DNA são a adenina (A), timina (T), citosina (C) e guanina (G). A sequência dessas bases no DNA codifica a informação que determina a natureza das proteínas. Observe a ilustração a seguir, que representa duas dessas bases:



- Escreva as fórmulas moleculares dos compostos I e II na ordem indicada.
- Quais elementos estão fazendo duplas ligações na estrutura II?
- O que os pontilhados entre as estruturas indicam?

2. PROPRIEDADES FÍSICO-QUÍMICAS

Temperatura de ebulição

As interações intermoleculares são as responsáveis pelas diferentes temperaturas de ebulição das substâncias moleculares. Dois fatores influem na temperatura de ebulição:

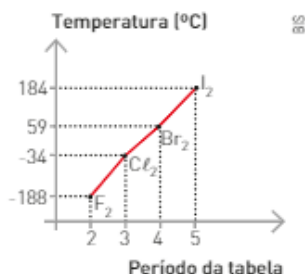
- o tipo de força intermolecular: quanto mais intensas as atrações intermoleculares, mais alta a temperatura de ebulição;
- o tamanho das moléculas: quanto maior o tamanho de uma molécula, maior sua superfície, o que propicia maior número de interações com outras moléculas vizinhas e, portanto, mais alta temperatura de ebulição.

Para comparar as temperaturas de ebulição de diferentes substâncias, devemos considerar esses dois fatores da seguinte maneira:

- Em moléculas com o mesmo tipo de interação: quanto maior o tamanho da molécula, mais alta a sua temperatura de ebulição.

As substâncias simples dos halogênios (F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2) são apolares e apresentam o mesmo tipo de interação intermolecular: dipolo induzido.

Sua temperatura de ebulição varia de acordo com o aumento do tamanho da molécula.



Fonte: LIDE, David R. *Handbook of Chemistry*. 81. ed. 2001-2005.

- Em moléculas com tamanhos aproximadamente iguais: quanto maior a intensidade de interação, mais alta a sua temperatura de ebulição.

Ordem crescente de intensidade de interação

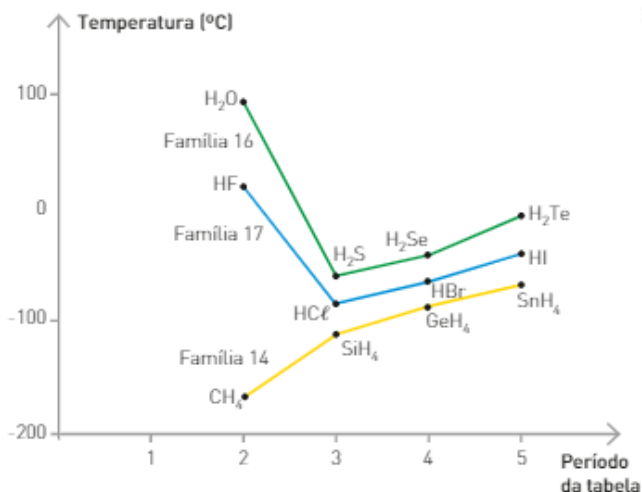
Dipolo induzido-dipolo induzido < dipolo-dipolo < ligações de H < íon-dipolo

Vejamos alguns exemplos.

O gráfico ao lado mostra a temperatura de ebulição dos compostos formados pelo hidrogênio com os elementos das famílias 14 (amarelo), 16 (verde) e 17 (azul).

Pelo gráfico, vemos que:

- As quatro substâncias formadas pelos elementos da família 14 (CH_4 , SiH_4 , GeH_4 e SnH_4) têm moléculas apolares e apresentam o mesmo tipo de interação: dipolo induzido-dipolo induzido. Assim, o tamanho das moléculas é o único fator responsável pelas diferentes temperaturas de ebulição dessas substâncias.
- As moléculas de H_2O e HF são as que apresentam as mais altas temperaturas de ebulição em cada grupo. Isso ocorre porque essas substâncias interagem por meio das ligações de hidrogênio, que são as interações intermoleculares mais intensas. As demais substâncias apresentam, em cada grupo, interações moleculares do mesmo tipo (dipolo-dipolo). Portanto, o tamanho das moléculas é o fator determinante das diferentes temperaturas de ebulição.



Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. Nova York: McGraw Hill, 2010. p. 467.

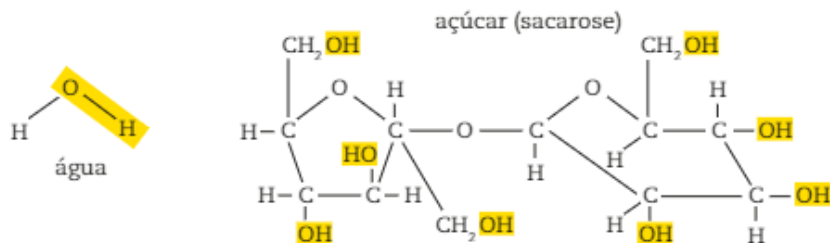
Solubilidade

Para que sólidos ou líquidos formem misturas homogêneas (soluções), é necessário que existam forças de atração entre as partículas da substância que vai ser dissolvida (soluto) e as partículas da substância em que irá ocorrer a dissolução (solvente). Assim, em uma solução, as forças de atração mantêm unidas as partículas de soluto e solvente.

Isso também ocorre com alguns sólidos: quando dissolvemos açúcar na água, por exemplo, forma-se uma solução em que a água é o solvente e o açúcar é o soluto.

As moléculas do açúcar, unidas fortemente em forma de cristais, são separadas pela atração que as moléculas de água exercem sobre elas. Assim, as moléculas de água arrastam e envolvem as de açúcar, impedindo que elas voltem a se unir. Isso acontece porque as moléculas de açúcar apresentam, na sua estrutura, semelhança com as moléculas de água.

Veja as fórmulas abaixo.



Note que tanto a molécula de água como a de açúcar apresentam átomos de hidrogênio ligados a átomos de oxigênio, formando grupos — OH. Portanto, entre as moléculas das duas substâncias podem ocorrer as interações intermoleculares denominadas ligações de hidrogênio, que permitem explicar a grande solubilidade do açúcar comum em água.

Tanto as moléculas da água como as do açúcar são polares, o que ilustra uma generalização: a água, por ser polar, é um excelente solvente para substâncias polares.

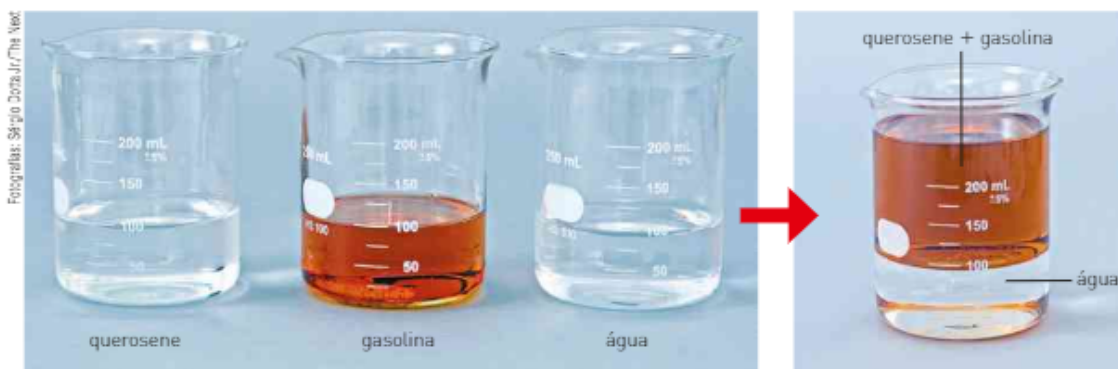
Genericamente, substâncias polares tendem a se dissolver em solventes polares; por analogia, substâncias apolares tenderão a se dissolver em solventes apolares. Esses fatos são tendências e não regras.

Solubilidade de diferentes solventes

Uma maneira de explicar o fato de o óleo não se dissolver na água (água e óleo são imiscíveis) é considerarmos que os processos de dissolução estão associados às interações moleculares.

O tipo de interação intermolecular existente na água deve ser diferente da existente no óleo. Como sabemos que a água é uma substância polar, podemos concluir que as moléculas do óleo devem ser consideradas como apolares, mesmo sem conhecer sua estrutura.

Os derivados do petróleo, como o querosene, a gasolina, o óleo diesel e o óleo lubrificante, são formados por moléculas constituídas somente de carbono e hidrogênio, denominadas hidrocarbonetos. Todos eles são considerados como apolares, miscíveis entre si e imiscíveis com a água.



CONEXÃO Cidadania

Qualidade da gasolina

A utilização do petróleo como fonte de energia foi essencial para garantir o desenvolvimento industrial do século XX. Uma fração do petróleo com grande valor comercial é a gasolina, uma mistura típica de hidrocarbonetos saturados.

A qualidade da gasolina no Brasil tem sido constantemente objeto de questionamento; assim, a determinação de sua composição é importante, devido a algumas formas de adulteração com solventes orgânicos que prejudicam os motores dos automóveis.

Um componente presente exclusivamente na gasolina brasileira é o etanol. A quantidade permitida de etanol na gasolina deve estar entre os limites de 22% a 26% (em volume). A falta ou o excesso de álcool em relação aos limites estabelecidos compromete a qualidade do produto que chega aos consumidores. Por isso, comumente são feitos testes a fim de fiscalizar se há ou não fraude com relação à fração permitida de álcool na gasolina.

Fonte: FERREIRA, M.; MORAIS, L. B.; NICHELE, T.; Z.; DEL PINO, J. C. Práticas Pedagógicas para o Ensino Médio – Química Orgânica. Porto Alegre: Penso, 2007.

Refleta

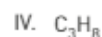
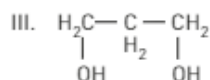
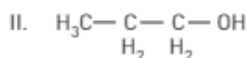


Com um colega, pesquisem e produzam um texto explicando quais são as adulterações mais comuns presentes nos combustíveis brasileiros e que testes podem ser realizados para identificá-las.

ATIVIDADES



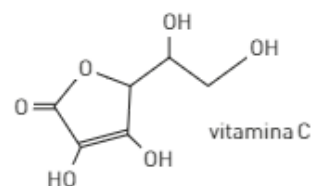
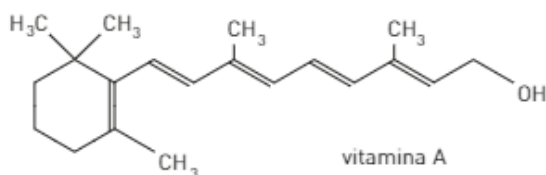
24. Dadas as substâncias representadas pelas moléculas:



- a) Indique o tipo de interação molecular existente nessas substâncias quando encontradas no estado líquido.
 b) Em seguida, coloque as substâncias em ordem crescente de temperatura de ebulição.

25. As vitaminas são substâncias essenciais para o nosso organismo; porém, não são sintetizadas por ele.

A vitamina A é responsável pela transmissão química de imagens do olho para o cérebro. Segundo alguns estudos, a vitamina C é responsável, entre outras ações, pelo aumento da resistência imunológica (aumenta as nossas defesas) e por proteger nosso organismo do resfriado comum e até mesmo do câncer.



Observando as estruturas, responda:

- Qual das vitaminas faz maior número de ligações de hidrogênio?
- Qual delas é mais solúvel em água?
- Qual delas é mais solúvel em óleo?
- Qual delas é mais facilmente eliminada pela urina?
- Cite uma fonte de vitamina C.

EXPLORE SEU MUNDO – MISCIBILIDADE

Você vai usar duas garrafas PET de tamanho pequeno, água, óleo e uma solução de água e sal de cozinha.

- Em uma delas coloque água e óleo, e agite. O que ocorre depois de um tempo?
- Na outra garrafa, coloque a solução de água, sal e óleo, e agite também. O que ocorre? Compare com o primeiro caso. O tempo foi o mesmo?

Atividade prática

Produzindo grandes bolhas de sabão



Perick Foto/Shutterstock

Material necessário

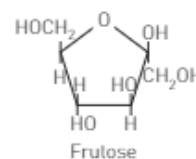
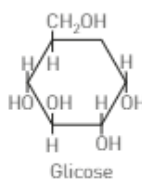
- detergente
- água
- xarope de milho
- bacia plástica
- argola plástica ou metálica, que possa ser mergulhada na bacia

Procedimento

Misture em um recipiente volumes iguais de água e de detergente para lavar louça e metade do volume de xarope de milho. Deixe a mistura em repouso por pelo menos um dia, para que a homogeneização da mistura seja natural.

Após isto, mergulhe argolas de diferentes tamanhos nessa mistura, e assopre a película que se forma. Quando maior o seu diâmetro maior será o tamanho da bolha.

O xarope de milho é constituído basicamente de 80% de glicose e 20% de frutose, cujas estruturas são representadas ao lado:

**Discussão**

REGISTRE NO CADERNO

- Caso não seja possível encontrar xarope de milho, pode-se substituí-lo por outra substância ou material? Consulte a internet ou livros da biblioteca de sua escola e faça uma pesquisa sobre as fórmulas estruturais das seguintes substâncias: açúcar comum (sacarose), sal de cozinha (cloreto de sódio) e glicerina, e descubra qual ou quais poderiam substituir o xarope de milho.
- Após determinar a(s) substância(s), realize experimentos substituindo o xarope de milho pela(s) substância(s) que você considera a(s) mais conveniente(s) e compare os resultados.

9. [Cefet-MG] Nos compostos iônicos, os íons se unem devido a forças de atração eletrostáticas. Esses arranjos de cátions e ânions fornecem grande estabilidade aos compostos e determinam suas principais propriedades. A respeito dos sólidos iônicos, é correto afirmar que:
- apresentam altos pontos de fusão e ebulição.
 - são bons condutores de eletricidade no estado sólido.
 - se transformam em compostos moleculares, quando fundidos.
 - se apresentam como líquidos ou gases na temperatura ambiente.

10. Consulte a tabela de cátions e ânions presentes nesta unidade e escreva, em seu caderno, as fórmulas dos seguintes compostos:

Nome	Uso
a) Sulfato de bário	Contraste para radiografias
b) Carbonato de cálcio	Correção da acidez do solo
c) Nitrato de prata	Antisséptico oftálmico
d) Fosfato de cálcio	Componente dos ossos

11. [PUC-RJ] As fórmulas dos hidretos de alguns ametais e semimetais estão apresentadas a seguir: AlH_3 , SiH_4 , PH_3 , SnH_4 , SbH_3 . Com base nesses dados e com o auxílio da tabela periódica, pode-se dizer que a fórmula correta para o hidreto de germânio será:

- | | | |
|------------|------------|------------|
| a) GeH | c) GeH_5 | e) GeH_4 |
| b) GeH_3 | d) GeH_2 | |

12. [Unirio-RJ] O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença desse gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

- | | | |
|------|------|------|
| a) 4 | c) 2 | e) 0 |
| b) 1 | d) 3 | |

13. [UFSC] Identifique a(s) proposição(ões) correta(s). Os compostos formados a partir dos elementos oxigênio, cloro, sódio e cálcio devem apresentar fórmulas, ligações químicas predominantes e estados físicos, em condições ambientes, respectivamente:

01. $CaCl_2$, iônica, sólido.
02. $NaCl$, iônica, líquido.
04. Cl_2 , covalente, gasoso.
08. Na_2O , covalente, líquido.
16. O_2 , iônica, gasoso.

14. [UFRJ] Os elementos químicos que apresentam a última camada eletrônica incompleta podem alcançar sua estrutura mais estável, unindo-se uns aos outros.

- De que forma se podem ligar dois átomos que precisam ganhar elétrons?
- Dois elementos situam-se um no segundo período e subgrupo 4A, e o outro, no terceiro período e subgrupo 7A da tabela periódica. Qual será a fórmula provável da substância por eles formada?

15. [UFU-MG] O fosgênio ($COCl_2$), um gás, é preparado industrialmente por meio da reação entre o monóxido de carbono e o cloro. A fórmula estrutural da molécula do fosgênio apresenta:

- | | |
|--|--|
| a) uma ligação dupla e duas ligações simples. | d) uma ligação tripla e duas ligações simples. |
| b) uma ligação dupla e três ligações simples. | e) duas ligações duplas e uma ligação simples. |
| c) duas ligações duplas e duas ligações simples. | |

16. [Covest-PE] Nos compostos covalentes os átomos dos elementos se ligam através de ligações simples, duplas ou triplas dependendo de suas configurações eletrônicas. Assim, é correto afirmar que as fórmulas estruturais das moléculas H_2 , N_2 , CO_2 e F_2 são:

- | | |
|--|--|
| a) $H-H$, $N=N$, $O=C-O$, $F-F$. | d) $H-H$, $N\equiv N$, $O\equiv C-O$, $F-F$. |
| b) $H-H$, $N\equiv N$, $O\equiv C-O$, $F=F$. | e) $H=H$, $N\equiv N$, $O=C=O$, $F=F$. |
| c) $H-H$, $N\equiv N$, $O=C=O$, $F-F$. | |

21. (UnB-DF) O que permite a formação de inúmeros materiais a partir de um número reduzido de elementos químicos é a combinação desses por meio de ligações químicas.

A esse respeito, julgue os itens a seguir.

1. Segundo o modelo da ligação metálica, a condução de corrente elétrica nos metais explica-se pela existência de elétrons livres que podem se movimentar entre os átomos.
 2. Os compostos iônicos são formados por átomos de elementos com grande diferença de eletronegatividade.
 3. O sódio metálico perde elétrons na formação do sal sulfeto de sódio.
 4. O cloreto de sódio (NaCl) é formado por moléculas que contêm um átomo de sódio e um de cloro.
22. (Unioeste-PR) Um aluno de Ensino Médio precisa partir um fio de cobre em dois e para isto ele dobra o fio várias vezes no mesmo local até o seu rompimento. Assinale a alternativa que explica de forma correta o fenômeno observado.
- a) O movimento executado pelo aluno provoca o deslocamento da nuvem eletrônica que envolve o núcleo, causando forte repulsão nuclear e rompimento da ligação covalente.
 - b) O movimento executado pelo aluno gera uma corrente elétrica responsável pelo aquecimento do fio até sua fusão e rompimento.
 - c) O movimento executado pelo aluno causa corrente elétrica responsável pelo aquecimento do fio até a sua vaporização e rompimento.
 - d) O movimento executado desloca os retículos cristalinos que geram alta repulsão iônica e fragmentação do fio.
23. (UFR-RJ) As ligas metálicas são formadas pela união de dois ou mais metais, ou ainda, por uma união entre metais, ametais e semimetais. Relacionando, no quadro a seguir, cada tipo de liga com as composições dadas:

Liga	Composição
(I) aço	(a) Cu 67% Zn 33%
(II) ouro 18 quilates	(b) Cu 90% Sn 10%
(III) bronze	(c) Fe 98,5% C 0,5 a 1,5% Traços Si, S e P
(IV) latão	(d) Au 75% Cu 12,5% Ag 12,5%

pode-se afirmar que a única correlação correta entre liga e composição encontra-se na opção:

- a) I b; II c; III a; IV d.
 - b) I c; II b; III d; IV a.
 - c) I a; II b; III c; IV d.
 - d) I c; II d; III b; IV a.
 - e) I d; II a; III c; IV b.
24. (UFRGS) Nas substâncias CO_2 , CaO , C e CsF , os tipos de ligações químicas predominantes são, respectivamente:
- a) a covalente, a iônica, a covalente e a iônica.
 - b) a covalente, a covalente, a metálica e a iônica.
 - c) a iônica, a covalente, a covalente e a covalente.
 - d) a iônica, a iônica, a metálica e a covalente.
 - e) a covalente, a covalente, a covalente e a iônica.
25. (PUC-MG) Analise a tabela, que mostra propriedades de três substâncias X, Y e Z, em condições ambientes.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Condutibilidade elétrica	Solubilidade na água
X	146	nenhuma	solúvel
Y	1600	elevada	insolúvel
Z	800	só fundido ou dissolvido na água	solúvel

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as substâncias X, Y e Z são respectivamente:

- a) iônica, metálica, molecular.
- b) molecular, iônica, metálica.
- c) molecular, metálica, iônica.
- d) iônica, molecular, metálica.

29. (PUC-RS) Responder a questão com base na análise das fórmulas químicas abaixo:

I. O_2 II. CO_2 III. $MgCl_2$ IV. H_2O

é correto afirmar que a ligação química entre os átomos é exclusivamente do tipo covalente polar apenas nos compostos:

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

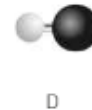
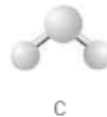
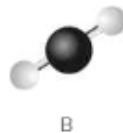
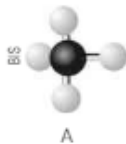
30. (UFS-SE) A eletronegatividade de um elemento indica o poder de atração que um átomo desse elemento exerce sobre o par eletrônico da ligação da qual participa. As diferenças de eletronegatividade entre os átomos indicam o tipo de ligação entre tais átomos.

Elemento	Eletronegatividade
Li	1,0
Si	1,9
C	2,6
N	3,0
O	3,4

Com esses dados, conclui-se que a substância cujas ligações apresentam maior caráter iônico é:

- a) SiO_2 b) CO c) Li_2O d) NO e) O_2

31. (Fuvest-SP) A figura mostra modelos de algumas moléculas com ligações covalentes entre seus átomos.



Analise a polaridade dessas moléculas, sabendo que tal propriedade depende da:

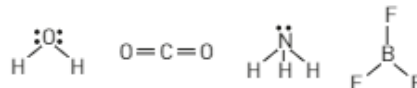
- diferença de eletronegatividade entre os átomos que estão diretamente ligados. (Nas moléculas apresentadas, átomos de elementos diferentes têm eletronegatividades diferentes.)
- forma geométrica das moléculas.

(Observação: eletronegatividade é a capacidade de um átomo de atrair os elétrons da ligação covalente.)

Dentre essas moléculas, pode-se afirmar que são polares apenas:

- a) A e B. b) A e C. c) A, C e D. d) B, C e D. e) C e D.

32. (UEPG-PR) Sobre as seguintes geometrias moleculares, indique o que for correto.



