



ensino médio
2ª SÉRIE
volume 3 - 2009

caderno do
PROFESSOR

QUÍMICA



GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador
José Serra

Vice-Governador
Alberto Goldman

Secretário da Educação
Paulo Renato Souza

Secretário-Adjunto
Guilherme Bueno de Camargo

Chefe de Gabinete
Fernando Padua

Coordenadora de Estudos e Normas
Pedagógicas
Valéria de Souza

Coordenador de Ensino da Região
Metropolitana da Grande São Paulo
José Benedito de Oliveira

Coordenador de Ensino do Interior
Rubens Antonio Mandetta

Presidente da Fundação para o
Desenvolvimento da Educação – FDE
Fábio Bonini Simões de Lima

EXECUÇÃO

Coordenação Geral
Maria Inês Fini

Concepção

Guiomar Namó de Mello
Lino de Macedo
Luís Carlos de Menezes
Maria Inês Fini
Ruy Berger

GESTÃO

Fundação Carlos Alberto Vanzolini

Presidente do Conselho Curador:
Antonio Rafael Namur Muscat

Presidente da Diretoria Executiva:
Mauro Zilbovicius

**Diretor de Gestão de Tecnologias aplicadas
à Educação:** Guilherme Ary Plonski

Coordenadoras Executivas de Projetos:
Beatriz Scavazza e Angela Sprenger

COORDENAÇÃO TÉCNICA

CENP – Coordenadoria de Estudos e
Normas Pedagógicas

Coordenação do Desenvolvimento dos Conteúdos Programáticos e dos Cadernos dos Professores

Ghislaine Trigo Silveira

AUTORES

Ciências Humanas e suas Tecnologias

Filosofia: Paulo Miceli, Luiza Christov, Adilton
Luís Martins e Renê José Trentin Silveira

Geografia: Angela Corrêa da Silva, Jaime Tadeu
Oliva, Raul Borges Guimarães, Regina Araújo,
Regina Célia Bega dos Santos e Sérgio Adas

História: Paulo Miceli, Diego López Silva,
Glaydson José da Silva, Mônica Lungov Bugelli e
Raquel dos Santos Funari

Sociologia: Heloisa Helena Teixeira de Souza
Martins, Marcelo Santos Masset Lacombe,
Melissa de Mattos Pimenta e Stella Christina
Schrijnemaekers

Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Biologia: Ghislaine Trigo Silveira, Fabíola Bovo
Mendonça, Felipe Bandoni de Oliveira, Lucilene
Aparecida Esperante Limp, Maria Augusta
Querubim Rodrigues Pereira, Olga Aguiar
Santana, Paulo Roberto da Cunha, Rodrigo
Venturoso Mendes da Silveira e Solange Soares
de Camargo

Ciências: Ghislaine Trigo Silveira, Cristina Leite,
João Carlos Miguel Tomaz Micheletti Neto, Julio
César Foschini Lisbôa, Lucilene Aparecida
Esperante Limp, Maira Batistoni e Silva, Maria
Augusta Querubim Rodrigues Pereira, Paulo
Rogério Miranda Correia, Renata Alves Ribeiro,
Ricardo Rechi Aguiar, Rosana dos Santos Jordão,
Simone Jaconetti Ydi e Yassuko Hosoume

Física: Luis Carlos de Menezes, Estevam
Rouxinol, Guilherme Brockington, Ivã Gurgel,
Luís Paulo de Carvalho Piassi, Marcelo de
Carvalho Bonetti, Maurício Pietrocola Pinto de
Oliveira, Maxwell Roger da Purificação Siqueira,
Sonia Salem e Yassuko Hosoume

Química: Maria Eunice Ribeiro Marcondes,
Denilse Moraes Zambom, Fabio Luiz de Souza,
Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto, Isis Valença de Sousa
Santos, Luciane Hiromi Akahoshi, Maria Fernanda
Penteado Lamas e Yvone Mussa Esperidião

Linguagens, Códigos e suas Tecnologias

Arte: Gisa Picosque, Mirian Celeste Martins,
Geraldo de Oliveira Suzigan, Jéssica Mami Makino e
Sayonara Pereira

Educação Física: Adalberto dos Santos Souza, Jocimar
Daolio, Luciana Venâncio, Luiz Sanches Neto, Mauro Betti
e Sérgio Roberto Silveira