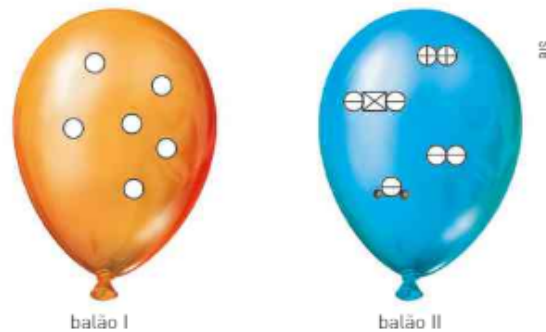
01. O composto CO_2 é apolar, porque o vetor $\vec{\mu} = \vec{0}$.
 02. Os compostos NH_3 e H_2O são moléculas polares.
 04. Os compostos BF_3 e CO_2 são apolares.
 08. Os compostos H_2O e BF_3 são moléculas polares, pois o vetor $\vec{\mu} = \vec{0}$.
 16. Os compostos NH_3 e BF_3 são moléculas apolares.

33. (UFSC) Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) corretamente a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

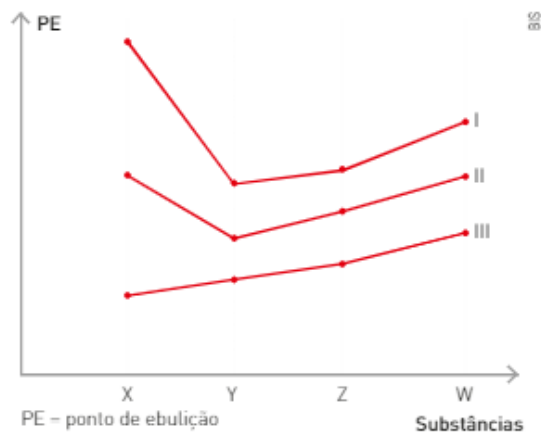
Fórmula	CO_2	H_2O	NH_3	CCl_4
Momento dipolar resultante ($\vec{\mu}_R$)	$\vec{\mu}_R = \vec{0}$	$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$	$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$	$\vec{\mu}_R = \vec{0}$

01. H_2O : angular e polar. 04. CCl_4 : trigonal e polar. 16. CCl_4 : tetraédrica e apolar.
 02. CO_2 : linear e apolar. 08. NH_3 : piramidal e polar.

34. (UFRJ) Uma festa de aniversário foi decorada com dois tipos de balões. Diferentes componentes gasosos foram usados para encher cada tipo de balão. As figuras observadas representam as substâncias presentes no interior de cada balão.



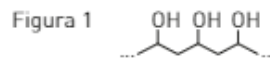
- a) O elemento \square , que aparece no balão II, está localizado no 2º período, grupo 14. Um de seus isótopos apresenta 8 nêutrons. Calcule o número de massa desse isótopo.
- b) Identifique, no balão II, as moléculas que apresentam ligações do tipo polar e as moléculas que apresentam ligações do tipo apolar.
35. (UFF-RJ) O gás carbônico liberado na atmosfera, originário da queima de combustíveis fósseis, é considerado o responsável pelo efeito estufa, já que absorve ondas de calor refletidas pela superfície terrestre, provocando o aquecimento da atmosfera. Por outro lado, o hidrogênio é considerado combustível não poluente, pois seu produto de queima é a água, que também absorve ondas de calor; porém, condensa-se facilmente em função do seu ponto de ebulição, ao contrário do CO_2 . Com base nessas informações, pode-se afirmar que a diferença de ponto de ebulição entre o CO_2 e o H_2O relaciona-se:
- a) à interação iônica das moléculas do CO_2 .
- b) ao menor peso molecular da água.
- c) à polaridade da molécula da água.
- d) ao conteúdo de oxigênio das moléculas.
- e) à diferença dos raios atômicos dos elementos.
36. (Unicap-PE) Dado o gráfico abaixo, que corresponde às substâncias: H_2O , NH_3 , CH_4 , H_2S , SiH_4 , PH_3 , H_2Se , GeH_4 , AsH_3 , H_2Te , SnH_4 e SbH_3 :



Julgue os itens:

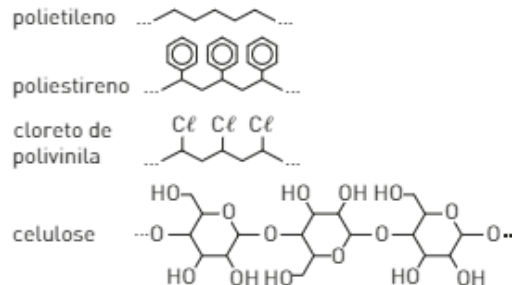
0. I na ordem de X a W corresponde, respectivamente, a CH_4 , H_2S , PH_3 e SnH_4 .
1. II na ordem de X a W corresponde, respectivamente, a NH_3 , PH_3 , AsH_3 e SbH_3 .
2. III na ordem de X a W corresponde, respectivamente, a CH_4 , SiH_4 , GeH_4 e SnH_4 .
3. Em X, as substâncias existentes de I a III são H_2O , NH_3 e CH_4 .
4. Em W, as substâncias existentes de I a III são SnH_4 , SbH_3 e H_2Te .

37. (UFMG) Um adesivo tem como base um polímero do tipo álcool polivinílico, que pode ser representado pela estrutura da figura 1.



A ação adesiva desse polímero envolve, principalmente, a formação de ligações de hidrogênio entre o adesivo e a superfície do material a que é aplicado.

Considere a estrutura dos quatro materiais citados a seguir.



Com base nessas informações, é correto afirmar que o adesivo descrito deve funcionar melhor para colar:

- celulose.
 - cloreto de polivinila.
 - polietileno.
 - poliestireno.
38. (PUC-RS) Durante as mudanças de estado ocorrem somente afastamentos e aproximações entre as moléculas, ou seja, as forças intermoleculares são rompidas ou formadas, influenciando no estado físico da substância. Relacione as substâncias da coluna A aos respectivos pontos de ebulição, em °C, da coluna B, numerando os itens abaixo.

Coluna A

1. metanol	$\text{H}_3\text{C} - \text{OH}$
2. etanol	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{OH}$
3. etanal	$\text{H}_3\text{C} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$
4. etano	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$
5. propan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$

Coluna B

- -88,4
- 20,0
- 64,0
- 78,5
- 97,0

A numeração correta dos itens da coluna B, de cima para baixo, é:

- 4 - 3 - 1 - 2 - 5
 - 5 - 1 - 4 - 3 - 2
 - 3 - 5 - 1 - 2 - 4
 - 4 - 3 - 2 - 1 - 5
 - 5 - 4 - 3 - 2 - 1
39. (Unesp) Leia o texto para responder à questão.

Alguns cheiros nos provocam fascínio e atração. Outros trazem recordações agradáveis, até mesmo de momentos de infância. Aromas podem causar sensação de bem-estar ou dar a impressão de que alguém está mais atraente. Os perfumes têm sua composição aromática distribuída em um modelo conhecido como pirâmide olfativa, dividida horizontalmente em três partes e caracterizada pelo termo nota.



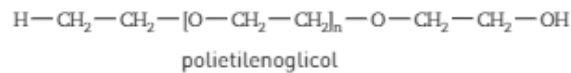
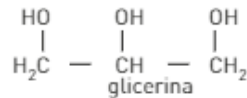
As notas de saída, constituídas por substâncias bem voláteis, dão a primeira impressão do perfume. As de coração demoram um pouco mais para serem sentidas.

São as notas de fundo que permanecem mais tempo na pele.

(Cláudia M. Rezende, *Ciência Hoje*, jul. 2011. Adaptado.)

À temperatura e pressão ambientes, os constituintes químicos das notas de saída:

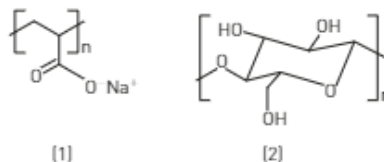
- são líquidos oleosos que aderem à pele por meio de ligações de hidrogênio.
 - evaporam mais rapidamente que os constituintes químicos das notas de coração e de fundo.
 - apresentam densidade mais elevada que os constituintes químicos das notas de coração e de fundo.
 - são gases cujas moléculas possuem elevada polaridade.
 - são pouco solúveis no ar atmosférico.
40. (Enem-MEC) A pele humana, quando está bem hidratada, adquire boa elasticidade e aspecto macio e suave. Em contrapartida, quando está ressecada, perde sua elasticidade e se apresenta opaca e áspera. Para evitar o ressecamento da pele é necessário, sempre que possível, utilizar hidratantes umectantes, feitos geralmente à base de glicerina e polietilenoglicol:



Disponível em: <<http://www.brasilecola.com>>. Acesso em: 23 abr. 2010. Adaptado.

A retenção de água na superfície da pele promovida pelos hidratantes é consequência da interação dos grupos hidroxila dos agentes umectantes com a umidade contida no ambiente por meio de:

- ligações iônicas.
 - forças de London.
 - ligações covalentes.
 - forças dipolo-dipolo.
 - ligações de hidrogênio.
41. (Enem-MEC) As fraldas descartáveis que contêm o polímero poliácrlato de sódio [1] são mais eficientes na retenção de água que as fraldas de pano convencionais, constituídas de fibras de celulose [2].

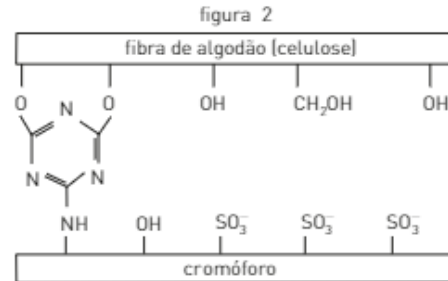
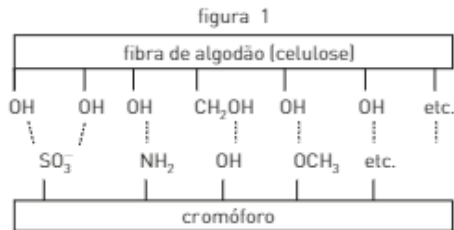


A maior eficiência dessas fraldas descartáveis, em relação às de pano, deve-se às:

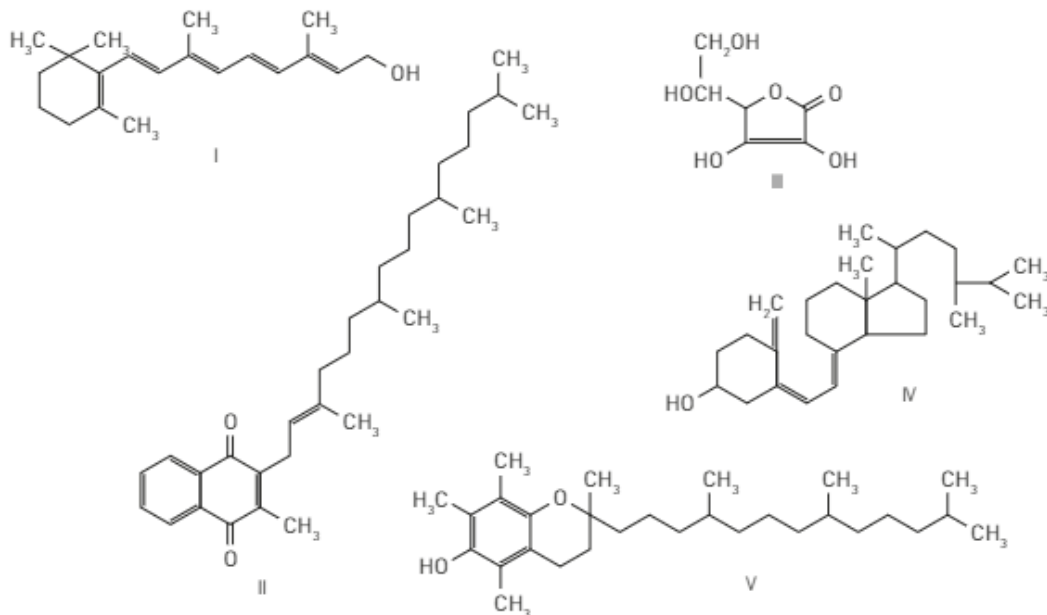
- interações dipolo-dipolo mais fortes entre o poliácrlato e a água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.
- interações íon-íon mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.
- ligações de hidrogênio mais fortes entre o poliácrlato e a água, em relação às interações íon-dipolo entre a celulose e as moléculas de água.
- ligações de hidrogênio mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às interações dipolo induzido-dipolo induzido entre a celulose e as moléculas de água.
- interações íon-dipolo mais fortes entre o poliácrlato e as moléculas de água, em relação às ligações de hidrogênio entre a celulose e as moléculas de água.

42. (UFRJ) Os corantes utilizados para tingir tecidos possuem em suas estruturas um grupamento denominado cromóforo (representado nas figuras a seguir), ao qual, por sua vez, estão ligados diversos grupos funcionais ($-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{SO}_3^-$ etc.), denominados auxocromos. Esses grupamentos, além de influenciar na cor, são responsáveis pela fixação do corante no tecido por meio de interações químicas entre as fibras e o próprio corante.

No caso do algodão, tais interações se dão com as hidroxilas livres da celulose e podem ser de dois tipos: no primeiro, mais barato, o corante é simplesmente adicionado ao tecido (figura 1) e, no segundo, mais caro, é provocada uma reação entre a fibra e o corante (figura 2).



- a) Quais tipos de ligações químicas ocorrem entre as fibras e os corantes em cada caso?
- b) Explique por que os tecidos de algodão tingidos pelo segundo processo (figura 2) desbotam menos quando são usados, lavados e expostos ao Sol do que os tingidos pelo primeiro processo.
43. (Enem-MEC) O armazenamento de certas vitaminas no organismo apresenta grande dependência de sua solubilidade. Por exemplo, vitaminas hidrossolúveis devem ser incluídas na dieta diária, enquanto vitaminas lipossolúveis são armazenadas em quantidades suficientes para evitar doenças causadas pela sua carência. A seguir são apresentadas as estruturas químicas de cinco vitaminas necessárias ao organismo.



Dentre as vitaminas apresentadas na figura, aquela que necessita de maior suplementação diária é:

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

Unidade 6

Funções inorgânicas

Sergey Lavrenko/Shutterstock



Abelha colhendo néctar de flor.



marcos/Shutterstock

Vespa.

As abelhas e as vespas são insetos. O veneno injetado pelo ferrão de uma abelha tem características ácidas, enquanto o veneno injetado por uma vespa tem características básicas. As ostras são moluscos, e suas conchas apresentam como seu principal componente um sal. As bebidas gaseificadas, como a água com gás mostrada na fotografia ao lado, tem como responsável pela efervescência um óxido, que também é o principal responsável pelo efeito estufa.

Lionel B. Szwarcok



Ostras.



Robert Neumann/Shutterstock

Os termos ácido, base, sal e óxido mencionados são denominados funções inorgânicas.

Imagens da página fora de escala.

Você sabe o que é o efeito estufa e como ele pode estar relacionado ao aquecimento global?

NESTA UNIDADE, VAMOS ESTUDAR...

- dissociação iônica e ionização;
- ácidos e suas principais aplicações;
- bases e suas principais aplicações;
- sais e sua presença no cotidiano;
- reações de neutralização;
- óxidos e a Química do meio ambiente.

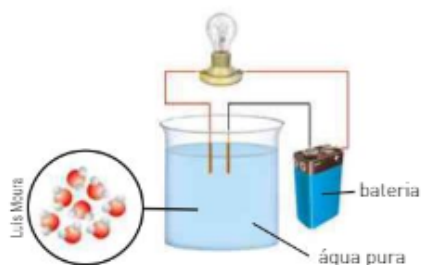
Capítulo 18

Dissociação iônica e ionização

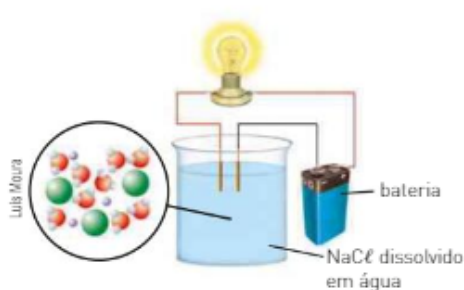
1. UM POUCO DE HISTÓRIA

Trabalhando na Universidade de Uppsala (Suécia), o físico-químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) realizou vários experimentos relacionados à passagem de corrente elétrica em soluções aquosas. Com base neles, formulou a hipótese de que tais soluções deveriam conter partículas carregadas: os **íons**. A partir disso, ele estabeleceu a **teoria da dissociação iônica**, pela qual recebeu o Nobel de Química em 1903.

De acordo com Arrhenius, determinadas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de originar íons positivos, os **cátions**, e íons negativos, os **ânions**. Isso pode ser verificado, experimentalmente, com uma aparelhagem bastante simples, semelhante à esquematizada abaixo.



Com este equipamento não é possível detectar a condutividade elétrica na água pura.



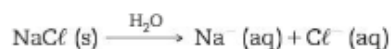
Substâncias como o sal de cozinha (NaCl), em água, apresentam condutividade elétrica, o que é evidenciado pela lâmpada acesa.

Representações dos modelos desta página fora de escala e em cores fantasia.

Arrhenius propôs que, ao se dissolver determinada substância em água, ocorre a separação de íons existentes nela. Esse fenômeno é chamado de **dissociação iônica**.

A dissociação iônica do NaCl em água, por exemplo, ocorre da seguinte maneira: a água é uma substância formada por moléculas polares, cujo polo negativo está situado no átomo de oxigênio e o polo positivo, nos átomos de hidrogênio.

O resultado da interação entre H₂O e NaCl é a obtenção de uma **solução iônica**. As moléculas de água que envolvem os íons são denominadas **água de solvatação**, e a equação que representa esse fenômeno pode ser dada por:



Solução iônica obtida pela dissociação do NaCl em água.

Note que o polo positivo da molécula de água (hidrogênio) circunda o ânion Cl⁻ e o polo negativo (oxigênio) circunda o cátion Na⁺.



Hulton-Archive/Getty Images

Arrhenius foi o primeiro cientista a relacionar a presença do gás carbônico na atmosfera com o efeito estufa.

Ao testar a condutividade de **substâncias moleculares**, como a sacarose, que é um açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), e o cloreto de hidrogênio (HCl) em solução aquosa, observa-se que a solução aquosa de açúcar não conduz corrente elétrica e que, portanto, nessa solução não existem íons. Ao dissolver-se na água, o açúcar originou uma solução molecular.

As **soluções moleculares** não apresentam condutividade elétrica e são denominadas **soluções não eletrolíticas**.

A condutividade elétrica da solução aquosa de HCl levou Arrhenius a concluir que nela existem íons livres. Como o HCl é um composto formado por moléculas, os íons devem ter sido formados por meio da quebra dessas moléculas pela água, o que originou uma **solução iônica**. Esse fenômeno de formação de íons que ocorre quando se dissolvem algumas substâncias moleculares em água é denominado **ionização**.

A ionização ocorre quando as moléculas de cloreto de hidrogênio ou gás clorídrico (HCl) reagem com a água, formando íons positivos e negativos. Isso pode ser representado, simplificadamente:



O fenômeno da ionização ocorre, de fato, por meio da reação entre as moléculas de HCl e de H_2O .



As **soluções iônicas** permitem a passagem de corrente elétrica e são denominadas **soluções eletrolíticas**.

A função da água na **dissociação iônica** consiste na separação dos íons já existentes no aglomerado iônico (retículo cristalino). No fenômeno de **ionização**, a água atua como reagente, sendo a sua presença o fator determinante para a formação de íons.

ATIVIDADES



A respeito dos sistemas a seguir, responda às questões de 1 a 4.



- Qual(is) sistema(s) apresenta(m) uma substância pura?
- Qual dos sistemas contém a solução com maior quantidade (maior concentração) de substâncias dissolvidas?
- Se todos os sistemas forem aquecidos até total evaporação da água, em qual deles encontraremos maior quantidade de resíduos sólidos?
- Qual(is) pode(m) ser considerada(s) solução(ões) eletrolítica(s)?
- Identifique as afirmações verdadeiras:
 - Em uma solução iônica, o composto dissolvido é sempre iônico.
 - Em uma solução iônica, o composto dissolvido pode ser iônico ou molecular.
 - Em uma solução molecular, o composto dissolvido é sempre molecular.
 - Em uma solução molecular, o composto dissolvido pode ser molecular ou iônico.

Capítulo 19

Ácidos

Uma das características comuns aos ácidos é seu gosto azedo, presente em muitas substâncias usadas no nosso cotidiano: vinagre, sucos de limão e de laranja, uva, maçã etc.

Existem várias maneiras de classificar uma substância como um ácido. Na prática, em nível operacional, isto é, baseado em operações experimentais, ele pode ser identificado por meio das substâncias que mudam de cor em sua presença: os indicadores, dos quais trataremos mais adiante.

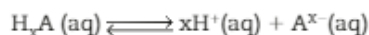
A adição de vinagre ou limão na preparação de saladas aumenta a secreção salivar, o que facilita a ingestão.



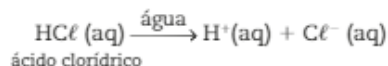
Estudos posteriores levaram Arrhenius a identificar os íons presentes nessas soluções. Assim, em 1887, ele elaborou as definições a seguir.

Ácidos: substâncias que originam H^+ como único tipo de cátion, quando dissolvidas em água. Os ânions variam de acordo com o ácido.

Generalizando:



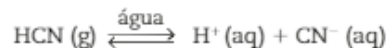
Exemplo:



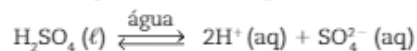
O conceito de Arrhenius pode ser atualizado ao indicarmos a participação da água como reagente. Assim, temos:



Vejamos mais alguns exemplos de ionização total dos ácidos:



ou



ou



Cuidado!

As referências ao gosto das substâncias (azedo, amargo etc.), nesta unidade, baseiam-se na experiência cotidiana com os alimentos. Provar substâncias desconhecidas é extremamente perigoso! Siga sempre as orientações do(a) professor(a).

A conceituação dada por Arrhenius seria revista mais tarde, de forma independente, pelo dinamarquês Johannes Brønsted (1879-1947) e pelo inglês Thomas Lowry (1874-1936), que propuseram, em 1923, a Teoria Brønsted-Lowry: "Ácido é a espécie química que doa prótons; base, a espécie química que recebe prótons". Um passo além foi dado por Gilbert Lewis (1875-1946), estadunidense, que também em 1923 formulou: "Ácido é um receptor de um par de elétrons; base é um doador de um par de elétrons". Trata-se de uma teoria mais abrangente que as anteriores, mas que não as invalida.

1. NOMENCLATURA

A nomenclatura dos ácidos pode ser obtida a partir do nome dos ânions. Observe a tabela de ânions a seguir.

TABELA DE ALGUNS ÂNIONS			
MONOVALENTE (1-)	BIVALENTE (2-)	TRIVALENTE (3-)	TETRAVALENTE (4-)
F^- – fluoreto	S^{2-} – sulfeto	PO_4^{3-} – fosfato	$P_2O_7^{4-}$ – pirofosfato
Cl^- – cloreto	CO_3^{2-} – carbonato	BO_3^{3-} – borato	SiO_4^{4-} – silicato
Br^- – brometo	SO_4^{2-} – sulfato		
CN^- – cianeto	CrO_4^{2-} – cromato		
ClO_4^- – perclorato	$Cr_2O_7^{2-}$ – dicromato		
ClO_3^- – clorato			
ClO_2^- – clorito			
ClO^- – hipoclorito			
NO_3^- – nitrato			
NO_2^- – nitrito			
MnO_4^- – permanganato			
H_3CCOO^- – acetato			

EXPLORE SEU MUNDO – ÂNIONS EM REFRIGERANTES

Compare o rótulo dos refrigerantes do tipo cola com os demais refrigerantes. Indique um ânion presente no refrigerante do tipo cola que não está presente nos demais refrigerantes.

Os ânions terminados em **eto** originam ácidos terminados em **ídrico**, enquanto os ânions terminados em **ato** originam ácidos terminados em **ico** e os ânions terminados em **ito** originam ácidos terminados em **oso**.

Para se obter a fórmula dos ácidos devemos combinar o ânion com um número de íons H^+ necessários para que a carga total da fórmula seja igual a zero.

Vejamos alguns exemplos:

NOME E FÓRMULA DO ÂNION		FÓRMULA DO ÁCIDO	NOME DO ÁCIDO
Fluoreto	F^-	HF	ácido fluorídrico
Nitrato	NO_3^-	HNO_3	ácido nítrico
Acetato	H_3CCOO^-	H_3CCOOH	ácido acético
Carbonato	CO_3^{2-}	H_2CO_3	ácido carbônico
Hipoclorito	ClO^-	HClO	ácido hipocloroso

É importante lembrar que todos os ácidos definidos por Arrhenius são compostos moleculares.

Força – grau de ionização

Grau de ionização de um ácido (α) é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. Matematicamente, temos a seguinte expressão:

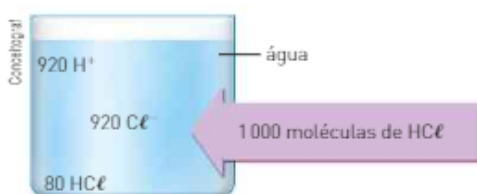
$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas}}$$

Quanto maior o grau de ionização, maior a condutibilidade elétrica, pois a condutibilidade é proporcional à concentração de íons presentes na solução. Embora todos os ácidos sofram ionização em meio aquoso, eles não o fazem na mesma escala.

Para comparar os graus de ionização de diferentes ácidos, devem-se utilizar soluções com o mesmo número de moléculas de cada um dos ácidos para um mesmo volume de solução, à mesma temperatura.

Veja dois exemplos:

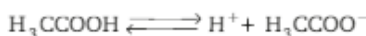
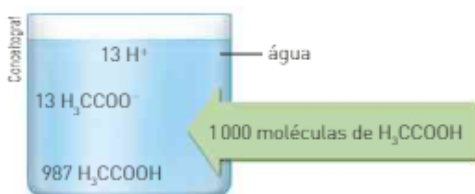
1. Experimentalmente verifica-se que de cada 1000 moléculas de HCl dissolvidas, 920 sofrem ionização:



$$\alpha = \frac{920}{1000} = 0,92$$

$$\alpha = 92\%$$

2. Verifica-se experimentalmente que de cada 1000 moléculas de ácido acético (H₃CCOOH) dissolvidas, apenas 13 sofrem ionização.



$$\alpha = \frac{13}{1000} = 0,013$$

$$\alpha = 1,3\%$$

Representações fora de escala e em cores fantasia.

Conhecendo o grau de ionização dos ácidos, podemos classificá-los em:

Fortes	Semifortes ou moderados	Fracos
$\alpha \geq 50\%$	$5\% < \alpha < 50\%$	$\alpha \leq 5\%$

Será que a força de um ácido está diretamente relacionada ao seu poder de corrosão ou essas são propriedades distintas?

Volatilidade

Indica a maior ou menor facilidade com que os ácidos passam do estado líquido para o gasoso.

- Voláteis: a grande maioria dos ácidos: HF, HCl, HCN, H₂S, HNO₃ etc. O ácido acético, componente do vinagre, é o ácido volátil mais comum no nosso dia a dia. Ao abrimos um frasco com vinagre, logo percebemos seu cheiro característico.
- Fixos: os dois ácidos pouco voláteis mais comuns são o H₂SO₄ e o H₃PO₄.

3. ALGUMAS PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS

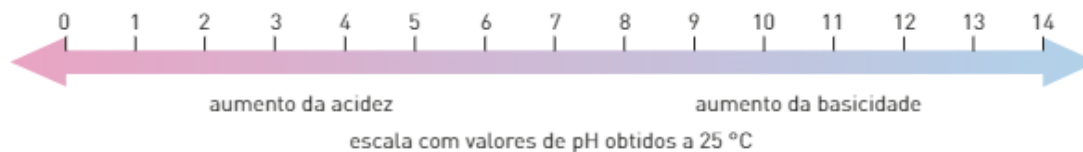
Vimos algumas propriedades dos ácidos, como o seu gosto azedo e a sua condutibilidade elétrica em solução aquosa. Vamos abordar agora outras propriedades que nos permitem identificá-los.

Ação sobre indicadores

Indicadores são substâncias que mudam de cor de acordo com o fato de o meio ser ácido ou básico.



É por meio de uma escala numérica, conhecida por **escala de pH**, que identificamos se o meio é ácido ou básico, bem como a intensidade da força do ácido e da base.



Reação com metais

Os ácidos reagem com muitos metais e, nessa reação, produzem gás hidrogênio (H_2) e um sal do metal.

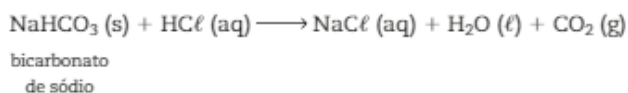
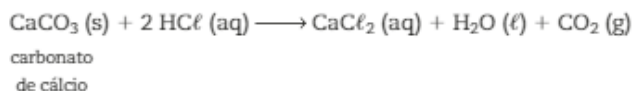
Exemplo:

A reação entre o zinco e o ácido clorídrico pode ser representada pela equação:



Reação com carbonatos e bicarbonatos

Carbonatos e bicarbonatos são ânions cujas fórmulas são, respectivamente, CO_3^{2-} e HCO_3^- . Quando reagem com ácidos, esses ânions liberam gás carbônico. Veja algumas dessas reações.



Principais ácidos, suas aplicações e características

Observe as imagens e suas legendas, com alguns exemplos de uso dos ácidos.



Ácido fluorídrico (HF).
Esse ácido corrói vidro. Na foto, gravação em vidro feita com a ação do HF (aq).



Ácido clorídrico (HCl).
Comercializado também com o nome de ácido muriático, é usado na limpeza química de equipamentos para remoção de ferrugem e na produção de colas e corantes.



Ácido sulfídrico (H₂S).
É formado durante o apodrecimento de ovos, na forma de gás sulfídrico, sendo o responsável pelo odor característico.



Ácido cianídrico (HCN).
Das raízes da mandioca é obtido o caldo amarelado conhecido como tucupi, usado no famoso "pato no tucupi", enquanto que das folhas moídas da mandioca, acrescidas de carnes defumadas, faz-se a maniçoba, ou a feijoada paraense. Todos acompanhados dos vários tipos de farinhas geradas destas raízes.

Ambos os pratos têm um elemento comum no seu preparo: o longo tempo de cozimento das partes da mandioca, em média de 4 a 6 dias. Dado da cultura popular remanescente da tradição indígena, esse longo tempo tem como objetivo eliminar o ácido cianídrico presente neste vegetal. O HCN (gás) é gerado quando a planta é moída, descascada ou amassada.



Ácido sulfúrico (H₂SO₄).
É um ácido desidratante que transforma o açúcar (C₁₂H₂₂O₁₁) em carvão. Está presente na bateria dos automóveis e em muitos processos industriais. Na fotografia, amostra de carvão obtida pela ação do ácido sobre açúcar.



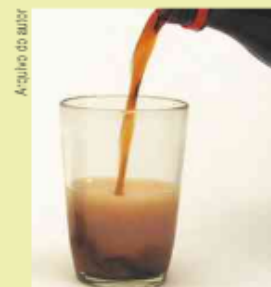
Ácido carbônico (H₂CO₃).
Forma-se pela reação:
 $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
Na forma de gás carbônico, é um dos constituintes dos refrigerantes e das águas minerais gaseificadas.



Ácido acético (H₃CCOOH).
É o componente do vinagre.



Ácido nítrico (HNO₃).
É utilizado na fabricação de explosivos, como a dinamite (fotografia).



Ácido fosfórico (H₃PO₄).
É utilizado nas indústrias de vidro, de alimentos, na tinturaria e na fabricação de fosfatos e superfosfatos usados como adubos (fertilizantes). Também é usado na produção de refrigerantes à base de cola (substância antes extraída de árvores da família das esterculiáceas, hoje sintetizada pela indústria).



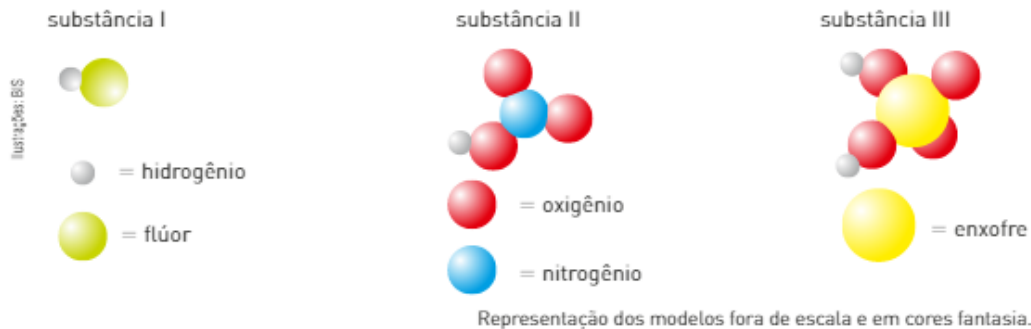
Cuidado!
A dissolução do ácido sulfúrico concentrado em água libera grande quantidade de energia. Por isso, em laboratório, para diluir o H₂SO₄, deve-se adicioná-lo à água e nunca adicionar água a ele.

Imagens da página fora de escala.

ATIVIDADES



Com base nas ilustrações e nas legendas, responda às questões de 6 a 8.



6. Escreva, em seu caderno, as fórmulas dos ácidos representados pelas substâncias I, II e III.
7. Consulte, se achar conveniente, a tabela de ânions e dê o nome dos ácidos.
8. Classifique cada um dos ácidos dos exercícios anteriores segundo os critérios:
 - a) hidrácidos ou oxiácidos;
 - b) monoácidos, diácidos etc.

9. (Enem-MEC) O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho a uma solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala ao lado.

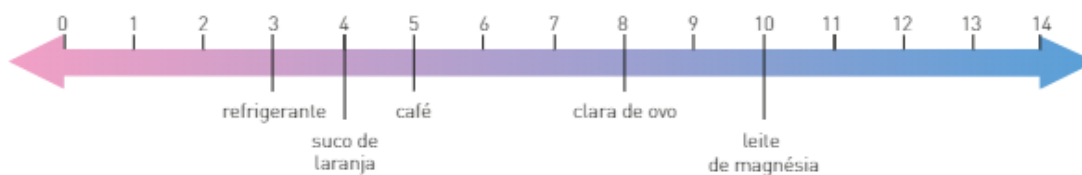


Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Material	I. Amoníaco	II. Leite de magnésia	III. Vinagre	IV. Leite de vaca
Cor	verde	azul	rosa	rosa

De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- a) ácido — básico — básico — ácido
 - b) ácido — básico — ácido — básico
 - c) básico — ácido — básico — ácido
 - d) ácido — ácido — básico — básico
 - e) básico — básico — ácido — ácido
10. A figura a seguir indica valores aproximados de pH a 25 °C.



Com base nessas informações, classifique as afirmações em verdadeiras ou falsas.

- I. O café é mais ácido do que o refrigerante.
- II. A clara de ovo é um meio básico.
- III. O leite de magnésia é o meio mais alcalino.
- IV. Estão em ordem do meio mais ácido para o mais básico na sequência a seguir: refrigerante < suco de laranja < café < clara de ovo < leite de magnésia.

Capítulo 20

Bases ou hidróxidos

Já vimos que um ácido muda a cor do indicador tornassol de azul para vermelho. Adicionando uma quantidade adequada de base ao tornassol que estava vermelho, este passa a apresentar cor azul novamente.

Se entrarmos em uma caverna e sentirmos cheiro de amônia, podemos afirmar que tal caverna é habitada por morcegos. A amônia – única base volátil – é liberada das excreções desses animais.

Um profissional que pode fornecer informações do que pode ser encontrado em uma caverna é o geólogo.



Eric and David Hoeking/Corbis, JEFF SOOK

Morcegos pendurados no teto de uma caverna. Austrália, 1995.

Mundo do trabalho

Geólogo

O geólogo tem atuação profissional marcante na sociedade moderna, devido à crescente demanda por recursos naturais (água, minérios, petróleo e gás, entre outros) e à necessidade de conservar o equilíbrio da natureza. É o profissional com melhor visão das interações do ser humano com o meio ambiente, pois detém o conhecimento especializado para lidar com a magnitude dos processos geológicos e caracterizar as suas causas e consequências.

O geólogo tem papel estratégico na prevenção de acidentes naturais, atua nos estudos de potencialidade de uso e ocupação do meio físico (áreas agrícolas e urbanas) e na remediação de contaminações tanto do solo como da água subterrânea.

A profissão do geólogo inclui ainda as atividades ligadas à investigação científica, que permitem obter informações sobre a evolução da Terra, sua composição, estrutura e origem.

Demandas recentes da sociedade trouxeram novos desafios para a profissão, exigindo uma formação multidisciplinar; de um lado, conhecimentos em física, matemática, química, biologia e computação; de outro, uma visão crítica e integrada em campos como o da economia, do planejamento e até de estruturas sociais.

Diferentemente de outras profissões, em que a atividade é realizada em escritórios ou outros recintos fechados, o geólogo divide seu tempo entre as pesquisas de campo, geralmente em ambientes externos, e o trabalho de laboratório; isso não significa que não haja geólogos que se ocupem de trabalhos em escritórios.

No Brasil, apesar de sua grande extensão territorial e riqueza em recursos minerais, o conhecimento geológico é restrito. Além disso, o número de profissionais na área é insuficiente comparativamente com o de outros países.

Portanto, o mercado de trabalho em nosso país é promissor para os geólogos, em função da demanda por um profissional que compreenda os processos geológicos de tal forma a propor soluções coerentes para a sociedade, em harmonia com o meio ambiente. O mercado é constituído por empresas petrolíferas, de perfuração de poços artesianos, de engenharia civil e ambiental, de mineração em empresas estatais e privadas; há geólogos também em instituições de ensino, onde atuam como professores e pesquisadores.

Fonte: <<http://www.vestibular2015.ufsc.br/geologia/>>. Acesso em: 11 abr. 2016.



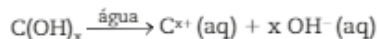
Aurora Creative/Getty Images

Cavernas gigantes. Bornéu, Malásia.

1. CONCEITO DE BASE SEGUNDO ARRHENIUS

A primeira definição de base (também chamada álcali) foi dada por Arrhenius: **Base** é toda substância que, em solução aquosa, origina o OH^- como único tipo de ânion.

Generalizando:



Exemplos:

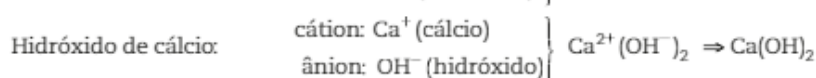
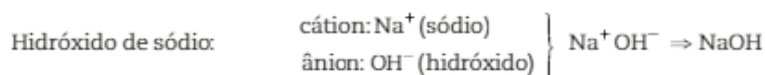


2. NOMENCLATURA

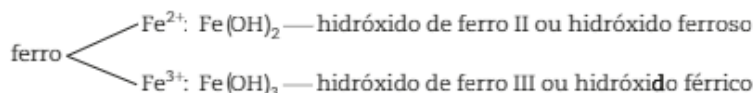
Para a nomenclatura das bases, consulte a tabela de cátions presente na página 190 e acrescente o termo **hidróxido**.

Hidróxido de (*nome do cátion*)

Veja os exemplos:



Quando um mesmo elemento forma cátions com diferentes eletrovalências (cargas), acrescenta-se ao final do nome, em algarismos romanos, o número da carga do íon. Outra maneira de dar nome é acrescentar o sufixo **-oso** ao cátion de **menor** carga, e **-ico** ao cátion de **maior** carga.



3. CLASSIFICAÇÃO

As bases podem ser classificadas segundo vários critérios. Vejamos alguns deles.

Número de hidroxilas

De acordo com o número de grupos OH^- liberados por fórmula nas dissociações das bases, essas podem ser classificadas como:

	Monobases	Dibases	Tribases	Tetrabases
Nº de OH^- por fórmula	1 OH^-	2 OH^-	3 OH^-	4 OH^-
Exemplo	NaOH	Mg(OH)_2	Al(OH)_3	Pb(OH)_4

Solubilidade em água

O quadro abaixo indica a quantidade de gramas de algumas bases que se dissolvem em 1 litro de água, a 20 °C.

A partir desses dados, podemos generalizar:

Solubilidade das bases em água

metais alcalinos > metais alcalinoterrosos > outros metais
solúveis pouco solúveis praticamente insolúveis

Solubilidade (em g) de base/litro de água (a 20 °C)			
CsOH	3857	Ca(OH) ₂	1,65
KOH	1120	Mg(OH) ₂	0,009
NaOH	1090	Al(OH) ₃	0,008
Ba(OH) ₂	38,9	Fe(OH) ₂	0,001
Sr(OH) ₂	3,9	Fe(OH) ₃	0,0000001

A única base que não apresenta metal em sua fórmula é o hidróxido de amônio (NH₄OH), que existe apenas em solução aquosa e, portanto, é uma base **solúvel**. O hidróxido de amônio pode ser obtido borbulhando-se gás amônia (NH₃) em água, na qual ocorre a ionização desse gás.

Origem do nome "amônio"

A origem do nome amônio vem do antigo Egito e, segundo evidências históricas, o nome está relacionado ao mais importante centro religioso do antigo império egípcio. Aproximadamente entre os anos de 2200 a.C. e 360 a.C., ocorreu a construção de Karnak, um complexo de templos, santuários, monumentos e vários outros edifícios que eram destinados ao culto dos deuses egípcios. Entre as construções, encontrava-se o templo do deus Amon.

As bases Be(OH)₂ e Mg(OH)₂, por apresentarem solubilidade muito pequena, são consideradas praticamente insolúveis.

Força – grau de dissociação

A força das bases pode ser relacionada com a sua solubilidade: quanto maior a solubilidade de uma base, maior será o seu grau de dissociação, e ela será considerada uma base **forte**. No entanto, se a base for pouco solúvel, o seu grau de dissociação será menor e ela será considerada **fraca**.

base solúvel → elevado grau de dissociação → base forte

base praticamente insolúvel → baixo grau de dissociação → base fraca

O hidróxido de amônio (NH₄OH), que é uma base proveniente de substância molecular — a amônia (NH₃(g)) — e não de um metal, tem um comportamento diferente, pois, embora se dissolva facilmente em água, apresenta um grau de ionização muito pequeno. Logo, o hidróxido de amônio é a única base solúvel e fraca.

Existem bases corrosivas ou essa é uma propriedade característica de substâncias ácidas? Ser corrosivo é sinônimo de ser ácido?

4. ALGUMAS PROPRIEDADES DAS BASES

Ação sobre indicadores

Tanto os ácidos como as bases alteram a cor de um indicador. A maioria dos indicadores usados em laboratório é artificial; porém, alguns são encontrados na natureza, como o tornassol, que é extraído de certos líquens. No dia a dia, encontramos esses indicadores em várias espécies vegetais: no repolho roxo, na beterraba, nas pétalas de rosas vermelhas, no chá-mate, nas amoras etc., sendo sua extração bastante fácil.

A maceração de uma folha de repolho roxo, seguida de sua diluição em água, permite obter uma solução roxa que mudará de cor tanto na presença de um ácido como na de uma base. O suco de repolho roxo apresenta coloração vermelha em meio ácido e verde-amarelada em meio básico.



Sérgio Botelho/7The Mix

Observe as colorações do suco de repolho roxo em diferentes pH:



SPL/Latireosok

A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados faixa ou intervalo de viragem. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem, temos uma cor intermediária às duas cores.

Os indicadores mais conhecidos e utilizados em laboratórios são a fenolftaleína e o alaranjado de metila; suas colorações em diferentes pH estão indicadas na tabela a seguir:

Indicador	Cor em pH abaixo da viragem	Intervalo aproximado de pH de mudança de cor	Cor em pH acima da viragem
Fenolftaleína	Incolor	8,2-10,0	Vermelho
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1-4,4	Amarelo

Reações com ácidos

Como sabemos:



Se misturarmos um ácido e uma base, os íons H^+ e OH^- interagem, produzindo água (H_2O). Essa reação é denominada neutralização. O cátion da base e o ânion do ácido darão origem a um sal, em um processo chamado salificação.

Principais bases e suas aplicações

Observe as imagens e suas legendas, com alguns exemplos de uso das bases.

Imagens da página fora de escala.



Hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂).

É uma das substâncias usadas para combater a azia — excesso de ácido clorídrico no estômago — pois neutraliza o HCl.



Hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂).

Utilizado nas pinturas a cal (caiação) e na preparação de argamassa. É conhecido como cal apagada, cal extinta e, quando misturado à água, é conhecido como água de cal ou leite de cal.



Hidróxido de sódio (NaOH).

Utilizado na fabricação de sabão a partir de óleos ou gorduras. É conhecido como soda cáustica.



Hidróxido de amônio (NH₄OH).

A partir da amônia são produzidos os fertilizantes, que permitem o aumento da produção de alimentos. Esse tipo de hidróxido também está presente em produtos de limpeza à base de amoníaco.

Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Usando vegetais e flores como indicadores de pH

Muitas flores e vegetais com cores fortes, especialmente vermelhas e roxas, contêm componentes que mudam de cor em diferentes pH. Alguns exemplos são o repolho roxo, a beterraba, o açaí, a amora, pétalas de rosa vermelha etc.

Material necessário

- repolho roxo;
- água;
- liquidificador;
- coador ou papel de filtro usado para fazer café;
- alguns copos;
- etiquetas;
- lápis ou caneta para indicar o conteúdo de cada copo;
- vários produtos que você provavelmente tem em sua casa, como: vinagre branco, suco de limão, refrigerante de limão, leite de magnésia, limpa vidros, sabonete branco, sabão de coco, antiácido, aspirina, sal e açúcar.

Procedimento

Coloque algumas folhas de repolho roxo no liquidificador com um pouco de água, bata por dois minutos e deixe em repouso por mais cinco minutos.

Em seguida, filtre o suco de repolho e recolha o filtrado.

Coloque o filtrado em vários copos e rotule cada um, indicando o nome do material que você irá adicionar a cada copo.

Adicione a cada um dos copos uma pequena amostra dos materiais mencionados acima e agite.

Compare as cores obtidas com as cores da escala contida na página 248.

Discussão

1. Quais produtos testados têm caráter ácido? Anote o seu pH.
2. Quais produtos testados têm caráter básico? Anote o seu pH.
3. Quais produtos testados têm caráter neutro? Atenção: pH = 7 é neutro a 25 °C.

Repita o experimento substituindo o repolho roxo por outro produto.

REGISTRE NO CADERNO



CONEXÃO Higiene

Sabões e sabonetes

Os primeiros registros de um material semelhante ao nosso sabão foram encontrados na antiga região da Babilônia, em 2800 a.C. Esse material, de aspecto pastoso, era produzido com gordura animal e cinza de madeira, que contém substâncias alcalinas solúveis em água.

O sabão de cinza é bastante antigo e, atualmente, ainda é produzido de maneira artesanal em diversas regiões do Brasil. Isso ocorre devido ao seu baixo custo e à dificuldade de acesso à soda cáustica, álcali (base) altamente corrosivo utilizado na produção de sabão.

O sabão de cinza é considerado ecológico por não afetar o meio ambiente. Uma receita tradicional desse tipo de sabão leva sebo, cinza, água e soda cáustica.

A cinza tem um alto poder de branquear. Para clarear panos de prato, devemos colocá-los de molho, ensaboados, em um balde com uma "trouxinha" de cinza. No dia seguinte, lave-os normalmente.

Os sabonetes são um material mais recente. Por volta de 1878, Harley Procter e seu primo, o químico James Gamble, nos Estados Unidos, conseguiram produzir um sabão branco, cremoso e delicadamente perfumado: o sabonete.

Na fabricação de sabonetes, utilizam-se substâncias com maior teor de pureza. Além disso, são adicionados essências, corantes e branqueadores.



Sabão de cinza envolvido por palha de milho.

Arquivo do autor

Fontes das informações: <<http://naturlink.sapo.pt>>; <<http://qnesc.s bq.org.br>>; <<http://www.visaoacademica.ufpr.br>>. Acessos em: 7 abr. 2016.

Cidadão consciente

O óleo que resta de frituras pode ser reaproveitado em receitas de sabão caseiro, o que evita que seja descartado de maneira inadequada e possa vir a contaminar cursos de água. Pesquise em sua cidade se há entidades que recolhem e reaproveitam o óleo de uso doméstico. Em caso positivo, divulgue isso na escola.

Refleta

REGISTRE NO CADERNO

1. Uma das substâncias utilizadas na produção do sabão de cinza é uma base. Você sabe qual é a fórmula dessa base?
2. A descoberta do método de produção do sabão data de aproximadamente 2800 a.C. Na sua opinião, essa produção de sabão era baseada em conhecimentos teóricos ou em observações? E com o passar do tempo, como você acha que ocorreu o desenvolvimento desse produto?

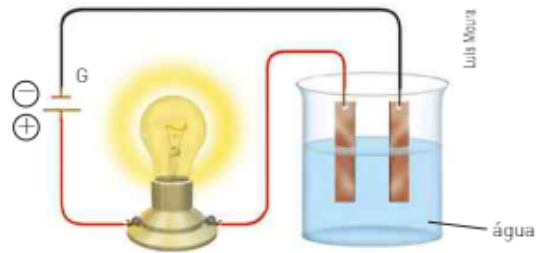
ATIVIDADES

REGISTRE NO CADERNO

11. Considere os seguintes cátions: Na^+ , Ag^+ , Sr^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+ . Escreva em seu caderno a fórmula das suas bases e seus respectivos nomes.
12. Dada a nomenclatura abaixo, escreva em seu caderno as fórmulas das bases e classifique-as de acordo com o número de OH^- .

a) Hidróxido ferroso ou de ferro II.	d) Hidróxido de potássio.
b) Hidróxido cuproso ou de cobre I.	e) Hidróxido plúmbico ou de chumbo IV.
c) Hidróxido de magnésio.	f) Hidróxido plumboso ou de chumbo II.

13. O esquema a seguir mostra uma aparelhagem utilizada para testar a força de eletrólitos.



Quando uma substância X é adicionada ao frasco com água, verificamos que, dependendo da natureza de X , podem ocorrer três fenômenos:

- a lâmpada acende com brilho intenso;
- a lâmpada acende com brilho fraco;
- a lâmpada não acende.

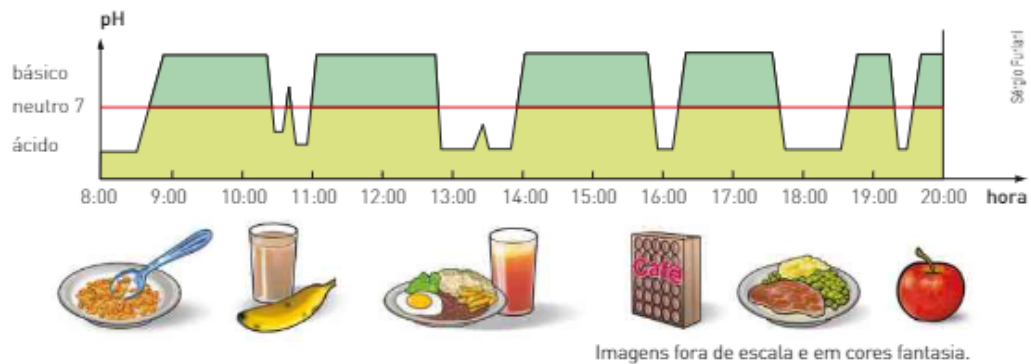
Considere que X seja hidróxido de:

- a) amônio; c) potássio; e) bário; g) prata; i) ferro III.
 b) sódio; d) cálcio; f) magnésio; h) ferro II;

Escreva suas fórmulas e indique o comportamento da lâmpada em cada um dos casos.

Leia o texto a seguir e responda às questões 14 e 15.

O diagrama a seguir mostra a variação do pH bucal durante determinado período do dia. Observe que durante e logo após as refeições o meio se torna ácido. Isso ocorre porque os açúcares, bem como outros componentes da alimentação, originam ácidos, os quais podem causar cáries.



14. Indique se o pH é maior, menor ou igual a 7 nos seguintes horários:
 I. 8h20; II. 10 h; III. 12 h; IV. 13h30.
15. Um hábito recomendável de higiene é escovar os dentes após as refeições. Os cremes dentais têm caráter ácido ou básico?

Considere as soluções aquosas abaixo e responda às questões de 16 a 19.



16. Qual dos frascos, quando aberto, irá exalar um odor característico?
17. Qual dos frascos contém soda cáustica?
18. Qual dos frascos contém cal apagada [extinta]?
19. Qual das soluções não apresentará resíduo sólido se submetida a um aquecimento até a evaporação total da água?

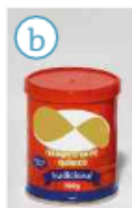
Capítulo 21

Sais

Assim como os ácidos e as bases, os sais fazem parte do nosso dia a dia: o sal de cozinha (a); o bicarbonato de sódio (b), que é utilizado como antiácido estomacal; o sulfato de magnésio (c), poderoso laxante conhecido por sal amargo; o sulfato de cobre (d), que é utilizado como algicida no tratamento de água de piscina; e muitos outros.



TheHesock/Getty Images



R. Barreto



R. Barreto

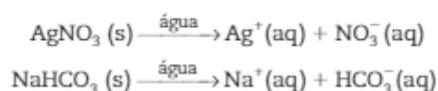


Sergio Cortez Jr./The West

O principal componente do sal de cozinha (a) é o cloreto de sódio [NaCl]. O bicarbonato de sódio (b), cuja fórmula é NaHCO₃, pode ser usado como fermento para a produção de bolos. O sulfato de magnésio (c), um laxante que só deve ser usado com indicação médica, tem fórmula MgSO₄. O sulfato de cobre hidratado (d) é usado como algicida e tem fórmula CuSO₄ · 5 H₂O. Imagens fora de escala.

Segundo Arrhenius, sal é toda substância que, em solução aquosa, libera pelo menos um cátion diferente de H⁺ e um ânion diferente de OH⁻.

Exemplos:



1. NOMENCLATURA E FORMULAÇÃO

Os sais, compostos iônicos formados por cátions e ânions, e seus nomes seguem basicamente o seguinte esquema:

Nome do ânion + de + Nome do cátion

Consulte as tabelas de cátions presentes na página 190 e a tabela de ânions presente na página 239 deste volume.

Como toda fórmula é eletricamente neutra, o total de cargas positivas deve ser igual ao total de cargas negativas.

Vejam alguns exemplos:

- Hipoclorito de sódio
 Ânion hipoclorito: ClO⁻ } NaClO
 Cátion: Na⁺ }
- Brometo de magnésio
 Ânion brometo: Br⁻ } MgBr₂
 Cátion: Mg²⁺ }

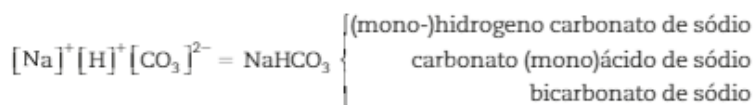
Natureza dos íons

- **Sal normal:** sal que não possui hidrogênio ionizável (H⁺) nem o ânion hidroxila (OH⁻).



- **Hidrogenossais:** apresentam dois cátions, dos quais um deles é obrigatoriamente o H^+ (hidrogênio ionizável), e somente um ânion.

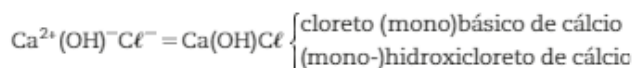
No seu nome, deve-se indicar a quantidade de hidrogênios ionizáveis:



Observação: O prefixo *mono* pode ser omitido.

- **Hidroxissal ou sal básico:** sal que apresenta dois ânions, dos quais um deles é o OH^- (hidroxila), e somente um cátion.

Na nomenclatura desses sais, deve-se indicar a presença e a quantidade de grupos OH^- de maneira semelhante aos sais que apresentam grupos H^+ . Assim, temos:



- **Sal duplo ou misto:** sal que apresenta dois cátions diferentes (exceto o hidrogênio ionizável H^+) ou dois ânions diferentes (exceto a hidroxila OH^-).

Nesse caso, a nomenclatura pode ser feita utilizando-se o seguinte esquema:

sal com dois cátions

(nome do ânion) de (nome dos cátions)

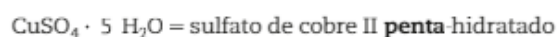


sal com dois ânions

(nome dos ânions) de (nome do cátion)



- **Sal hidratado:** apresenta, no retículo cristalino, moléculas de água em proporção definida. A água combinada dessa maneira chama-se **água de cristalização**, e a quantidade de moléculas de água é indicada, na nomenclatura do sal, por prefixos. Exemplo:



Solubilidade em água

Em termos práticos, esse é o critério mais importante para a classificação dos sais. A tabela a seguir indica a solubilidade das substâncias em água (a 25 °C e 1 atm).

SOLUBILIDADE EM ÁGUA			
Solúveis		Insolúveis	
como regra	principais exceções	como regra	principais exceções
nitratos (NO_3^-) acetatos ($CH_3 - COO^-$)	—	sulfetos (S^{2-})	metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio (NH_4^+)
cloretos (Cl^-) brometos (Br^-) iodetos (I^-)	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Hg^{2+}	carbonatos (CO_3^{2-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)
sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	fosfatos (PO_4^{3-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)

A solubilidade do sal tem relação importante com seu grau de dissociação iônica. Os sais solúveis apresentam um elevado grau de dissociação, originando soluções com grande quantidade de íons (soluções iônicas), sendo, por isso, considerados bons eletrólitos. Já os sais insolúveis sofrem pequena dissociação iônica, originando soluções com pequena quantidade de íons; são, por isso, considerados maus eletrólitos.

1. Quando dizemos que um sal é insolúvel, na realidade queremos dizer que sua solubilidade em água é muito pequena, pois nenhuma substância é totalmente insolúvel.
2. Todos os sais de metais alcalinos e amônio (NH_4^+) são solúveis.

Aplicações de alguns sais

Dr. P. Marazzi/SP/Jurinstock



Cloreto de sódio (NaCl).

No sal de cozinha, além do NaCl , existem outros sais, como os iodetos ou iodatos de sódio e potássio (NaI , NaIO_3 , KI , KIO_3), cuja presença é obrigatória por lei. Sua falta pode acarretar a doença denominada bócio, vulgarmente conhecida como papo.

Daria Muench/Corbis/Latinstock



Imagens da página fora de escala.

Carbonato de cálcio (CaCO_3).

É encontrado em grande quantidade na natureza, constituindo o calcário e o mármore. Está presente também nas estalactites, estalagmites e na casca do ovo. É usado para diminuir a acidez do solo e como abrasivo em cremes dentais.

Sergio Botto Jr./The Next



Nitrato de sódio (NaNO_3).

É conhecido como salitre do Chile e é usado na fabricação de fertilizantes e pólvora.

Dorling Kindersley



Carbonato de sódio (Na_2CO_3).

É uma das matérias-primas usadas na produção do vidro.

Apoth Images/Stock Images/Latinstock



Bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

É utilizado na fabricação de fermentos químicos, antiácidos e extintores de incêndio. A efervescência corresponde à liberação de CO_2 (g).

Thinstock/Getty Images



Sulfato de cálcio (CaSO_4). É utilizado como gesso em Medicina. Encontra-se também na composição do giz escolar.

Thinstock/Getty Images



Fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$).

Também conhecido como "farinha de osso", esse fertilizante contém cálcio obtido pela calcinação de ossos de animais. Quando tratado com ácido sulfúrico, produz fertilizante fosfatado.

Chris D. Witney/Protoplasters/Latinstock



Sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

Sua aplicação mais importante é no tratamento da água. Ao ser adicionado à água em meio básico, forma flocos, que se juntam a impurezas sólidas presentes na água. Esse processo é denominado **floculação**.

Cristina Xavier

Água Sanitária

Composição:
Ativo, Carbonato de Sódio e água.

Princípio Ativo:
Hipoclorito de Sódio - Cloro Ativo 2,0-2,5%

ATENÇÃO: No caso de pessoas com pele mais sensível recomendamos a utilização de luvas de borracha com produtos à base de amônia ou ácidos, pois produzem gases tóxicos.

Hipoclorito de sódio (NaClO).

Um dos seus usos é como alvejante (branqueador), podendo estar presente nas águas sanitárias. Por ser um poderoso antisséptico, é usado para a limpeza de residências, hospitais etc.

A partir dos compostos apresentados no capítulo até o momento, você conseguiria montar um catálogo de classificação de algumas substâncias presentes no seu cotidiano, separando-as em **ácidas, básicas** ou **formadas por sais**? Em relação a quais delas você possuía ideias equivocadas? Por exemplo, substâncias básicas que você pensava serem ácidas e vice-versa?

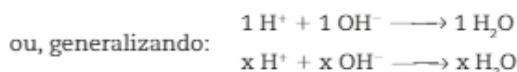
2. OBTENÇÃO DE SAIS

Quando um ácido e uma base são misturados, ocorre uma reação entre essas duas espécies denominada **reação de neutralização** e, conseqüentemente, forma-se um sal. Qualquer ácido neutraliza qualquer base e vice-versa.

Neutralização total

Quando misturamos um ácido e uma base, se a quantidade de íons H^+ provenientes do ácido for igual à quantidade de íons OH^- provenientes da base, ocorre a formação de H_2O , consumindo todos os íons H^+ e OH^- .

Esse fenômeno pode ser representado pela equação:



Nesse caso, ocorre uma **neutralização total**.

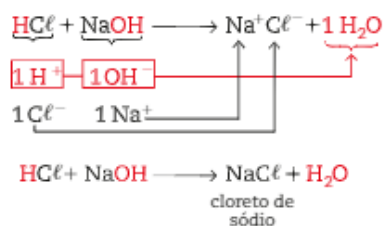
Os ânions provenientes do ácido se combinam com os cátions provenientes da base formando um sal.

Veja, a seguir, alguns exemplos de neutralização total, com a formação dos respectivos sais:

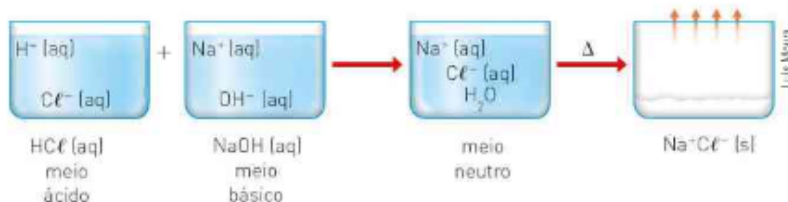
Ácido clorídrico + hidróxido de sódio

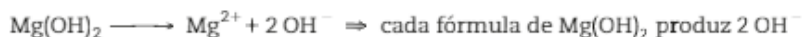
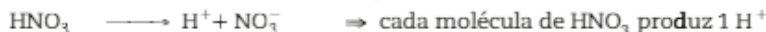


Assim, temos:

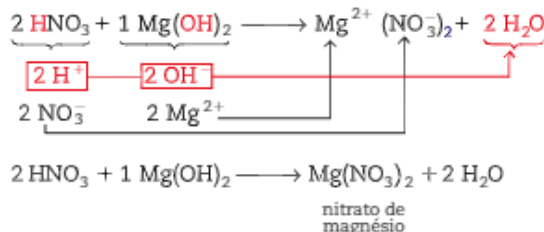


Nesse caso, o sal formado permanece dissolvido na água e, se aquecermos a solução até a evaporação total da água, obteremos $NaCl$ sólido.



Ácido nítrico + hidróxido de magnésio

Para neutralizar 2 OH⁻, necessitamos de 2 H⁺, ou seja, a reação ocorre na proporção de duas moléculas de HNO₃ para uma fórmula de Mg(OH)₂.



Assim, em toda reação de neutralização total ocorre a formação de um **sal normal** ou **neutro**.

Neutralização parcial

Quando um ácido e uma base são misturados em quantidades diferentes daquelas que levarão a uma neutralização total, ocorre uma neutralização parcial do ácido ou da base.

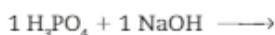
Nessas reações, as quantidades de ácido e base são predeterminadas.

Veja alguns exemplos:

Neutralização parcial do ácido

Ácido fosfórico + hidróxido de sódio

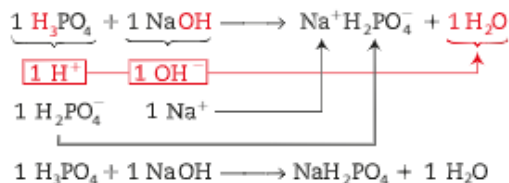
Exemplo:



Foi estipulado, nesse caso, que a reação deverá ocorrer entre **uma** molécula do ácido e **uma** fórmula da base e que essa proporção (1 : 1) deve ser respeitada. Logo, temos que:

- cada molécula de H₃PO₄ produz 3 íons H⁺;
- cada fórmula de NaOH produz 1 íon OH⁻.

Como cada íon OH⁻ neutraliza um íon H⁺, teremos a formação de uma molécula de H₂O. O ácido H₃PO₄ não é, então, neutralizado completamente e forma-se o ânion H₂PO₄⁻:



Dessa reação de neutralização parcial do ácido resultou o sal fosfato diácido de sódio ou di-hidrogeno-fosfato de sódio (NaH₂PO₄). O sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como hidrogenossal.

Neutralização parcial da base

Veja agora um exemplo de **neutralização parcial da base** com formação do respectivo sal.

Ácido clorídrico + hidróxido de magnésio

25. Ao sair dos reservatórios, a água passa por um tanque que contém carvão ativado e que retém, na sua superfície (adsorção), substâncias responsáveis por odores e gostos desagradáveis. Em seguida, já em outro tanque, recebe sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$), barrilha (Na_2CO_3) ou cal virgem (CaO), que formam flocos. As impurezas que passaram pelo primeiro tanque aderem a esses flocos, resultando em estruturas maiores e de maior massa, as quais se decantam ao passarem pelo tanque seguinte — o de sedimentação.

Antes de ser enviada às residências, a água passa por um outro tanque, no qual é filtrada. Em seguida, recebe cloro, que elimina micro-organismos (como bactérias), e flúor, importante na prevenção de cáries.

Baseando-se no texto, considere as seguintes afirmações:

- I. A água que chega à nossa casa é uma substância pura.
- II. Em sua casa, ao beber um copo de água, você está ingerindo somente dois elementos químicos.
- III. O número de elementos químicos presentes na barrilha é igual a 3.
- IV. O número de átomos presentes em uma única fórmula do sulfato de alumínio é igual a 17.

Dessas afirmações, está(ão) correta(s):

- | | |
|--------------------|----------------------|
| a) todas. | d) somente I e III. |
| b) nenhuma. | e) somente III e IV. |
| c) somente I e II. | |

Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Ação de ácidos e bases sobre os carbonatos

Objetivo: pôr em prática os conhecimentos adquiridos no capítulo e fazer inferências.