LEM – Inglês: Adriana Ranelli Weigel Borges, Alzira da
Silva Shimoura, Lívia de Araújo Donnini Rodrigues, Priscila
Mayumi Hayama e Sueli Salles Fidalgo

Língua Portuguesa: Alice Vieira, Débora Mallet Pezarim
de Angelo, Eliane Aparecida de Aguiar, José Luís Marques
López Landeira e João Henrique Nogueira Mateos

Matemática

Matemática: Nilson José Machado, Carlos Eduardo de
Souza Campos Granja, José Luiz Pastore Mello, Roberto
Perides Moisés, Rogério Ferreira da Fonseca, Ruy César
Pietropaolo e Walter Spinelli

Caderno do Gestor

Lino de Macedo, Maria Eliza Fini e Zuleika de Felice Murrice

Equipe de Produção

Coordenação Executiva: Beatriz Scavazza

Assessores: Alex Barros, Beatriz Blay, Carla de Meira Leite,
Eliane Yambanis, Heloisa Amaral Dias de Oliveira, José
Carlos Augusto, Luiza Christov, Maria Eloisa Pires Tavares,
Paulo Eduardo Mendes, Paulo Roberto da Cunha, Pepita
Prata, Renata Elsa Stark, Solange Wagner Locatelli e
Vanessa Dias Moretti

Equipe Editorial

Coordenação Executiva: Angela Sprenger

Assessores: Denise Blanes e Luís Márcio Barbosa

Projeto Editorial: Zuleika de Felice Murrice

Edição e Produção Editorial: Conexão Editorial,
Edições Jogo de Amarelinha, Glauco Moura Design Gráfico,
Adesign e Occy Design (projeto gráfico)

APOIO

FDE – Fundação para o Desenvolvimento da Educação

CTP, Impressão e Acabamento

Esdeva Indústria Gráfica

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

* Constituem "direitos autorais protegidos" todas e quaisquer obras de terceiros reproduzidas no material da SEE-SP que não estejam em domínio público nos termos do artigo 41 da Lei de Direitos Autorais.

Catalogação na Fonte: Centro de Referência em Educação Mario Covas

S239c São Paulo (Estado) Secretaria da Educação.
Caderno do professor: química, ensino médio - 2ª série, volume 3 / Secretaria da
Educação; coordenação geral, Maria Inês Fini; equipe, Denilse Moraes Zambom, Fabio
Luiz de Souza, Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto, Isis Valença de Sousa Santos, Luciane
Hiromi Akahoshi, Maria Eunice Ribeiro Marcondes, Maria Fernanda Penteado Lamas,
Yvone Mussa Esperidião. – São Paulo : SEE, 2009.

ISBN 978-85-7849-368-4

1. Química 2. Ensino Médio 3. Estudo e ensino I. Fini, Maria Inês. II. Zambom,
Denilse Moraes. III. Souza, Fabio Luiz de. IV. Peixoto, Hebe Ribeiro da Cruz. V. Santos,
Isis Valença de Sousa. VI. Akahoshi, Luciane Hiromi. VII. Marcondes, Maria Eunice
Ribeiro. VIII. Lamas, Maria Fernanda Penteado. IX. Esperidião, Yvone Mussa. X. Título.

CDU: 373.5:54

Caras professoras e caros professores,

Tenho a grata satisfação de entregar-lhes o volume 3 dos Cadernos do Professor.

Vocês constatarão que as excelentes críticas e sugestões recebidas dos profissionais da rede estão incorporadas ao novo texto do currículo. A partir dessas mesmas sugestões, também organizamos e produzimos os Cadernos do Aluno.

Recebemos informações constantes acerca do grande esforço que tem caracterizado as ações de professoras, professores e especialistas de nossa rede para promover mais aprendizagem aos alunos.

A equipe da Secretaria segue muito motivada para apoiá-los, mobilizando todos os recursos possíveis para garantir-lhes melhores condições de trabalho.

Contamos mais uma vez com a colaboração de vocês.