Material necessário

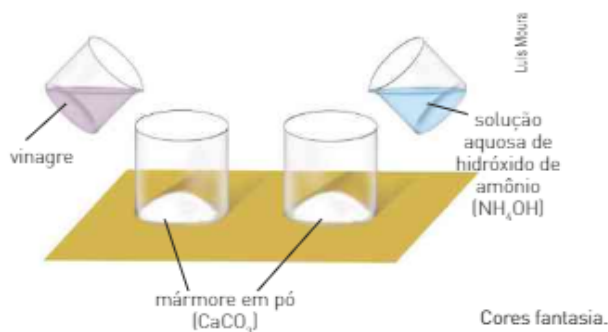
- amoníaco (solução aquosa de NH_4OH)
- vinagre (H_3CCOOH)
- mármore em pó ($CaCO_3$)

Cuidado!

O amoníaco pode ser obtido em farmácias. Porém, mantenha o frasco fechado, pois seus vapores podem causar irritação nas mucosas.

Procedimento

Sob a supervisão do(a) professor(a), faça os experimentos conforme o esquema a seguir.



Discussão

Observe em qual dos experimentos ocorreu uma reação e escreva em seu caderno a equação que a representa.

Com base nos dados obtidos, considere a seguinte afirmação: Os corais apresentam, como principal componente, o $CaCO_3$. É muito comum encontrar corais em oceanos (mares) e não em rios.

Como você poderia classificar as águas dos mares e dos rios quanto a seu caráter ácido ou alcalino (básico)? Justifique sua resposta.

REGISTRE NO CADERNO

Capítulo 22

Óxidos e o ambiente

A ferrugem é responsável pela corrosão de materiais de ferro. O processo de corrosão causa grandes danos às estruturas de edifícios, pontes, navios, carrocerias de veículos e bens públicos. Estudos indicam que a corrosão causa um prejuízo anual de 20 bilhões de reais ao Brasil.

Você sabia que a ferrugem é um óxido?

Os óxidos são substâncias presentes no nosso dia a dia. Um bom exemplo de óxido é o gás carbônico, expelido na respiração e principal responsável pelo efeito estufa.

A falta de manutenção em locais de uso público, como parques infantis, põe em risco a integridade física de seus usuários, neste caso as crianças. Os pais devem ficar atentos a isso, pois a ferrugem corrói e fragiliza os metais. De acordo com a ABNT (Associação Brasileira de Normas Técnicas), a responsabilidade da segurança envolve também os fabricantes de equipamentos, responsáveis pela instalação tanto em locais públicos como privados.



Ferreira do Fariato/Clare - Imagem

1. DEFINIÇÃO

Óxido é um composto binário, ou seja, formado por dois elementos, sendo o oxigênio o mais eletronegativo entre eles.

Os compostos OF_2 e O_2F_2 não são considerados óxidos porque o elemento flúor é mais eletronegativo que o elemento oxigênio.

2. NOMENCLATURA E CLASSIFICAÇÃO

Existem duas maneiras de nomear os óxidos, de acordo com suas ligações.

1. Óxidos moleculares: são os óxidos formados pela ligação do oxigênio a um não metal e têm seu nome estabelecido pela regra:

prefixo que indica a quantidade de oxigênio (mono, di, tri ...)

+ óxido de

prefixo que indica a quantidade do outro elemento (di, tri, tetra ...)

+ nome do elemento

Veja alguns exemplos:

monóxido de carbono = CO

trióxido de enxofre = SO_3

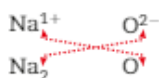
dióxido de carbono = CO_2

heptóxido de dicloro = Cl_2O_7

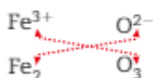
2. Óxidos iônicos: óxidos formados por metais, e neles o oxigênio apresenta carga -2 . Seu nome é formado da seguinte maneira:

óxido de nome do cátion (metal)

Veja alguns exemplos:



: óxido de sódio (Na_2O)



: óxido de ferro III (Fe_2O_3)

Os óxidos são classificados de acordo com seu comportamento na presença de água, bases e ácidos.

Para ampliar seus conhecimentos

A Química nos remédios. Laboratório Didático Virtual da Faculdade de Educação da USP. Nesta simulação, pode-se praticar a nomenclatura de compostos inorgânicos. Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_quimicadosremedios.htm>. Acesso em: 7 abr. 2016.

Óxidos básicos

Os óxidos básicos apresentam caráter iônico, em que o metal terá geralmente "carga" +1 ou +2.

Exemplos: Na_2O , BaO .

Esses óxidos reagem com água, produzindo bases, e reagem com ácidos, originando sal e água.

Veja os exemplos:

- óxido básico + água \longrightarrow base

$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH}$$
- óxido básico + ácido \longrightarrow sal + água

$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$



Um dos compostos presentes na cinza de madeira é o óxido de potássio, que reage com a água, formando uma base: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{KOH}$. A formação da base pode ser verificada utilizando-se a fenolftaleína, que adquire coloração rósea em meio básico.

Óxidos ácidos

Os óxidos ácidos apresentam caráter covalente e geralmente são formados por ametais.

Exemplos: CO_2 , SO_2 , N_2O_5 .

Esses óxidos reagem com água, produzindo ácido, e reagem com bases, originando sal e água.

Veja os exemplos:

- óxido ácido + água \longrightarrow ácido
 - óxido ácido + base \longrightarrow sal + água
- $$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \qquad \text{SO}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

Óxidos neutros

Os óxidos neutros são óxidos covalentes formados por ametais e não reagem com água, ácido ou base.

Os óxidos neutros, também chamados de **indiferentes** ou **inertes**, mais importantes são:

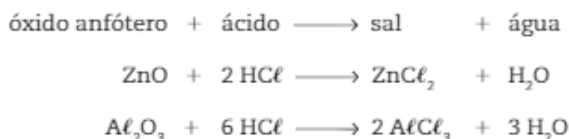
- CO = monóxido de carbono;
- NO = monóxido de nitrogênio ou óxido nítrico;
- N_2O = monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso.

Óxidos anfóteros

Os óxidos anfóteros comportam-se como óxidos básicos na presença de um ácido e como óxidos ácidos na presença de uma base.

Veja o comportamento dos óxidos anfóteros nas reações a seguir.

- a) Comportam-se como óxido básico, isto é, reagem com ácido, produzindo sal e água:



A anestesia com óxido nitroso (N_2O) pode ser um recurso em procedimentos odontológicos, principalmente em pessoas com medo de agulhas utilizadas na aplicação de anestésicos locais.

b) Comportam-se como óxido ácido: reagem com base, produzindo sal e água:



Os óxidos anfóteros mais comuns são: ZnO e Al_2O_3 . Existem outros, de menor importância, formados por metais, como SnO, SnO_2 , PbO, PbO_2 , ou por semimetais, como As_2O_3 , As_2O_5 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 .

Óxidos duplos ou mistos

Os óxidos duplos ou mistos resultam da combinação de dois óxidos de um mesmo elemento.

	Fórmulas	Componentes	Utilização
Magnetita	Fe_3O_4	$\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3$	ímã natural
Zarcão	Pb_3O_4	$2 \text{PbO} + \text{PbO}_2$	pintura de fundo

Peróxidos

Os peróxidos apresentam em sua estrutura o grupo $(\text{O}_2)^{2-}$.

O grupo característico dos peróxidos pode ser representado por: $(\text{O} - \text{O})^{2-}$.

Os peróxidos mais comuns são formados por hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalinoterrosos.

- Peróxido de hidrogênio (H_2O_2):

É líquido e molecular. Quando está dissolvido em água, origina uma solução conhecida por água oxigenada, muito comum em nosso cotidiano.

Quando concentrado, origina uma solução aquosa de água oxigenada conhecida por peridrol.

- Peróxido de metal alcalino:

Exemplo: Na_2O_2 – peróxido de sódio.

- Peróxido de metal alcalinoterroso:

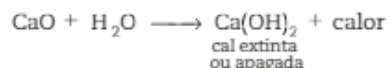
Exemplo: CaO_2 – peróxido de cálcio.

Esses peróxidos são sólidos nas condições ambiente.

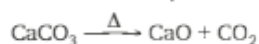
3. COMPOSTOS IMPORTANTES

Óxido de cálcio (CaO)

Na preparação da argamassa, a cal viva ou virgem (CaO) é misturada à água, ocorrendo uma reação que libera grande quantidade de calor.



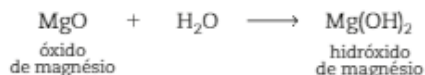
A cal virgem é obtida pelo aquecimento do CaCO_3 , que é encontrado na natureza como constituinte do mármore, do calcário e da calcita.



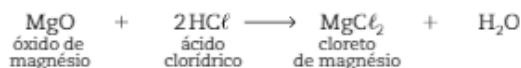
Em regiões agrícolas, a cal viva pode ser usada para diminuir a acidez do solo. Esse procedimento é denominado **calagem do solo**.

Óxido de magnésio (MgO)

Outro óxido básico que faz parte do nosso cotidiano é o óxido de magnésio ou magnésia (MgO). Ao ser misturado com água, o MgO forma o chamado **leite de magnésia**, que pode ser usado como antiácido estomacal. A reação entre o óxido de magnésio e a água pode ser representada por:



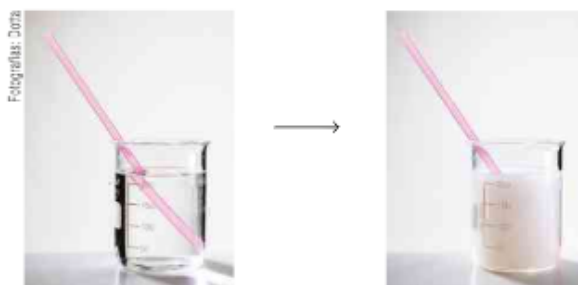
O óxido de magnésio, quando usado como antiácido, reage com o ácido clorídrico presente no estômago. Podemos representar essa reação por:



Dióxido de carbono (CO₂)

A água mineral gaseificada e os refrigerantes contêm gás carbônico (CO₂) dissolvido, que reage com água originando ácido carbônico (H₂CO₃).

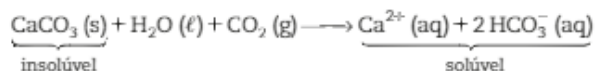
O CO₂ é um óxido ácido e reage com bases produzindo sal e água. Podemos identificar sua presença no ar expirado borbulhando-o em uma solução aquosa de Ca(OH)₂ (água de cal):



A solução torna-se turva pela presença do sal insolúvel, o CaCO₃.

Se continuarmos a assoprar, isto é, injetando gás carbônico no sistema, iremos notar que a suspensão esbranquiçada irá se transformar em uma solução novamente incolor.

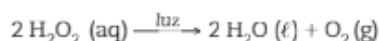
Isso é o mesmo que ocorre com os corais no mar. Se a concentração de CO₂ (g) aumentar muito na atmosfera, ocorrerá um aumento na dissolução de CO₂ na água do mar, o que irá provocar a dissolução de CaCO₃ (s) presente nas conchas e corais.



Peróxido de hidrogênio (H₂O₂)

O peróxido de hidrogênio, ou água oxigenada, é um líquido incolor, com viscosidade semelhante à de um xarope, que explode violentamente quando aquecido. As soluções aquosas diluídas de peróxido de hidrogênio são de uso comum. A solução aquosa a 3% de peróxido de hidrogênio é vendida em drogarias e utilizada como

antisséptico e alvejante. Os frascos de água oxigenada normalmente são escuros ou opacos, pois a luz provoca sua decomposição:



Algumas pessoas utilizam a água oxigenada para clarear pelos e cabelos. Soluções cuja concentração é superior a 30% de peróxido de hidrogênio são utilizadas industrialmente como alvejante de madeiras e fibras têxteis e, ainda, na propulsão de foguetes.

ATIVIDADES



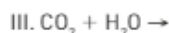
26. Dê a fórmula dos seguintes óxidos moleculares:

- | | |
|-------------------------|------------------------------|
| a) monóxido de carbono; | c) monóxido de dinitrogênio; |
| b) dióxido de enxofre; | d) heptóxido de dicloro. |

27. Dê a fórmula dos seguintes óxidos iônicos:

- | | |
|---------------------------------|---------------------------------|
| a) óxido de sódio; | c) óxido de ferro III (férico). |
| b) óxido de ferro II (ferroso); | |

28. Copie e complete as equações abaixo.



29. O sulfato de bário (BaSO_4) é uma substância muito usada em exames do aparelho digestório. A produção dessa substância deve ser feita com muito cuidado, pois, apesar de ela não ser tóxica, muitos compostos de bário são venenosos. Observe os reagentes: H_2SO_4 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; B_2O_3 ; K_2S ; Na_2SO_4 ; BaO ; H_3BO_3 ; H_2S ; BaCl_2 . Escolha, da relação acima, um óxido e um ácido cuja reação fornece sulfato de bário e escreva a equação balanceada dessa reação.

4. EFEITOS DOS ÓXIDOS NO AMBIENTE

Efeito estufa

Dentre as condições que favorecem a existência de vida na Terra está o chamado efeito estufa. À semelhança do que ocorre em uma estufa de plantas, o planeta está envolto por uma camada de gases, composta de gás carbônico (CO_2), gás ozônio (O_3), gás metano (CH_4) e óxido nitroso (N_2O), além de vapor de água (H_2O). Sem a presença dessa camada, a temperatura da Terra inviabilizaria a vida de inúmeras espécies.

E como as temperaturas da Terra se mantêm em níveis ideais? A Terra recebe constantemente energia do Sol, principalmente na forma de luz ou radiações visíveis. A maior parte dessa energia é absorvida pela superfície terrestre, enquanto outra parte é refletida de volta ao espaço pela própria superfície, na forma de radiações infravermelhas (não visíveis). Os gases de efeito estufa atuam impedindo que parte dessa energia refletida se dissipe (o que é desejável).

Com o aumento da concentração desses gases na atmosfera, porém, ocorre um desequilíbrio no balanço de entrada e saída de radiação solar do planeta, acarretando aquecimento da superfície da terra.

A quantidade de CO_2 – principal gás de efeito estufa – na atmosfera tem aumentado devido ao uso intensivo de combustíveis derivados do petróleo, como a gasolina e o gás natural, e do carvão.

O dióxido de carbono é removido da atmosfera principalmente pelo **fitoplâncton** e pela vegetação, por meio do processo de fotossíntese. Com a devastação das florestas e a poluição dos mares, a quantidade de CO_2 na atmosfera aumenta.

Fitoplâncton:
conjunto de organismos aquáticos microscópicos e fotossintetizantes que habitam a coluna de água mais superficial de mares e lagos.

Além disso, parte das árvores é queimada com a finalidade de preparar o terreno para plantações ou pastagens, o que produz ainda mais CO_2 . O IBGE (Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística) estima que as queimadas sejam responsáveis por 15% a 30% do aumento anual da quantidade de CO_2 na atmosfera.

O aumento da quantidade de CO_2 na atmosfera, além de afetar a qualidade de vida na Terra, intensificando o efeito estufa e causando o aumento da temperatura média da superfície do planeta, pode causar outro efeito, conhecido por branqueamento de corais. O gás carbônico atmosférico dissolve-se facilmente na água dos oceanos quando sua concentração na atmosfera aumenta. Na água, o gás carbônico forma ácido carbônico, diminuindo o pH da água, causando a morte de alguns organismos dos corais, que ficam brancos.

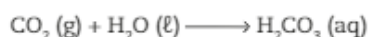


cristian bliz/Getty images

O fenômeno de "branqueamento" dos recifes de coral é um primeiro sinal de alerta sobre a gravidade da mudança que está ocorrendo no ambiente marinho.

Chuva ácida

A chuva é naturalmente ácida, pois a água da chuva se combina com o gás carbônico originando ácido carbônico. Essa acidez, porém, não é acentuada (pH em torno de 5,7) e não causa prejuízos ao meio ambiente.

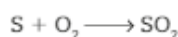


Em regiões altamente industrializadas, as chaminés das indústrias lançam na atmosfera grandes volumes de óxidos, principalmente de enxofre (SO_2), que se transformam parcialmente em SO_3 . Esses óxidos se dissolvem e reagem com a água da chuva, formando ácidos e dando origem a uma chuva ácida, que causa sérios problemas ambientais, tanto na própria região onde os óxidos foram lançados como a centenas de quilômetros de distância, uma vez que esses óxidos podem se deslocar com a atmosfera.

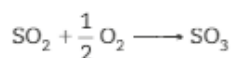
Nas cidades, seus efeitos podem ser verificados na saúde humana, com sintomas como coriza, irritação na garganta e nos pulmões, e na corrosão de estruturas metálicas de construções e na destruição de monumentos e prédios, causando enormes prejuízos. Em regiões mais afastadas dos centros urbanos, ela afeta o pH de rios e lagos, levando à mortandade de peixes e outros seres vivos, e a vegetação, causando a morte das folhas.

As reações que ocorrem para a formação desse tipo de chuva ácida podem ser assim representadas:

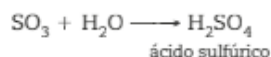
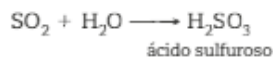
- Queima de enxofre:



- Transformação do SO_2 em SO_3 :



- Reações do SO_2 e do SO_3 com água, originando chuva ácida:




Não são apenas as indústrias, porém, que contribuem para a chuva ácida. Nas cidades altamente populosas, o grande número de automóveis também contribui para formação de chuvas ácidas, nesse caso em virtude da reação que ocorre, no



Rafael Herrera

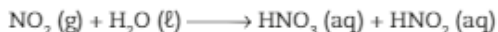
Óxidos ácidos, lançados na atmosfera em centros urbanos, podem se deslocar por centenas de quilômetros pela ação dos ventos e provocar chuva ácida mesmo em áreas pouco urbanizadas.

Para ampliar seu conhecimento:

 **O azul do planeta:** um retrato da atmosfera terrestre, de Mario Tolentino, Romeu Cardozo Rocha-Filho e Roberto Ribeiro da Silva. Coleção Polêmica. Editora Moderna. O livro trata da Química relacionada à atmosfera e os principais problemas de poluição.

interior do motor de veículos movidos a combustão, entre o gás nitrogênio (N_2) e o gás oxigênio (O_2), gerando o dióxido de nitrogênio (NO_2).

O dióxido de nitrogênio (NO_2), ao reagir com a água, origina os ácidos nítrico (HNO_3 (aq)) e nitroso (HNO_2 (aq)); a reação pode ser representada pela equação:



Poluentes atmosféricos

Muitas vezes, ao passarmos perto de um carro com o motor funcionando, sentimos cheiro de gasolina ou de álcool. Isso ocorre porque uma parte do combustível não sofreu combustão e é lançada na atmosfera.

Quando a combustão não ocorre de maneira completa, forma-se, além de monóxido de carbono (CO), carvão. Podemos perceber isso de duas maneiras:

- formação de resíduo preto no cano de escapamento;
- liberação de fumaça preta no ambiente.

Na fumaça preta, temos a presença de materiais particulados: carvão sólido e gotículas de água em suspensão.

Conforme foi visto até agora, como consequência da atividade humana, são lançados na atmosfera CO_2 , CO, SO_2 , C, NO_x e combustíveis não utilizados. Esses são classificados como poluentes primários. Alguns deles, no entanto, podem sofrer transformações, originando novos poluentes, que são denominados poluentes secundários. Um exemplo dessa transformação é a que ocorre com o óxido nítrico (NO), originando gás ozônio (O_3).



Quando próximo à superfície, o ozônio forma uma névoa seca, sendo um dos maiores agressores dos sistemas respiratório e imunitário, além de provocar envelhecimento precoce.

Os automóveis modernos possuem os chamados **conversores catalíticos** ou, simplesmente, **catalisadores**, que são dispositivos capazes de transformar uma substância poluente em outra substância não poluente.



Os catalisadores transformam os óxidos de nitrogênio em gás nitrogênio e assim diminuem a formação de ozônio e a liberação de NO, que, como você já viu, contribui para a chuva ácida. O símbolo HC representa os hidrocarbonetos componentes da gasolina e do *diesel* antes de serem queimados. Representação fora de escala e em cores fantasia.

Você acha que o rodízio municipal de veículos e a fiscalização automotiva sobre a emissão dos escapamentos dos carros são medidas eficazes para controlar a concentração de poluentes no ar atmosférico nas grandes cidades?

Discuta essa ideia com o seu professor e os colegas em sua classe.

Para ampliar seu conhecimento

Fumaça rima com ameaça. Revista *Veja*, ed. 1.911, 29 jun. 2005, p. 110. O artigo fala sobre os principais poluentes encontrados no ar das grandes metrópoles e dos danos causados à saúde e ao ambiente. Disponível em: <<http://veja.abril.com.br/acerodigital>>. Acesso em: 6 maio 2016.

Compromisso pela qualidade do ar e saúde ambiental, publicação do Ministério do Meio Ambiente, 2009. Disponível em: <http://www.mma.gov.br/estruturas/163/arquivos/compromisso2_163.pdf>. Acesso em: 6 maio 2016.

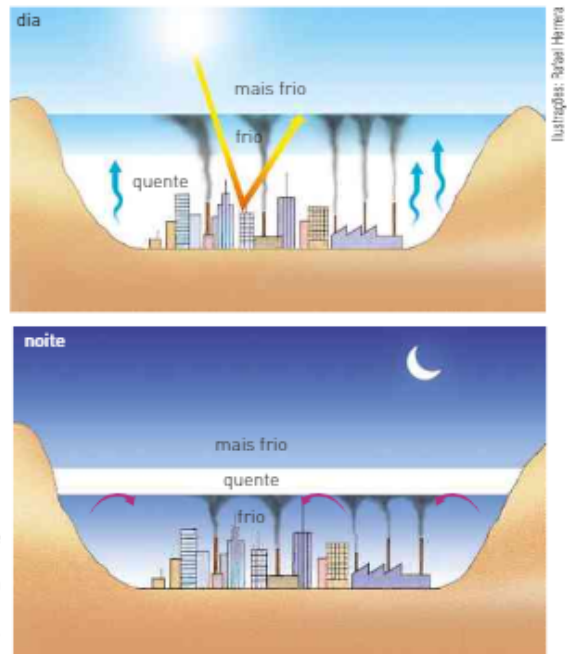
Inversão térmica

Normalmente, a camada de ar mais próxima da superfície terrestre é mais quente que as camadas superiores. Esse ar aquecido é menos denso e tende a se dissipar, arrastando com ele os poluentes atmosféricos.

Durante algumas épocas do ano, principalmente no inverno, ocorre um fenômeno denominado **inversão térmica**, no qual uma massa de ar fria se forma próximo da superfície, logo abaixo da camada de ar mais quente (menos densa). Com a chegada dessa massa, os poluentes praticamente não se dissipam, podendo atingir níveis de concentração perigosos à saúde.