Paulo Renato Souza

Secretário da Educação do Estado de São Paulo

SUMÁRIO

São Paulo faz escola – uma proposta curricular para o Estado	5
Ficha do Caderno	7
Orientação sobre os conteúdos do Caderno	8
Situações de Aprendizagem	10
Situação de Aprendizagem 1 – Forças de interação entre partículas nos estados sólido, líquido e gasoso	10
Situação de Aprendizagem 2 – Forças de interação entre partículas e substâncias macromoleculares	28
Situação de Aprendizagem 3 – A pressão atmosférica e sua influência na temperatura de ebulição das substâncias	31
Situação de Aprendizagem 4 – Síntese de ideias sobre a transformação química	39
Propostas de questões para avaliação	42
Propostas de Situações de Recuperação	45
Recursos para ampliar a perspectiva do professor e do aluno para a compreensão do tema	46

SÃO PAULO FAZ ESCOLA – UMA PROPOSTA CURRICULAR PARA O ESTADO

Prezado(a) professor(a),

É com muita satisfação que lhe entregamos mais um volume dos Cadernos do Professor, parte integrante da Proposta Curricular de 5ª a 8ª séries do Ensino Fundamental – Ciclo II e do Ensino Médio do Estado de São Paulo. É sempre oportuno lembrar que esta é a nova versão, que traz também a sua autoria, uma vez que inclui as sugestões e críticas recebidas após a implantação da Proposta.

É também necessário lembrar que os Cadernos do Professor espelharam-se, de forma objetiva, na Base Curricular, referência comum a todas as escolas da rede estadual, e deram origem à produção dos Cadernos dos Alunos, justa reivindicação de professores, pais e famílias para que nossas crianças e jovens possuíssem registros acadêmicos pessoais mais organizados e para que o tempo de trabalho em sala de aula pudesse ser melhor aproveitado.

Já temos as primeiras notícias sobre o sucesso do uso dos dois Cadernos em sala de aula. Este mérito é, sem dúvida, de todos os profissionais da nossa rede, especialmente seu, professor!

O objetivo dos Cadernos sempre será o de apoiar os professores em suas práticas de sala de aula. Podemos dizer que este objetivo está sendo alcançado, porque os professores da rede pública do Estado de São Paulo fizeram dos Cadernos um instrumento pedagógico com bons resultados.

Ao entregar a você estes novos volumes, reiteramos nossa confiança no seu trabalho e contamos mais uma vez com seu entusiasmo e dedicação para que todas as crianças e jovens da nossa rede possam ter acesso a uma educação básica de qualidade cada vez maior.

Maria Inês Fini

Coordenadora Geral
Projeto São Paulo Faz Escola

FICHA DO CADERNO

Explicando o comportamento dos materiais

Nome da disciplina:	Química
Área:	Ciências da Natureza e suas Tecnologias
Etapa da educação básica:	Ensino Médio
Série:	2 ^a
Volume:	3
Temas e conteúdos:	Forças de interação entre partículas nos estados sólido, líquido e gasoso Forças de interação entre partículas e substâncias macromoleculares A pressão atmosférica e sua influência na temperatura de ebulição das substâncias Síntese de ideias sobre a transformação química

ORIENTAÇÃO SOBRE OS CONTEÚDOS DO CADERNO

A ideia de que as moléculas têm forma geométrica e que suas propriedades se relacionam com a disposição espacial de seus átomos foi percebida tempos atrás por Nicolas Lemery (1645-1715).

Atualmente, continua-se acreditando que as moléculas têm forma geométrica e que essa forma determina o cheiro, o sabor ou a ação como medicamento, entre diversas características das substâncias. Muitas drogas medicinais tornam-se efetivas devido à sua semelhança estrutural com a partícula causadora do distúrbio. Dessa forma, a droga ocupa o lugar da molécula ofensiva, impedindo sua ação. Muitas vezes, pequenas diferenças na disposição espacial dos átomos podem mudar completamente o efeito de um medicamento no organismo humano. Diante dessa realidade, a atenção da comunidade científica se direcionou para o estudo mais apurado da estrutura das moléculas e de suas relações com as propriedades dos materiais.

Considerando que as propriedades físicas das substâncias puras são determinadas, por um lado, pela natureza das unidades estruturais (átomos, moléculas e íons) que as constituem e, por outro, pela intensidade das forças de interação que as mantêm unidas (interatômicas, intermoleculares e interiônicas), neste Caderno foram desenvolvidos modelos que possibilitam explicar a relação das estruturas das substâncias com a polaridade de moléculas e as forças de interação, como as de dispersão de London, eletrostáticas e ligações de hidrogênio.