Com o aumento da concentração de poluentes na atmosfera, forma-se uma nuvem escura e "venenosa", uma mistura de fumaça, neblina, ar, poluentes gasosos e partículas sólidas. Essa mistura provoca irritação nos olhos, nas narinas e na garganta, além de outros problemas de saúde.

O fenômeno da inversão térmica é comum nos meses de inverno, em que a diferença entre a temperatura durante o dia e à noite é grande. À noite, a superfície da Terra se resfria por radiação. Em noites sem nuvens e com pouco vento, o resfriamento atinge uma altura relativamente pequena, e os poluentes ficam retidos com a camada de ar próxima à superfície. Representação esquemática, fora de escala e em cores fantasia.



Ilhas de calor

Esse termo é utilizado atualmente para caracterizar regiões onde a temperatura média é de 3 °C a 5 °C maior do que nas áreas vizinhas. Isso ocorre nos grandes centros urbanos, que apresentam pequena quantidade de vegetação e grandes quantidades de vias asfaltadas, concreto e vidro. Essas condições favorecem o aumento na absorção de calor. A existência dessas construções dificulta a circulação eficiente do ar, o que faz com que a massa de ar quente se concentre sobre as cidades.



Visão aérea da cidade de São Paulo em 2013. Segundo estudo da Unesp divulgado em 2012, a formação de "ilhas de calor" deixou de ser um problema exclusivo das grandes metrópoles do país. Um levantamento feito em 14 cidades paulistas de médio e pequeno portes verificou que houve aumento de 1 °C na temperatura nos últimos 49 anos.

CONEXÃO Natureza e meio ambiente

Sequestro de carbono

É a absorção de grande quantidade de gás carbônico (CO_2) presente na atmosfera. A forma mais comum de sequestro de carbono é naturalmente realizada pelas florestas. Na fase de crescimento, as árvores demandam uma quantidade muito grande de carbono para se desenvolver e acabam tirando esse elemento do ar. Esse processo natural ajuda a diminuir consideravelmente a quantidade de CO_2 na atmosfera: cada hectare de floresta em desenvolvimento é capaz de absorver nada menos do que 150 a 200 toneladas de carbono.

É por essas e outras que o plantio de árvores é uma das prioridades para a diminuição de poluentes na atmosfera terrestre. "A recuperação de áreas plantadas, que foram degradadas durante décadas pelo homem,

é uma das possibilidades mais efetivas para ajudar a combater o aquecimento global”, afirma Carlos Joly, do Instituto de Biologia da Unicamp.

Porém não é a única: já existem estudos avançados para realizar o que os cientistas chamam de sequestro geológico de carbono. É uma forma de devolver o carbono para o subsolo. Os gases de exaustão produzidos pela indústria são separados através de um sistema de filtros que coletam o CO_2 .

Esse gás é comprimido, transportado e depois injetado em um reservatório geológico apropriado — que podem ser campos de petróleo maduro (já explorados ou em fase final de exploração), aquíferos salinos (lençóis de água subterrânea com água salobra não aproveitável) ou camadas de carvão que foram encontradas no solo [...]

“Os reservatórios geológicos são altamente eficazes para aprisionar fluidos em profundidade. Do contrário, o forte terremoto que causou o tsunami na Ásia teria rompido diversos depósitos geológicos naturais. No entanto, nenhum campo de gás natural ou petróleo vazou”, explica o geólogo José Marcelo Ketzer, coordenador do Centro de Excelência em Pesquisa sobre Armazenamento de Carbono (Cepac).

Ketzer lembra ainda que os campos de petróleo ou gás natural guardaram esses fluidos por milhões de anos e que eles permaneceriam intactos se o homem não resolvesse trazê-los para a superfície.
[...]

Fonte: Superinteressante, ed. 247, dez. 2007.

Disponível em: <http://super.abril.com.br/superarquivo/2007/conteudo_556026.shtml>. Acesso em: 1ª dez. 2012.

Refleta

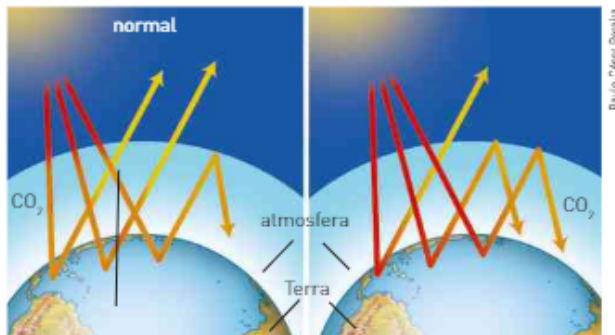


1. Por que é tão importante retirar o excesso de carbono da atmosfera?
2. No Brasil, utilizamos o álcool, obtido a partir da cana-de-açúcar, como substituto da gasolina. Esse procedimento favorece o sequestro de carbono?

ATIVIDADES

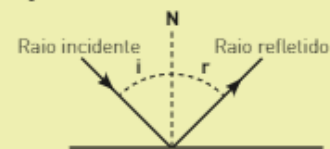


Com base na ilustração, que representa um fenômeno muito discutido atualmente, responda às questões de 30 a 35.



Representação fora de escala e em cores fantasia.

Nessa imagem, há muitos raios de luz incidentes na superfície da Terra e nela refletidos. Não há um plano que contenha todos esses raios, mas cada par de raios incidente e refletido pertence ao mesmo plano. Também para esse par de raios, a medida do ângulo que o raio incidente faz com a normal à superfície no ponto de incidência deve ter a mesma medida que o ângulo que o raio refletido faz com essa mesma normal.

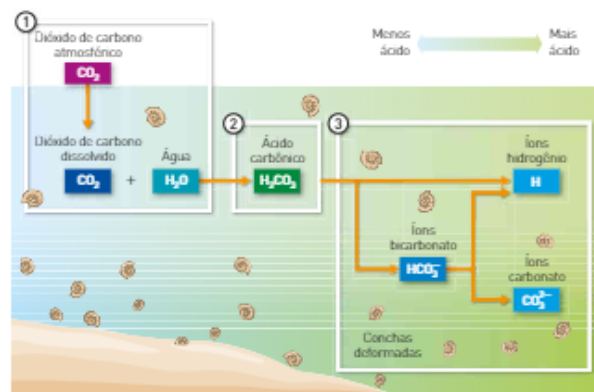


30. Qual é o nome do fenômeno?
31. Dê dois nomes para o gás indicado.
32. O que ocorre na superfície terrestre devido ao aumento na concentração de CO_2 na atmosfera?
33. Cite duas causas responsáveis pelo aumento da quantidade de CO_2 na atmosfera.
34. Qual a fórmula e o nome da substância originada na reação da água da chuva com o CO_2 ?
35. A chuva normal é ácida, básica ou neutra? Justifique.
36. A industrialização europeia teve como base energética o uso do carvão mineral. Até hoje, mesmo com o amplo uso de petróleo, da energia hidrelétrica e das usinas nucleares, além das fontes alternativas, como a energia eólica e fotovoltaica (solar), o carvão permanece como importante fonte energética no mundo, principalmente em alguns países da Europa Oriental e na China. Ocorre que a queima do carvão mineral pode provocar o aumento do volume do dióxido de enxofre na atmosfera e, com isso, o fenômeno:
 - a) da chuva ácida.
 - b) do vento geotrópico.
 - c) da rarefação do ar.
 - d) da desertificação.
 - e) da redução da ionosfera.

37. (Enem-MEC) Parte do gás carbônico da atmosfera é absorvida pela água do mar. O esquema representa reações que ocorrem naturalmente, em equilíbrio, no sistema ambiental marinho. O excesso de dióxido de carbono na atmosfera pode afetar os recifes de corais.

O resultado desse processo nos corais é o(a)

- seu branqueamento, levando à sua morte e extinção.
- excesso de fixação de cálcio, provocando calcificação indesejável.
- menor incorporação de carbono, afetando seu metabolismo energético.
- estímulo da atividade enzimática, evitando a descalcificação dos esqueletos.
- dano à estrutura dos esqueletos calcários, diminuindo o tamanho das populações.



Atividade prática

Siga SEMPRE as orientações do(a) professor(a) ou técnico(a) de laboratório.

Poluição por material particulado

Todos os dias, uma enorme quantidade de partículas sólidas é lançada na atmosfera e se espalha. Algumas delas são prejudiciais à nossa saúde, como muitas das emitidas pelos processos industriais e pelos motores de veículos, principalmente se não estiverem bem regulados.

Objetivo: comparar a quantidade dessas partículas em ambientes diferentes e em dias diferentes e elaborar hipóteses sobre as diferenças encontradas. Este experimento deve ser feito em dias secos.

Material

- 6 cartões retangulares de cartolina branca
- vaselina, que pode ser encontrada em farmácias
- cotonetes
- lápiz

Procedimento

Desenhe no centro do cartão um quadrado com 5 cm de lado.

Divida os cartões em dois grupos de três e numere-os conforme o esquema acima.

Em uma terça-feira, usando o cotonete, passe vaselina nos cartões 1 e 1A. Pendure o cartão 1 em algum local dentro de sua casa e o cartão 1A em algum local fora de sua casa. No dia seguinte, recolha os cartões e compare o aspecto visual dos quadrados centrais. Anote suas observações.

Repita o mesmo procedimento na sexta-feira usando os cartões 2 e 2A e no domingo com os cartões 3 e 3A.

Discussão

- Existe diferença entre os cartões que ficaram dentro e fora de casa? Justifique.
- Existe diferença entre os cartões que ficaram dentro de casa nos diferentes dias?
- Existe diferença entre os cartões que ficaram fora de casa nos diferentes dias?
- Onde a quantidade de material particulado é maior, dentro ou fora de sua casa?
- Em qual dia da semana ficou retida uma quantidade maior de material particulado na vaselina? Qual é a explicação mais provável para esse fato?
- Em qual dia da semana ficou retida uma quantidade menor de material particulado na vaselina? Qual é a explicação mais provável para esse fato?
- Esses poluentes que deixam os cartões escuros estão em qual estado físico?

REGISTRE NO CADERNO

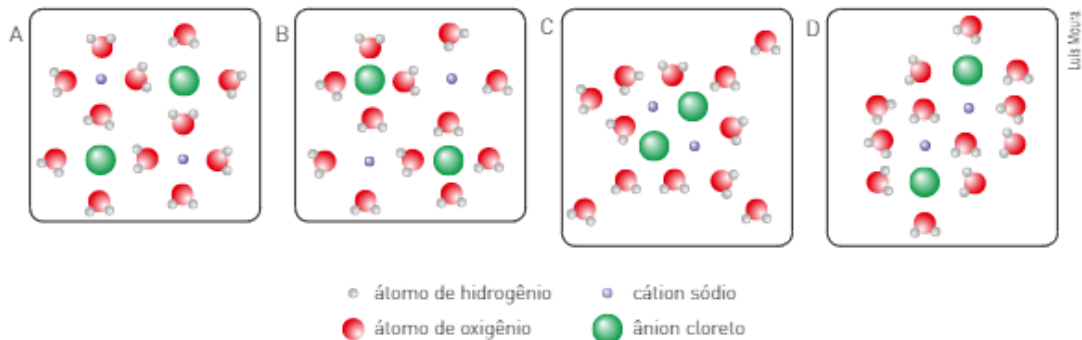


INTEGRANDO CONCEITOS



1. (UFMG) O cloreto de sódio, NaCl , é um sólido iônico que apresenta alta solubilidade em água.

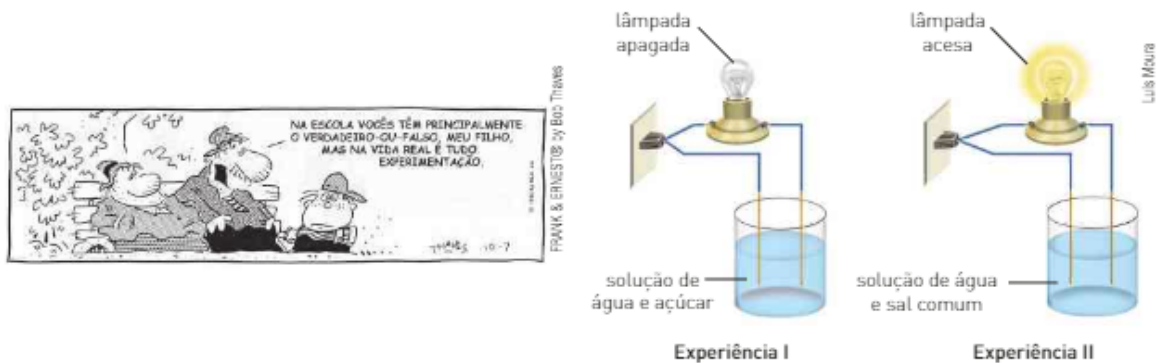
As figuras apresentam quatro modelos distintos para descrever a solvatação do NaCl pelas moléculas de água.



Representação dos modelos fora de escala e em cores fantasia.

Qual das figuras representa corretamente a solvatação do NaCl pelas moléculas de água?

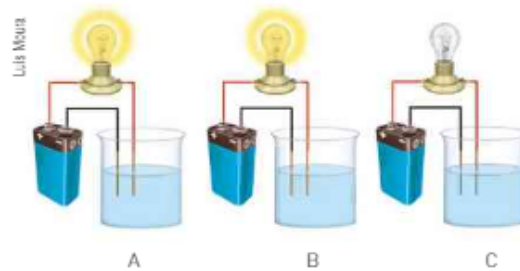
- a) A b) B c) C d) D
2. (UEG-GO) Por muito tempo, na maioria das escolas, as aulas de Química eram ministradas apenas sob forma de transmissão de conteúdos. Nos dias atuais, muitos professores utilizam a experimentação para enriquecerem suas aulas. Uma professora realizou junto com seus alunos as experiências a seguir:



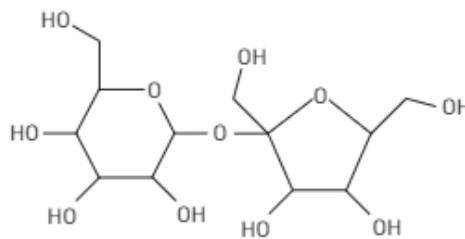
A seguir, os alunos fizeram as seguintes afirmações:

- I. A solução de água e açúcar é considerada uma solução eletrolítica.
 - II. A solução de água e sal permite a passagem de corrente elétrica.
 - III. As substâncias moleculares como HCl , NaCl e $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, quando dissolvidas em água, sofrem ionização.
 - IV. Água e ácido sulfúrico, quando puros, praticamente não conduzem corrente elétrica, porém uma solução de H_2SO_4 em água é uma boa condutora de eletricidade.
- Assinale a alternativa correta:
- a) Apenas as afirmações I, II e III são verdadeiras.
 - b) Apenas as afirmações I e III são verdadeiras.
 - c) Apenas as afirmações II e IV são verdadeiras.
 - d) Todas as afirmações são verdadeiras.
3. (Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio (NaCl) é sólido e o cloreto de hidrogênio (HCl) é um gás. Essas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.
- a) Por que, no estado líquido, o NaCl é um bom condutor de eletricidade, enquanto no estado sólido não é?
 - b) Por que, no estado líquido, o HCl é um mau condutor de eletricidade?
 - c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

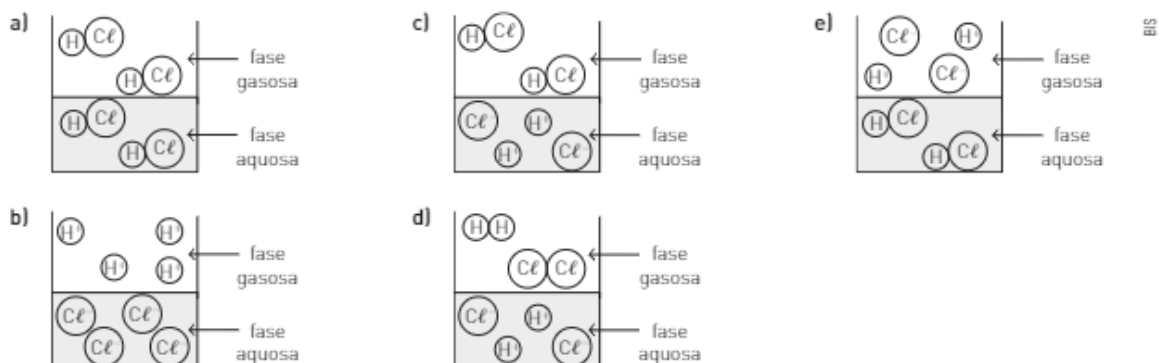
4. (UFRJ) Durante um experimento, seu professor de Química pediu que você identificasse as soluções aquosas presentes em cada um dos béqueres (A, B, C) apresentados a seguir.



Um dos béqueres contém um sistema não homogêneo de sacarose, cuja fórmula estrutural é (fórmula molecular: $C_{12}H_{22}O_{11}$):



- a) Identifique o béquer que contém a solução de sacarose. Justifique sua resposta.
- b) Coloque em ordem crescente de eletronegatividade os elementos químicos presentes na sacarose. Justifique sua resposta, com base na estrutura eletrônica dos elementos.
5. (Univali-SC) A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor-d'água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por indústrias de veículos e usinas termoelétricas movidas a carvão e a óleo; os óxidos de nitrogênio, por automóveis e fertilizantes.
- Ambos reagem com o vapor-d'água, originando, respectivamente, os ácidos sulfuroso, sulfídrico e sulfúrico, e o ácido nítrico. Esses elementos se precipitam, então, na forma de chuva, neve, orvalho ou geada, na chamada chuva ácida.
- Dentre os efeitos da chuva ácida estão a corrosão de equipamentos e a degradação das plantas, solos e lagos. O contato com os ácidos é prejudicial, podendo causar, por exemplo, doenças respiratórias.
- As fórmulas dos ácidos citados no texto acima, respectivamente, são:
- a) H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 .
- b) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , HNO_2 .
- c) HSO_4 , HS , H_2SO_4 , HNO_3 .
- d) HNO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 .
- e) H_2SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 .
6. (Fuvest-SP) Observa-se que uma solução aquosa saturada de HCl libera uma substância gasosa. Uma estudante de Química procurou representar, por meio de uma figura, os tipos de partículas que predominam nas fases aquosa e gasosa desse sistema — sem representar as partículas de água. A figura com a representação mais adequada seria:



7. (UFSM-RS) X, Y e Z representam genericamente três ácidos que, quando dissolvidos em um mesmo volume de água, à temperatura constante, comportam-se de acordo com a tabela:

	Número de moléculas dissolvidas	Número de moléculas ionizadas
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1


Analise as afirmações, considerando os três ácidos.

- I. X representa o mais forte. II. Z representa o mais fraco. III. Y apresenta o maior grau de ionização.

Está(ão) correta(s):

- a) apenas I. c) apenas III. e) I, II e III.
 b) apenas II. d) apenas I e II.
8. (Uece) O sistema ao lado mostra a ocorrência de reação química entre um ácido e um metal, com liberação do gás X.

O gás X, liberado neste sistema, é o:

- a) O_2
 b) Cl_2
 c) O_3
 d) H_2
- 
9. (UFU-MG) Um comprimido efervescente antiácido é em geral uma mistura sólida de bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e às vezes ácido acetilsalicílico ou sulfato de magnésio. Ao ser colocado em água, o gás que se desprende durante a efervescência é o:
- a) H_2 c) OH e) CO_2
 b) O_2 d) CO
10. (Unesp) Quando se coloca ácido clorídrico sobre uma concha do mar, ela é totalmente dissolvida e há desprendimento de um gás. Esse gás é o mesmo que é exalado na respiração animal. Portanto, o sal insolúvel que constitui a carapaça da concha do mar é:
- a) $CaCO_3$ d) $Ca(NO_3)_2$
 b) $CaSO_4$ e) $Ca(OH)_2$
 c) CaF_2

Use as informações do quadro abaixo para responder às questões 11 e 12.

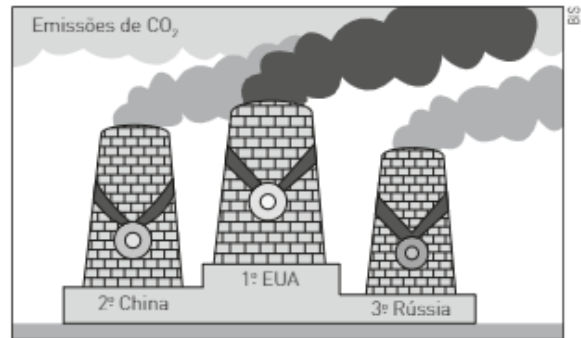
Amostras	suco gástrico	lágrima	saliva	café	leite de magnésia	limpa-forno	cerveja	líquido X	líquido Y
pH	2,0	7,4	6,8	5,0	10,0	14,0	3,0	7,0	8,2

11. Qual amostra pode ser a água pura?
12. Identifique as amostras ácidas e básicas. Quais delas correspondem às amostras de caráter ácido e básico mais acentuados (mais fortes)?
13. (Unioeste) Os hidróxidos de sódio, cálcio, alumínio e magnésio são bases utilizadas com diferentes números de hidroxilas. Assinale a alternativa que define corretamente estas bases na sequência indicada.
- a) Monobase, dibase, dibase e monobase.
 b) Monobase, monobase, tribase e dibase.
 c) Dibase, dibase, tribase e dibase.
 d) Tribase, monobase, monobase e monobase.
 e) Monobase, dibase, tribase e dibase.

29. (UFU-MG) Observe a figura ao lado.

Assinale a alternativa incorreta sobre as emissões de gás carbônico.

- As emissões de gás carbônico aumentam com a industrialização dos países em desenvolvimento.
- O gás carbônico, quando dissolvido na água dos rios, tem seu pH reduzido.
- O gás carbônico, representado por CO_2 , é emitido pela queima de combustíveis fósseis em países pouco industrializados.
- O gás carbônico é um dos gases responsáveis pelo efeito estufa.



30. (Upe) Analise a charge ao lado.

O sentido da crítica nela contida se vincula, principalmente, ao:

- acréscimo do pH das águas dos oceanos pela chuva ácida provocada por causa da maior concentração no ar atmosférico de fluorcarbonos, CO_2 , SO_2 e NO_x .
- efeito da participação humana na emissão de poluentes atmosféricos — como clorofluorcarbonos, hidrofluorcarbonos CO_2 , SO_2 e NO_x — no desequilíbrio do efeito estufa.
- derretimento do líquido lubrificante existente no corpo das aves por causa da contaminação dos corpos d'água pelas emissões de O_3 dos purificadores de água, industriais e domésticos.
- aumento das mutações nas aves por causa da variação da temperatura nos corpos d'água, provocada pelo acúmulo de clorofluorcarbonos e hidrofluorcarbonos no buraco existente sobre a Patagônia.
- risco de extinção das camadas polares pela criação humana do efeito estufa da Terra, em decorrência das altas concentrações de poluentes — como CO_2 , SO_2 e CH_4 — emitidos por fábricas, automóveis e criações extensivas de animais.



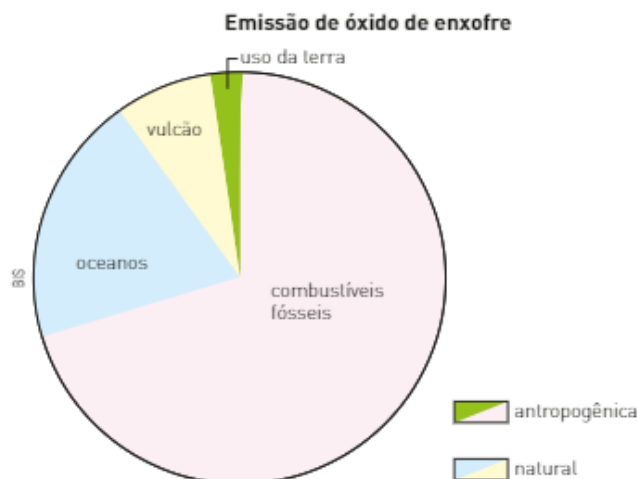
Disponível em: <<http://sandromeira12.wordpress.com/2010/02/>>.

31. As fontes naturais de emissão de compostos de enxofre na atmosfera são os oceanos, a poeira da terra, as erupções vulcânicas e a decomposição de matéria orgânica.

Já as fontes antropogênicas de emissão de compostos de enxofre na atmosfera são a queima de combustíveis fósseis e a atividade industrial.

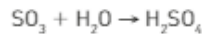
Os óxidos de enxofre presentes na atmosfera, ao se combinarem com a água da chuva, originam a chuva ácida.

O gráfico abaixo mostra os fatores responsáveis pela emissão de óxidos de enxofre na atmosfera.



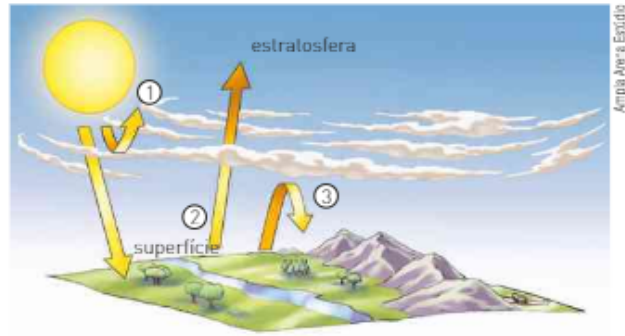
Analise as afirmações e copie em seu caderno apenas as corretas.

- I. A queima de combustíveis fósseis pelo ser humano é a principal responsável pela emissão de óxidos de enxofre.
- II. O uso da terra é uma causa antropogênica de emissão de óxidos de enxofre.
- III. As emissões de óxidos de enxofre pelos oceanos são maiores do que a soma das emissões provenientes do uso da terra e de erupções vulcânicas.
- IV. A formação da chuva ácida pode ser representada pela equação:



32. (UFPR) A emissão de determinados gases tem levado a alterações na composição da atmosfera, contribuindo para o efeito estufa. Com relação a esse tema, considere a figura ao lado:

Os raios solares são, em parte, refletidos pela atmosfera de volta ao espaço. Outra grande parte penetra a atmosfera, podendo chegar até o nível do solo, mantendo o aquecimento no planeta (1). É esse aquecimento que mantém a temperatura mais amena, possibilitando a manutenção da vida. Parte do calor gerado no solo e na atmosfera é refletido de volta à atmosfera, na forma de radiação infravermelha (2). Parte dessa radiação é então reirradiada para a terra, aumentando a retenção de calor no planeta (3).



- a) Que nome se dá ao desequilíbrio ambiental representado pela etapa 3?
 - b) Cite duas substâncias liberadas no meio ambiente pelo homem que interferem na etapa 3 do processo descrito anteriormente. Quais as principais fontes antrópicas dessas substâncias?
33. (UFRRJ) Nos dias atuais, a preocupação com o meio ambiente começa a ser uma realidade no meio empresarial, vide o certificado ISO 14000 concedido a empresas que são consideradas "ambientalmente corretas". O Brasil apresenta uma série de candidatas para receber esse certificado; afinal, o país que apresenta uma das mais severas leis ambientais do mundo não poderia deixar de ser também o pioneiro nessa certificação. Um tópico com o qual o Governo Federal terá muito trabalho será quanto à emissão de gases poluentes, tais como o anidrido sulfúrico e o sulfuroso, que geram, ao reagirem com a umidade do ar, o ácido sulfúrico. As fórmulas desses dois gases poluentes são, respectivamente:
- a) SO_2 e SO .
 - b) SO_3 e S_2O_3 .
 - c) SO_2 e S_2O_3 .
 - d) SO_3 e H_2SO_4 .
 - e) SO_3 e SO_2 .
34. (Enem-MEC) O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis.
- A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?
- a) HNO_3 e HNO_2 .
 - b) H_2SO_4 e H_2SO_3 .
 - c) H_2SO_3 e HNO_2 .
 - d) H_2SO_4 e HNO_3 .
 - e) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

35. (Enem-MEC)

Estações da RMSP	Qualidade	Índice	Poluente
Parque D. Pedro II	boa	6	MP_{10}
São Caetano do Sul	regular	60	NO_2
Congonhas	boa	15	MP_{10}
Osasco	inadequada	175	CO
Pinheiros	má	283	SO_2

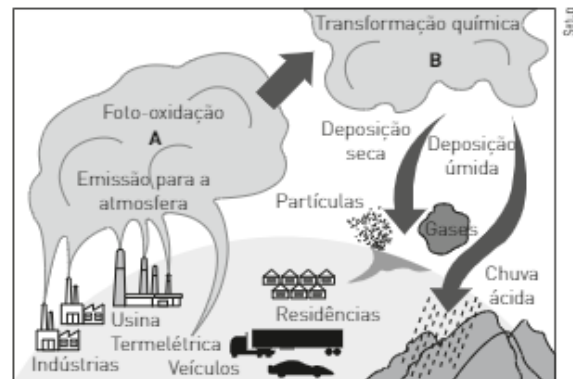
MP_{10} — partículas inaláveis: aquelas cujo diâmetro aerodinâmico é menor que $10 \mu\text{m}$.
 CO — monóxido de carbono: gás incolor e inodoro que resulta da queima incompleta de combustíveis de origem orgânica (combustíveis fósseis, biomassa etc.). Emitido principalmente por veículos automotores.
 NO_2 — dióxido de nitrogênio: formado principalmente nos processos de combustão de veículos automotores. Dependendo das concentrações, o NO_2 pode causar prejuízos à saúde.
 SO_2 — dióxido de enxofre: resulta principalmente da queima de combustíveis que contêm enxofre, como óleo diesel. Pode reagir com outras substâncias presentes no ar, formando partículas à base de sulfato responsáveis pela redução da visibilidade na atmosfera.

0-50	51-100	101-199	200-299	> 299
boa	regular	inadequada	má	péssima

A Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb) divulga continuamente dados referentes à qualidade do ar na região metropolitana de São Paulo. A tabela apresentada corresponde a dados hipotéticos que poderiam ter sido obtidos pela Cetesb em determinado dia. Se esses dados fossem verídicos, então seria mais provável encontrar problemas de visibilidade:

- no Parque D. Pedro II.
 - em São Caetano do Sul.
 - em Congonhas.
 - em Osasco.
 - em Pinheiros.
36. (Enem-MEC) As florestas tropicais úmidas contribuem muito para a manutenção da vida no planeta, por meio do chamado sequestro de carbono atmosférico. Resultados de observações sucessivas, nas últimas décadas, indicam que a floresta Amazônica é capaz de absorver até 300 milhões de toneladas de carbono por ano. Conclui-se, portanto, que as florestas exercem importante papel no controle:
- das chuvas ácidas, que decorrem da liberação, na atmosfera, do dióxido de carbono resultante dos desmatamentos por queimadas.
 - das inversões térmicas, causadas pelo acúmulo de dióxido de carbono resultante da não dispersão dos poluentes para as regiões mais altas da atmosfera.
 - da destruição da camada de ozônio, causada pela liberação, na atmosfera, do dióxido de carbono contido nos gases do grupo dos clorofluorcarbonos.
 - do efeito estufa provocado pelo acúmulo de carbono na atmosfera, resultante da queima de combustíveis fósseis, como carvão mineral e petróleo.
 - da eutrofização das águas, decorrente da dissolução, nos rios, do excesso de dióxido de carbono presente na atmosfera.

37. (Fuvest-SP) Observe a imagem, que apresenta uma situação de intensa poluição do ar que danifica veículos, edifícios, monumentos, vegetação e acarreta transtornos ainda maiores para a população. Trata-se de chuvas com poluentes ácidos ou corrosivos produzidos por reações químicas na atmosfera.



Atlas do meio ambiente do Brasil: Embrapa, 1996. Adaptado.

Com base na figura e em seus conhecimentos:

- a) identifique, em **A**, dois óxidos que se destacam e, em **B**, os ácidos que geram a chuva ácida, originados na transformação química desses óxidos. Responda no quadro abaixo.

A	B

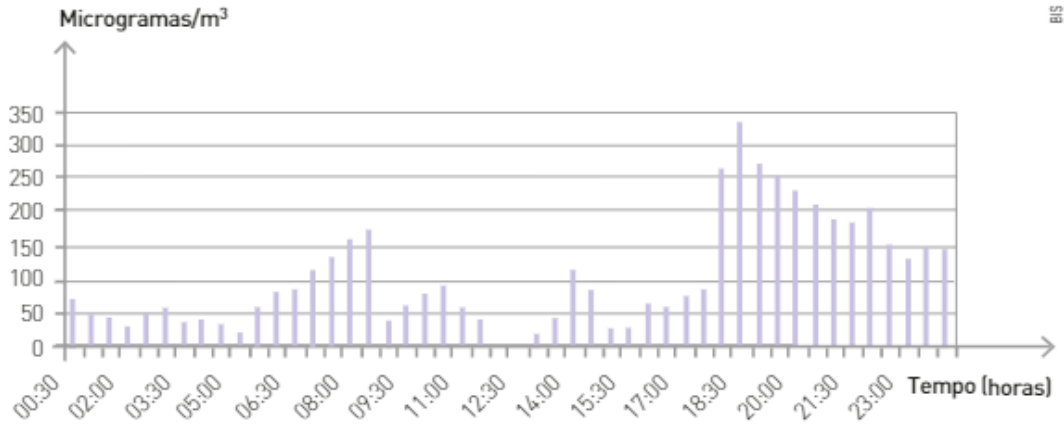
- b) explique duas medidas adotadas pelo poder público para minimizar o problema da poluição atmosférica na cidade de São Paulo.

Depois de analisar os gráficos e o texto abaixo, responda às questões de 38 a 40.

Os dois gráficos mostrados a seguir foram feitos a partir de dados obtidos por pesquisadores da Universidade Federal de Juiz de Fora (MG), em um estudo sobre a poluição do ar no dia 7 de junho de 2001 na mesma cidade.

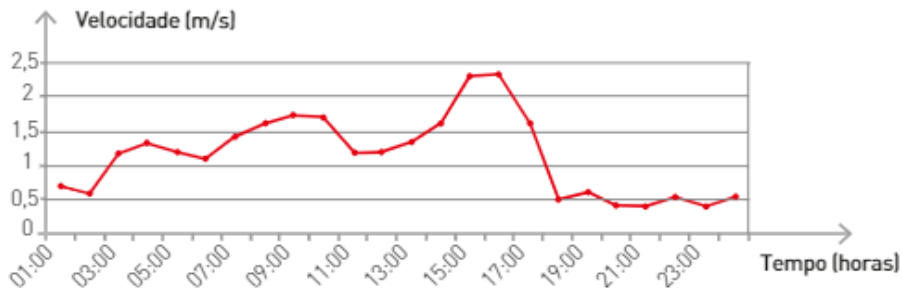
Gráfico I: este gráfico mostra a quantidade de poluentes produzidos por veículos motorizados, presentes no ar, nos diferentes horários do dia.

Qualidade do ar – 7 de junho de 2001



Fonte: Laboratório de Climatologia e Análise Ambiental (LabCAA) do Departamento de Geociências da UFJF.

Gráfico II: este gráfico mostra a velocidade do vento nas diferentes horas do dia.



Fonte: Laboratório de Climatologia e Análise Ambiental (LabCAA) do Departamento de Geociências da UFJF.

38. Observe o gráfico I.

- O que aconteceu com a quantidade de poluentes no período das 6h30 às 9h30? Cite uma provável causa para essa variação na quantidade de poluentes.
- Aproximadamente em qual horário a quantidade de carros circulando deve ser muito pequena? Crie uma justificativa para esse fato.
- O que aconteceu com a quantidade de poluentes no período das 18h30 às 20h00? Cite uma provável causa para essa variação na quantidade de poluentes.

39. Observe o gráfico II.

- Por volta de que horário a velocidade do vento foi maior?
- A velocidade do vento foi maior durante o dia ou durante a noite?

40. Compare os gráficos I e II.

Pelo gráfico I, podemos perceber que no período da noite foi registrada uma grande quantidade de poluentes no ar, apesar de provavelmente existirem menos carros circulando nesse horário. Já no gráfico II, a velocidade do vento no período da noite é baixa. Escreva uma provável relação entre a velocidade dos ventos e a quantidade de poluentes.

Respostas das atividades

Unidade 1

Atividades

- Resposta pessoal.
 - Resposta pessoal.
- Resposta pessoal.
- Resposta pessoal. Exemplos: cálcio, ferro, magnésio, zinco.
- Resposta pessoal.
 - Resposta pessoal.
- As hipóteses são ideias levantadas para a possível explicação de um determinado fenômeno.
- Para confirmar se as hipóteses elaboradas são válidas para a explicação de um determinado fenômeno, elas devem ser testadas.
- b
- b

Integrando conceitos

- Não existem materiais livres de substâncias químicas.
- A partir das informações apresentadas, podemos concluir que sim, uma vez que Sherlock formula hipóteses e as testa uma a uma, realizando, assim, experimentos para verificar a veracidade dessas hipóteses e, então, chegar a uma teoria para explicar e desvendar os crimes que soluciona.
- Observação.
 - Hipótese.
 - Observação.
 - Observação.
 - Hipótese.
 - Hipótese.
- Experimento.
 - Experimento.
 - Observação.
 - Conclusão.
- Massa total = $137,25 \text{ g} + 84 + 43,7 \text{ g} = 264,95 \text{ g}$
 - Massa total = $0,26495 \text{ kg}$
- 5 reais
- 15 m^3
 - $15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$
 - $15 \cdot 10^6 \text{ cm}^3$
 - $15 \cdot 10^9 \text{ mL}$
- 0,02 L/dia
 - 2 frascos
 - Sim, sobrarão 0,10 L do segundo frasco.
 - A sobra do medicamento não deve ser utilizada sem orientação médica. Assim, deve ser descartada em local apropriado.
- O trecho destacado, denominado índice pluviométrico, é fornecido em milímetros e expressa a quantidade de chuva em litros por metro quadrado [L/m^2].
- 98,6 °F
- b
- ouro
 - prata
 - alumínio
- A partir do enunciado, temos que os frascos contêm a mesma massa de líquidos diferentes. Assim, podemos identificar as substâncias pelo volume que ocupam nos frascos. O líquido de maior densidade deverá ocupar o menor volume. Como o clorofórmio é o que possui a maior densidade, então ele teria o menor volume. O volume do etanol seria o maior e o da água, o intermediário.
- Porque na urina encontra-se dissolvida certa quantidade de substâncias, como, por exemplo, a ureia e alguns sais de densidades maiores do que a da água.
 - Densidade maior, pois a pessoa desidratada possui menor volume de água no corpo; dessa forma, a urina tem volume menor, ficando mais concentrada.
 - 1,2 g/mL
- a
- $d_y < d_z < d_x$
- Z
 - Y
 - X
- e
- Como a densidade do material encontrado é diferente da densidade do ouro, o garimpeiro chegou à conclusão de que a pepita encontrada não era formada de ouro.
- c
- d
- d
- d

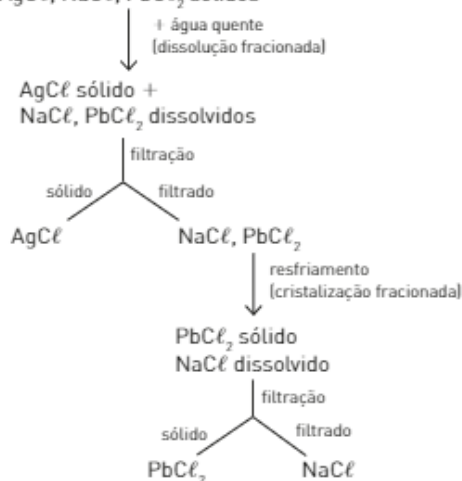
38. d 39. e 40. e

Integrando conceitos

1. d
2. 0 – Errado.
1 – Certo.
2 – Certo.
3 – Errado.
4 – Certo.
3. d
4. A – água
B – ouro
C – mercúrio
5. e 6. c 7. d 8. e 9. d
10. a) Mistura de água e substâncias extraídas do mate.
b) Do mate, foram extraídas pela água quente.
c) Extração (dissolução fracionada).
d) Não, pois a água quente dissolve melhor as substâncias contidas na folha do mate.
e) Na preparação de chá e café.

11. Sistema III.

12. AgCl , NaCl , PbCl_2 sólidos



13. b
14. a) Parte 1 – (região quente) temperatura elevada acarreta elevada vaporização.
Parte 2 – (região fria) acarreta condensação.
Parte 3 – ocorre a precipitação (chuva).
- b) A massa de ar tropical continental (4), por ser quente, desvia a massa proveniente de (1), que é úmida, impedindo seu deslocamento até a região (3). Essa menor umidade reduziu o índice pluviométrico nessa região.

15. e 16. b

17. Em **A**, ocorreu uma mudança de estado. O nome dessa mudança é evaporação.

A ilustração **B** representa uma transformação química. Trata-se de uma reação de combustão; a queima do butano dá origem à formação de novas substâncias.

18. a) Celulose.
b) Transformação física. Não há a formação de novas substâncias.
c) Transformação química. A queima do papel é uma reação de combustão e leva à formação de novas substâncias.

19. Aproximadamente 2,5 pães.

20. 1,2 h = 72 min

21. d

22. A areia apresenta menor calor específico do que a água; desse modo, a água irá sofrer uma menor variação de temperatura do que a areia quando submetida ao aquecimento. Justifica-se, assim, o fato de os personagens da tirinha considerarem a areia quente e a água fria.

23. a) O ciclo da água.
b) Evaporação ("Vem o sol, aquece a água, / E o vapor vai para as alturas.") e condensação ("O vapor sobe, limpinho. / [...] Porém, lá em cima é tão frio, / Que o vapor logo condensa.").
c) No processo de evaporação, a água deixa as impurezas (sujeira) no meio e, assim, a chuva é formada praticamente por água pura.

24. c

25. b

26. e

27. d

28. d

29. b

30. a) Ambos estão no estado sólido, pois a temperatura ambiente é menor do que a temperatura de fusão dos dois metais.
b) Ambos estão no estado líquido, pois a temperatura ambiente é maior do que a temperatura de fusão, mas menor do que a temperatura de ebulição dos dois metais.
c) Você poderia segurar os dois metais. Como a temperatura do corpo humano é, em média, 36 °C, os dois metais iriam se aquecer; porém, como TF do gálio é 29,8 °C, antes de alcançar o equilíbrio térmico ele sofreria fusão.

31. b

32. e

33. a) O sistema é formado por uma substância pura. O gráfico apresenta dois patamares bem definidos (mudanças de fase a temperatura constante): o patamar inferior representa a fusão e o patamar superior representa a ebulição.

- b) 10 °C a 20 °C e) sólido + líquido
 c) 20 °C a 40 °C f) líquido + gasoso
 d) 40 °C

34. I. a) 328 °C (1ª patamar)
 b) 1620 °C (2ª patamar)
 c) sólido
 d) sólido e líquido (está ocorrendo fusão)
 e) líquido
 f) líquido e gasoso (está ocorrendo ebulição)
 g) gasoso
- II. a) 1620 °C (1ª patamar)
 b) 328 °C (2ª patamar)
35. a) **X** e **Y** estarão no estado sólido a 20 °C, uma vez que a temperatura de fusão de ambas as substâncias é superior a 20 °C.
 b) A substância **Z** a 20 °C encontra-se no estado gasoso.
 c) O material **T** é uma mistura, uma vez que as mudanças de fase (fusão e ebulição) não ocorrem a temperatura constante.
 d) 1,3 g/L
36. a) Falso. d) Falso.
 b) Falso. e) Falso.
 c) Verdadeiro.

37. b

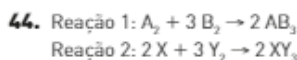
38. x = 16 g
 y = 80 g
 z = 112 g

Lei de Lavoisier (conservação da massa)
 Lei de Proust (proporções definidas)

39. I. a) O carbono reage com o oxigênio e se transforma em gás carbônico.
 II. c) O ferro reage com o oxigênio e se transforma em óxido de ferro.
 III. b) O gás carbônico formado não escapa e continua sobre o prato **A**, mantendo a mesma massa que **B**.
40. O sólido em **B** é palha de ferro, pois, na sua combustão, o ferro retira oxigênio do ar para formar um óxido de ferro sólido. Com isso, aumenta a massa no prato **B** e ele desce, ficando abaixo do prato **A**.
- $$4 \text{ Fe (s)} + \underbrace{3 \text{ O}_2 \text{ (g)}}_{\text{do ar}} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$$
- $$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} > m_{\text{Fe}}$$
- Se em **B** houvesse carvão, sua queima resultaria na liberação de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ para o ar, fazendo com que a massa em **B** diminuísse e, conseqüentemente, ficasse acima do prato **A**.
41. a) Substância pura.
 b) 3 elementos: C, H e O.
 c) 45 átomos.
42. a) 3 fases
 b) 4

- c) 5
 d) A fase contendo tetracloreto de carbono é a mais densa.