Conhecimentos priorizados

Os assuntos tratados neste Caderno pretendem formar alunos capazes de compreender os processos químicos e de desenvolver modelos explicativos, em nível microscópico, coerentes com as propriedades macroscópicas manifestadas pelas substâncias. Ao final do estudo espera-se que os estudantes sejam capazes de:

- ▶ explicar as propriedades de sólidos iônicos, elaborando modelos a partir da ideia de interações eletrostáticas entre íons de cargas opostas;
- ▶ explicar as propriedades de substâncias moleculares, como a água e outras, a partir do estudo dos diversos tipos de forças de interação: forças de dispersão, dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio e ligações interatômicas;
- ▶ relacionar propriedades como temperaturas de fusão e de ebulição, condutibilidade elétrica, solubilidade e estruturas para explicar microscopicamente os diferentes comportamentos das substâncias;
- ▶ compreender as ligações de hidrogênio e explicar as propriedades peculiares da espécie química água, importantes para a vida neste planeta;
- ▶ conhecer propriedades de substâncias macromoleculares, que fazem parte do nosso dia a dia, a ponto de compreender por que são utilizadas para determinadas finalidades;

- ▶ relacionar temperatura de ebulição e pressão de vapor com pressão atmosférica para compreender o comportamento dos líquidos em diferentes localidades e o aproveitamento dessa relação no sistema produtivo.

Competências e habilidades

- ▶ Compreender e utilizar a linguagem própria da Química, por meio de fórmulas moleculares e estruturais, na representação de sólidos iônicos, substâncias moleculares e metálicas;
- ▶ propor modelos explicativos utilizando conhecimentos anteriormente adquiridos que possibilitem a compreensão dos diferentes tipos de forças de interação e sua relação com a estrutura e o comportamento das substâncias;
- ▶ selecionar, organizar, relacionar e interpretar dados, contidos em textos, gráficos e tabelas, a respeito do comportamento dos materiais, para tomar decisões quanto ao seu uso pela sociedade;
- ▶ selecionar informações sobre as propriedades dos materiais e suas estruturas para construir argumentação consistente;
- ▶ recorrer aos conhecimentos desenvolvidos para elaboração de propostas de intervenção solidária na realidade.

Metodologia e estratégia

Assim como nos volumes anteriores, neste Caderno procurou-se utilizar metodologias e estratégias de ensino que propiciassem a participação ativa dos estudantes na construção do seu próprio conhecimento e no desenvolvimento de competências relacionadas ao aprimoramento de sua cidadania. Com o intuito de levar em conta os conhecimentos prévios dos estudantes em relação aos assuntos tratados, as atividades são iniciadas a partir de situações e questões que proporcionam a evocação de conhecimentos anteriores, mais especificamente sobre as ligações químicas. Além disso, a leitura de tabelas e a construção de gráficos são propostas de maneira que os alunos possam elaborar ideias e chegar a conclusões sobre os fatos e fenômenos apresentados. Sugere-se uma atividade de pesquisa bibliográfica, solicitando informações sobre materiais cujos usos são importantes para a sociedade e a elaboração de cartazes para comunicação dos resultados. As folhas de trabalho sugeridas visam ao desenvolvimento da autonomia dos alunos.

Avaliação

A avaliação deve ser feita ao longo do desenvolvimento das atividades, com o objetivo de verificar a aprendizagem dos conceitos discutidos, como também a capacidade de utilizar a linguagem química e de aplicação dos conhecimentos elaborados.

SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1 FORÇAS DE INTERAÇÃO ENTRE PARTÍCULAS NOS ESTADOS SÓLIDO, LÍQUIDO E GASOSO

Tempo previsto: 6 aulas.

Conteúdos e temas: interações entre íons, átomos e moléculas: volatilidade, temperaturas de fusão e de ebulição e forças de interação.

Competências e habilidades: construir e interpretar o conceito de forças interpartículas, relacionando-as às propriedades das substâncias iônicas, moleculares e metálicas; aplicar os conhecimentos adquiridos em situações do cotidiano envolvendo os diferentes tipos de interação e avaliando soluções.

Estratégias de ensino: trabalho em grupo; análise de tabelas; interpretação de gráficos; aulas expositivas dialogadas; pesquisas; experimento; elaboração de textos; seminários.

Recursos: material para o experimento; atividades propostas.

Avaliação: questões propostas; elaboração de texto; busca em fontes de informação; apresentação de seminários; atividade-síntese.

Roteiro para aplicação da Situação de Aprendizagem 1

Nesta Situação de Aprendizagem, os estudantes são convidados a analisar como as propriedades físicas – estado físico, temperaturas de fusão e de ebulição e condutibilidade elétrica – estão relacionadas à estrutura microscópica das substâncias e à intensidade das forças de interação (atrações e repulsões interatômicas, intermoleculares e interiônicas) que as mantêm unidas. Espera-se que sejam capazes de propor ideias explicativas para o comportamento macroscópico diante

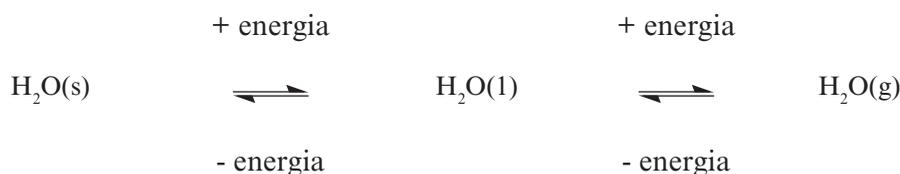
de tais propriedades, considerando que são decorrentes da natureza das unidades estruturais que constituem as substâncias.

Atividade 1 – Descobrimo o conhecimento dos alunos

Com a intenção de evocar os conhecimentos prévios dos estudantes sobre o assunto, você pode iniciar o tema apresentando o texto e as questões seguintes para ser resolvidas por eles e, posteriormente, discutidas com toda a classe (no Caderno do Aluno – CA, esta questão corresponde à Atividade 1):

Maria Eunice Ribeiro Marcondes e Yvone Mussa Esperidião

Em nosso planeta, a água encontra-se nos estados sólido, líquido e gasoso. A água doce disponível (no máximo 0,3% de toda a água do planeta) já teria sido totalmente consumida se não fosse o ciclo hidrológico, que envolve, sob a ação da energia solar, o movimento contínuo das águas, distribuindo-as em diferentes regiões do planeta: estado sólido nas geleiras e calotas polares; estado líquido nos oceanos, mares, rios, lençóis freáticos; estado gasoso (vapor de água) na atmosfera. Esse movimento se dá por meio de transformações, algumas envolvendo mudanças de fase – como a evaporação, a transpiração e a condensação – que culminam com a precipitação da água, na forma de chuva, e sua infiltração nas camadas subterrâneas do solo. Esses processos estão representados a seguir:



Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

1. Represente por meio de um desenho o chamado ciclo hidrológico, ilustrando todas as transformações citadas no texto.
2. Considerando que a água quimicamente pura, esteja ela nos estados sólido, líquido ou gasoso, é constituída unicamente de partículas de H_2O , como explicar, em nível microscópico, o que ocorre para que a água possa existir nesses três estados físicos? Represente com desenhos.

Grade de avaliação da Atividade 1

Ao propor essa atividade, não se deve esperar que os alunos deem respostas em termos de interação intermolecular; o que se pretende é que percebam a existência de interações, não somente entre os átomos de hidrogênio (H) e oxigênio (O) na partícula H_2O , como foi estudado, mas também entre as partículas H_2O na massa líquida, sólida ou gasosa. Com esse propósito, ao discutir a questão, deve-se reforçar a ideia da existência dessas forças, questionando-os sobre

o que deve ocorrer no nível microscópico para que a água, interagindo com a energia, seja sólida, líquida ou gasosa. Talvez seja interessante levar os alunos a pensar que as partículas no estado líquido devem estar próximas, mas com certa liberdade de movimento. Quanto maior a energia recebida, mais intensa a sua movimentação. Já no estado sólido, as interações entre as partículas devem ser mais fortes, fazendo-as ocupar posições fixas, apenas vibrando em torno dessas posições – quanto maior a energia, mais intensa a vibração; mantendo-se, porém, organizadas em certa estrutura. No estado gasoso, a liberdade de movimento é tal que as partículas ficam muito distantes umas das outras, não havendo organização.

A representação do ciclo hidrológico por meio de desenho é uma forma dos alunos expressarem seu pensamento e de demonstrarem sua compreensão. A seguir está representado um esquema do ciclo hidrológico. Para uma apreciação do que os alunos sabem a respeito, pode ser interessante dividi-los em

grupos e solicitar que analisem a figura para que depois elaborem um texto que contenha

a descrição das observações e interpretações feitas sobre os processos representados.