43. I. Verdadeiro. IV. Verdadeiro.
 II. Falso. V. Verdadeiro.
 III. Falso.



45. b

Unidade 3

Atividades

1. A bexiga encontra-se eletrizada.
2. I. Falsa. III. Verdadeira.
 II. Verdadeira. IV. Falsa.
3. I. Verdadeira. IV. Verdadeira.
 II. Verdadeira. V. Verdadeira.
 III. Falsa. VI. Verdadeira.
4. a) O experimento de Rutherford consistiu em bombardear uma finíssima lâmina de ouro com partículas alfa, emitidas por polônio, um elemento radioativo. As observações feitas durante o experimento levaram Rutherford a tirar uma série de conclusões:

Observação	Conclusão
A maior parte das partículas α atravessa a lâmina sem sofrer desvios.	A maior parte do átomo deve ser vazia. Nesse espaço (eletrosfera), devem estar localizados os elétrons.
Poucas partículas α (1 em 20 mil) não atravessam a lâmina e voltam.	Deve existir no átomo uma pequena região onde está concentrada a massa (o núcleo).
Algumas partículas α sofrem desvios de trajetória ao atravessar a lâmina.	O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca uma repulsão nas partículas α (positivas).

As conclusões iniciais de Rutherford permitiram a criação, em 1911, de um modelo atômico semelhante ao sistema solar; segundo ele, o átomo seria constituído por duas regiões distintas:

- uma região central que contém praticamente toda a massa do átomo e apresenta carga positiva, a qual foi denominada **núcleo**;
- uma região praticamente sem massa envolvendo o núcleo e que apresenta carga negativa, denominada **eletrosfera**.

Rutherford concluiu que, se o átomo é formado por duas regiões e é descontínuo, a matéria também é descontínua.

- b) Como diferença entre os modelos de Thomson e Rutherford, podemos citar o fato de o átomo segundo Rutherford ser formado basicamente por duas regiões distintas, o núcleo e a eletrosfera, enquanto Thomson acreditava que o átomo fosse constituído por uma espécie de fluido positivo no qual estariam incrustadas partículas de carga negativa, os elétrons.
5. a
6. I. Verdadeira. IV. Verdadeira.
II. Falsa. V. Verdadeira.
III. Verdadeira.
7. ${}_6\text{C}^{13}$: prótons = 6, nêutrons = 7, elétrons = 6
 ${}_7\text{N}^{15}$: prótons = 7, nêutrons = 8, elétrons = 7
8. I. Falsa. IV. Correta.
II. Correta. V. Falsa.
III. Falsa.
9. a) I e V
b) I e V
c) II e IV
d) Não há espécies que apresentam o mesmo número de nêutrons.
10. a) 10 prótons, 8 nêutrons, 10 elétrons.
b) 22 prótons, 22 nêutrons, 22 elétrons.
c) 16 prótons, 14 nêutrons, 16 elétrons.
11. b
12. d
13. I - beta;
II - gama;
III - alfa.
14. a 16. e 18. 40 h
15. c 17. 9 min 19. d
20. a) X: Z = 36; A = 93
Y: Z = 35; A = 90
b) 9 bilhões de anos
21. I e III
22. V
23. I. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$
II. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$
III. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4 4s^1$
IV. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4 4s^2 3d^5$
V. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$
24. Z = 35
25. d
26. d

Integrando conceitos

1. c 2. b 3. a 4. c 5. d
6. a) 6 prótons f) 6
b) 8 nêutrons g) 6
c) 6 elétrons h) 6
d) 14 i) 20
e) 6

7.

	Ca ²⁺	Fe	N ³⁻	Ra
Nº atômico	20	26	7	88
Nº de massa	40	56	14	226
Prótons	20	26	7	88
Nêutrons	20	30	7	138
Elétrons	18	26	10	88

8. b 9. a 10. e 11. c
12. a) Verdadeiro. c) Falso.
b) Falso. d) Falso.
13. a 14. a 15. c
16. I. ${}_{88}\text{Ra}^{223} \rightarrow {}_{88}\text{Rn}^{219} + {}_2\alpha^4$
II. ${}_{82}\text{Pb}^{212} \rightarrow {}_{83}\text{Bi}^{212} + {}_{-1}\beta^0$
III. ${}_{93}\text{Np}^{237} \rightarrow 7 {}_2\alpha^4 + 4 {}_{-1}\beta^0 + {}_{83}\text{Bi}^{209}$
17. 1. Verdadeira.
2. Falsa.
3. Verdadeira.
18. e 19. d 20. 84 anos 21. c
22. Tempo de meia-vida: 140 dias
Decaimento: ${}_{84}\text{Po}^{210} \rightarrow {}_2\alpha^4 + {}_{82}\text{Pb}^{206}$
Processo eletrolítico:
 $\text{PbSO}_4 \rightarrow \text{Pb}^{+2}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
Redução catódica: $\text{Pb}^{+2} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$
Oxidação anódica: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
Equação global: $\text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
23. 26 anos 24. a 25. c 26. d
27. violeta < anil < azul < verde < amarelo < laranja < vermelho
28. Maior energia: raios gama; menor energia: ondas de rádio AM.
29. A radiação ultravioleta apresenta menor frequência que os raios X. Essas ondas estão fora do espectro visível (comprimentos de onda de $4 \cdot 10^{-7}$ a $7 \cdot 10^{-7}$ m) e, portanto, não são visíveis ao ser humano.
30. $08 + 16 = 24$
31. c
32. d
33. d
34. e
35. a

Unidade 4

Atividades

1. P 2. B 3. M 4. $4s^2$
5. O elemento O.
6. F
7. D (metal alcalinoterroso): sólido
T (gás nobre): gasoso
8. R: número atômico = 17
C: número atômico = 37
9. E – Diagrama II; R – Diagrama I
10. Lu – SE
Fr – SO
H – NO
He – NE
11. No sentido Norte-Sul, os elementos pertencem à mesma família, portanto apresentam propriedades semelhantes.
12. No sentido Leste-Oeste, os elementos estão no mesmo período, portanto apresentam o mesmo número de camadas.
13. $c < a < b$
14. a) Os átomos de um mesmo período da tabela periódica apresentam um mesmo número de camadas eletrônicas. Assim, quanto maior for a carga nuclear efetiva desses elementos (número de prótons no núcleo), menor será o raio atômico apresentado por eles.
b) I. $Al^+ > Al^{2+}$
II. $F^- > F$
III. $Li > Li^+$
15. b
16. A energia de ionização aumenta à medida que os elétrons são retirados.
 $1^{\text{a}} \text{ E.I.} < 2^{\text{a}} \text{ E.I.} < 3^{\text{a}} \text{ E.I.}$
Logo: $1^{\text{a}} \text{ E.I.} = 738 \text{ kJ}$; $2^{\text{a}} \text{ E.I.} = 1451 \text{ kJ}$; $3^{\text{a}} \text{ E.I.} = 7732 \text{ kJ}$.

17. d

Integrando conceitos

1. a 4. d 7. e
2. e 5. c 8. c
3. c 6. F - V - V - V - V 9. 02 - 04 - 08
10. d
11. $02 + 04 + 08 + 16 + 32 = 62$
12. Valor intermediário de A e C $\cong 1,89 \cdot 10^{-10} \text{ m}$.
13. $R_c < R_b < R_a$. Quanto menor o raio atômico, maior será a primeira energia de ionização do átomo.
14. c
15. c

16. I. Família 1.
II. Família 2.
III. Família 1.
IV. Família 1.

17. a

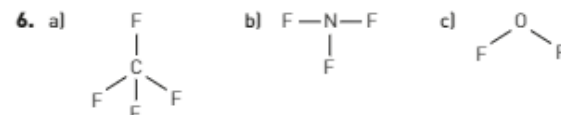
18. Cl: 3,0; P: 2,1; Al: 1,5

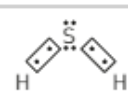

Os átomos de um mesmo período da tabela periódica apresentam um mesmo número de camadas eletrônicas. Assim, quanto maior for sua carga nuclear efetiva (número de prótons no núcleo), menor será o raio atômico. Quanto menor o tamanho do átomo, maior a força de atração do núcleo sobre a eletrosfera e, conseqüentemente, maior a eletronegatividade.

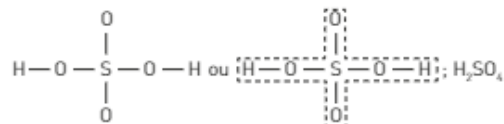
Unidade 5

Atividades

1. Evaporação.
2. As águas do mar Morto têm grande quantidade de sais dissolvidos, sendo, então, muito densas, o que permite que o corpo de uma pessoa, menos denso, flutue.
3. a) NaCl c) $MgSO_4$ e) Na_2SO_4
b) KI d) $MgCl_2$
4. Substâncias iônicas: sólidas na temperatura ambiente; elevados PF e PE; retículos duros e quebradiços; conduzem eletricidade no estado líquido ou em solução aquosa (dissolvidos em água).
5. O cloreto de sódio só se encontra no estado líquido em temperaturas muito elevadas. No recipiente existe, na verdade, uma solução de NaCl.



FÓRMULA		
Molecular	Eletrônica	Estrutural
Cl_2	$:\ddot{Cl} - \ddot{Cl}:$	$Cl - Cl$
HCl	$H - \ddot{Cl}:$	$H - Cl$
H_2S		

8. a) $C \equiv O$ ou $|C \equiv O|$; CO
b) $O = \underset{\text{O}}{\underset{|}{S}} - O$ ou $:\ddot{O} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} - \ddot{O}:$; SO_2
c) $H - O - Cl - O$ ou $|\ddot{H} - \ddot{O} - Cl - \ddot{O}|$; $HClO_2$
d) 

9. Ouro: Au; prata: Ag; platina: Pt; cobre: Cu; mercúrio: Hg.
10. Bronze, liga constituída de cobre e estanho.
11. O ouro 18 quilates possui 75% de ouro e 25% de cobre e prata.
12. Ouro: amarelo; cobre: vermelho.
13. De alumínio e aço (uma liga de ferro e carbono).
14. c
15. São bons condutores de calor, bons condutores de eletricidade e, geralmente, possuem elevadas TE e TF.
16. A – II, composto iônico (retículo cristalino com os íons de cargas opostas se alternando); B – I, substância metálica formada por átomos de alumínio; C – III, composto covalente no estado gasoso com suas moléculas afastadas.
17. I – linear V – piramidal
II – trigonal plana VI – linear
III – tetraédrica VII – angular
IV – linear
18. I. a V. e IX. e
II. a VI. a X. e
III. b VII. d XI. a
IV. c VIII. b XII. b
19. a) Eletronegatividade.
b) Ligação covalente apolar.
c) Polo negativo.
20. a) H_2, F_2, Cl_2
b) HF, HCl, HBr e HI
c) HF, maior diferença de eletronegatividade entre os átomos.
21. a) I, III e V
b) II, IV e VI
22. a) A acetona é um líquido volátil (evapora com facilidade) e, por isso, deve ser mantida em frasco fechado, protegida do sol.
b) Menor, pois evapora mais rapidamente que a água.
c) C_3H_6O
d) Polar.
23. a) I – $C_5H_8O_2N_2$; II – $C_5H_5N_5$
b) Na estrutura II, os elementos que fazem duplas ligações são o nitrogênio e o carbono.
c) Os pontilhados entre as estruturas representam forças intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio.
24. a) I. Dipolo induzido-dipolo induzido.
II. Ligação de hidrogênio.
III. Ligação de hidrogênio.
IV. Dipolo induzido-dipolo induzido.
b) I < IV < II < III
25. I. A vitamina C, pois possui mais grupos OH.

- II. A vitamina C é mais solúvel em água.
III. A vitamina A é mais solúvel em óleo.
IV. A vitamina C, pois é mais solúvel em água.
V. Frutas cítricas.

Integrando conceitos

1. I. Verdadeiro.
II. Verdadeiro.
III. Falso.
IV. Falso.
V. Verdadeiro.
VI. Falso.
2. a 3. b 4. a 5. d
6. a) Oxigênio (Z = 8).
b) Magnésio (Z = 12).
7. c
8. $F_{MgO} > F_{BaO}$. Assim, a TF do MgO é maior do que a do BaO.
9. a
10. a) $BaSO_4$ c) $AgNO_3$
b) $CaCO_3$ d) $Ca_3(PO_4)_2$
11. e
12. a
13. 01 - 04
14. a) Ligação covalente.
b) XY_4
15. a 16. c 17. b 18. b 19. c
20. a) Fe_2O_3 : ligação iônica; condutor no estado líquido e em solução.
 Fe^0 : ligação metálica; bom condutor nos estados sólido e líquido.
b) $Cr > Fe > Ni$
21. 1. Verdadeiro.
2. Verdadeiro.
3. Verdadeiro.
4. Falso.
22. b 24. a 26. d 28. b 30. c
23. d 25. c 27. c 29. c 31. e
32. 01 - 02 - 04
33. 01 - 02 - 08 - 16
34. a) 14
b) Polar: e Apolar: e
35. c
36. Verdadeiras: 1, 2 e 3.
37. a

Integrando conceitos

1. a
2. c
3. a) No estado líquido, o NaCl se dissocia e os íons livres permitem a condução de eletricidade. No estado sólido, esses íons estão presos no retículo cristalino e, sem mobilidade, não há condução de corrente elétrica.
b) O HCl é uma substância molecular, e, sem íons livres, o sistema não é um bom condutor.
c) Em água, o NaCl sofre dissociação e o HCl sofre ionização, formando soluções eletrolíticas.
4. a) C. A solução de sacarose não é eletrolítica.
b) $H < C < O$
5. e 7. c 9. e
6. c 8. d 10. a
11. O líquido X.
12. Amostras ácidas ($pH < 7$): suco gástrico, saliva, café e cerveja.
Amostras básicas ($pH > 7$): lágrima, leite de magnésia e limpa-forno.
Caráter ácido mais acentuado: suco gástrico; caráter básico mais acentuado: limpa-forno.
13. e 16. d 19. b 22. a
14. b 17. a 20. b 23. b
15. b 18. b 21. e
24. a) Oxigênio.
b) Ligação covalente.
c) $H_3PO_4(aq) + 3NaOH(aq) \rightarrow Na_3PO_4(aq) + 3H_2O(l)$
25. b 26. a 27. b
28. Resposta pessoal.

29. c
30. b
31. I. Correta. III. Correta.
II. Correta. IV. Correta.
32. a) Intensificação do efeito estufa.
b) CO_2 , originado da queima de combustíveis fósseis; CH_4 , formado na decomposição anaeróbica da matéria orgânica.
33. e 34. d 35. e 36. d
37. Dentre os óxidos relacionados com a chuva ácida, podemos citar SO_2 , SO_3 e NO_2 .
A reação dessas substâncias com a água da chuva origina os ácidos dados pelas equações a seguir:
 $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
 $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
 $2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$
- | A | B |
|--------|-----------|
| SO_3 | H_2SO_4 |
| NO_2 | HNO_3 |
38. a) Ocorre um aumento na quantidade de poluentes devido provavelmente ao aumento na intensidade do fluxo de veículos.
b) 12:30. Horário de almoço.
c) Ocorre um aumento na quantidade de poluentes devido provavelmente ao aumento na intensidade do fluxo de veículos. Pico de trânsito devido à saída das pessoas do trabalho.
39. a) 16:00
b) Durante o dia.
40. O aumento da velocidade dos ventos provavelmente auxilia na dispersão de poluentes.

Referências bibliográficas

- AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. *ChemCom: Chemistry in the community*. 6. ed. Washington DC: ACS, 2011.
- AQUARONE, E. et al. *Alimentos e bebidas produzidos por fermentação*. São Paulo: Blucher/Edusp, 1983.
- ASIMOV, I. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.
- ATKINS, P. W. *Moléculas*. São Paulo: Edusp, 2000.
- BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS, L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: John Wiley and Sons Inc., 1996.
- BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. *Química geral*. 2. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1986.
- BROWN, T. et al. *Chemistry: The central science*. 13. ed. Boston: Pearson/Prentice Hall, 2015.
- CAMPOS, M. M. *Química orgânica*. São Paulo: Edusp, 1979.
- CAVALIERI, A. L. F.; EGYPTO, A. C. *Drogas e prevenção: a cena e a reflexão*. 6. ed. São Paulo: Saraiva, 2013.
- CHANG, R. *Chemistry*. 11. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2012.
- CHASSOT, A. *A ciência através dos tempos*. 2. ed. São Paulo: Moderna, 1994. (Col. Polêmica).
- _____. *Questões e desafios para a Educação*. 6. ed. Ijuí: Unijuí, 2014.
- COMPANION, A. L. *Ligação química*. São Paulo: Blucher/Edusp, 1970.
- CUELLERON, J. *Histoire de la Chimie*. Paris: Presses Universitaires de France, 1979.
- EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 10. ed. Nova York: Houghton Mifflin, 2012.
- FELLENBERG, G. *Introdução aos problemas de poluição ambiental*. São Paulo: Edusp, 1980.
- FERGUSON, J. E. *Inorganic Chemistry and the Earth: chemical resources, their extraction, use, and environmental impact*. Oxford: Pergamon Press, 1985.
- FIESER, L. F.; FIESER, M. *Química orgânica fundamental*. Barcelona: Reverté, 1984.
- FREEMANTLE, M. *Chemistry in action*. 2. ed. London: Macmillan Education, 1995.
- GEBELEN, C. G. *Chemistry and our world*. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.
- GENTIL, V. *Corrosão*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2011.
- GILBERT, T. R. et al. *Chemistry: the science in context*. 4. ed. Londres/Nova York: WW Norton, 2014.
- GLINCKA, N. *Química geral*. 6. ed. Moscou: Mir, 2010.
- HART, H.; SCHRETZ, R. D. *Química orgânica*. São Paulo: Campus, 1983.
- HARWOOD, P. et al. *Further Chemistry*. Londres: Collins Educational, 1997.
- HILL, J. W. *Chemistry for changing times*. 14. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2015.
- _____; PETRUCCI, R. H. *General Chemistry: an integrated approach*. 10. ed. Nova Jersey: Prentice Hall, 2010.
- HOLMAN, J. *The material world*. 2. ed. Walton-on-thames: Thomas Nelson International Thomson Publishing Company, 1996.
- HOLLIM, J. R. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. 6. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 1998.
- KEENAN, C. et al. *General college Chemistry*. São Francisco: Harper & Row, 1980.
- KOROLEVNAS, A.; BURCKHALTER, J. H. *Química farmacêutica*. 2. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 2008.
- LEMAY JR., H. E. et al. *Chemistry: connections to our changing world*. 2. ed. Nova Jersey: Prentice Hall, 2001.
- MANO, E. B. *Introdução a polímeros*. 2. ed. São Paulo: Blucher/Edusp, 1999.
- MASTERTON, W. L. et al. *Chemistry: principles & reactions*. 8. ed. Filadélfia: Saunders College, 2016.
- _____. *Princípios de Química*. 6. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1990.
- MC MURRY, J.; CASTELLION, M. E. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. 7. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2012.
- _____; FAY, R. C. *Chemistry*. 7. ed. Nova Jersey: Pearson Education, 2011.
- MCQUARRIE, D. A.; ROCK, P. A. *General Chemistry*. 4. ed. Nova York: W. H. Freeman, 2010.
- MENGER, F. et al. *Química orgânica*. Califórnia: Fondo Educativo Interamericano, 1976.
- MOORE, W. J. *Físico-química*. São Paulo: Ao Livro Técnico/Edusp, 1968.
- MORTIMER, E. F.; VIEIRA, A. C. F. R. *Letramento científico em aulas de Química para o Ensino Médio: diálogo entre linguagem científica e linguagem cotidiana*. In: CUNHA, A. M. O. et al. (Orgs.). *Convergências e tensões no campo da formação e do trabalho docente: políticas e práticas educacionais*. Belo Horizonte: Autêntica, 2010. (Coleção Didática e Prática de Ensino). Disponível em: <https://www.fe.unicamp.br/TEMPORARIOS/rp-dialogo.PDF> Acesso em: 18 abr. 2016.
- PANICO, R. et al. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds*. Oxford: Blackwell Science, 1993.
- PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. 3. ed. Nova York: Dover Publications, 2011.
- RAMANATHAN, L. V. *Corrosão e seu controle*. 3. ed. São Paulo: Hemus, 1997.
- REGER, D. et al. *Chemistry: principles & practice*. 3. ed. Filadélfia: Saunders College, 2009.
- RICHEY JR., H. G. *Química orgânica*. Rio de Janeiro: Prentice Hall do Brasil, 1983.
- SCHWARTZ, A. T. et al. *Chemistry in context*. Nova York: American Chemical Society, 1997.
- SHREVE, R. N.; BRINK JR., J. A. *Indústrias de processos químicos*. 4. ed. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan, 1997.
- SKOOG, W.; HOLLER, D. A. *Fundamentals of analytical Chemistry*. 9. ed. Filadélfia: Saunders College, 2014.
- SNYDER, C. H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. 4. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 2002.
- SOLOMONS, T. W. G. *Organic Chemistry*. 12. ed. Nova York: John Wiley and Sons, 2016.
- TIMBERLAKE, K. C. *Chemistry: An introduction to General, Organic, and Biological Chemistry*. 12. ed. São Francisco: Pearson Education, 2015.
- TUNES, E. et al. *Ensino de conceitos em Química IV. Sobre a Estrutura Elementar da Matéria*. In: *Revista Química Nova*, 12(2), 1989. Disponível em: <http://quimicanova.sbc.org.br/imagebank/pdf/Vol12No2_199_v12_n2_%2816%29.pdf>. Acesso em: 1ª abr. 2016.
- TRO, N. J. *Chemistry: A molecular Approach*. 4. ed. Nova York: Pearson Education Inc., 2014.
- UCKO, D. A. *Química para as ciências de saúde*. 2. ed. São Paulo: Manole, 1992.
- USBERCO, J. et al. *A composição dos alimentos*. 3. ed. São Paulo: Saraiva, 2009.
- _____. *Química e aparência*. 3. ed. São Paulo: Saraiva, 2009.
- WEAST, R. C. (Org.). *Handbook of Chemistry and Physics*. 96. ed. Flórida: CRC Press, 2016.
- WILLIAMS, L. et al. *Introduction to Chemistry*. 3. ed. Califórnia: Addison-Wesley, 1981.
- WINGROVE, A. S.; CARET, R. L. *Organic Chemistry*. Nova York: Harper & Row, 1981.