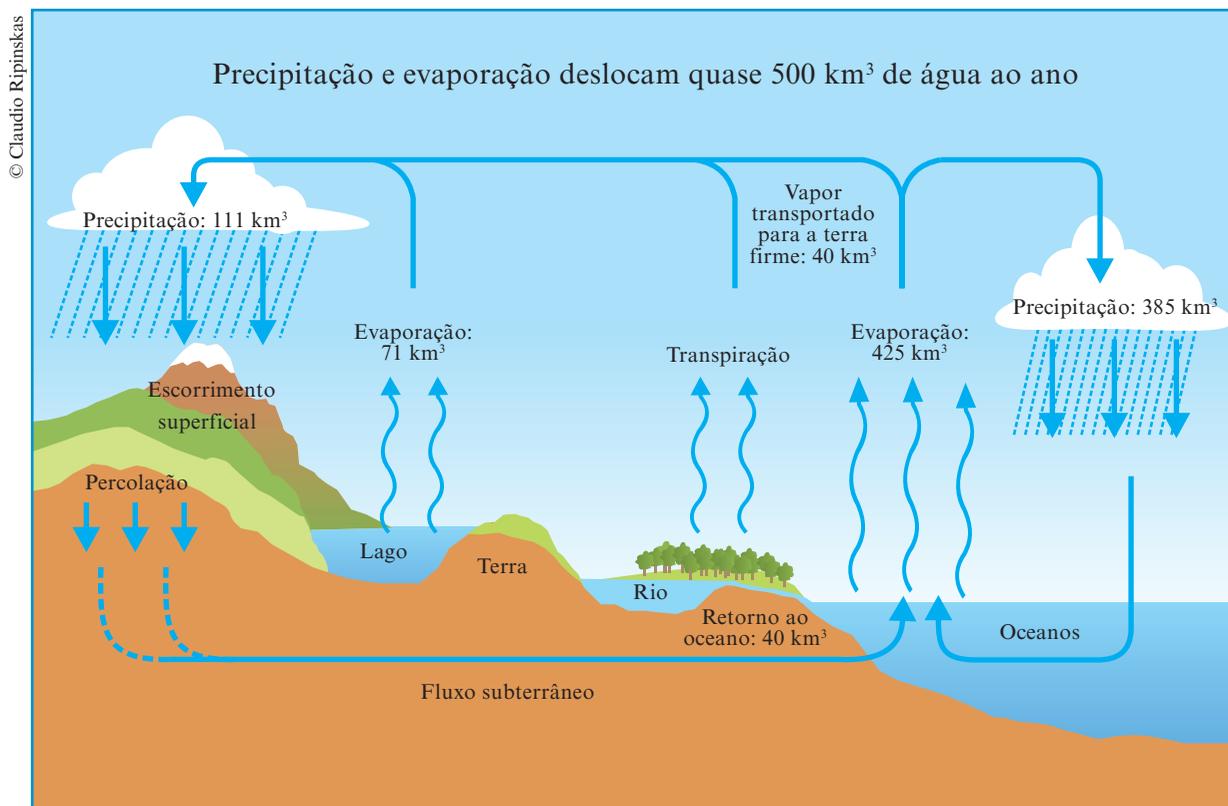


Ilustração esquemática do ciclo hidrológico. Extraído de: SECRETARIA da Educação. *Água hoje e sempre: consumo sustentável*. São Paulo: CENP, 2002, p. 170.

Atividade 2 – Forças de interação entre íons: explicando propriedades de sólidos iônicos

Nesta atividade, em um primeiro momento, pode-se organizar os alunos em grupos e sugerir a eles que retomem as informações sobre propriedades de algumas substâncias estudadas no Caderno anterior – NaCl, NaBr, MgCl₂, BaCl₂, Na₂O, CaO, BaO, MgO, C₄H₁₀ (butano) e C₈H₁₈ (octano) –, tais como estado físico, temperaturas de fusão e de ebulição, condutibilidade elétrica, solubilidade em água e outras. Você pode sugerir aos alunos que organizem essas informações em uma tabela e,

a partir de sua análise, identifiquem a natureza das ligações nas substâncias, usando para isso conhecimentos anteriormente adquiridos sobre as ligações químicas (CA, Atividade 2). Pode pedir, ainda, que apresentem por escrito as características comuns observadas. Em um segundo momento, os alunos, em discussão conjunta assessorada por você, podem propor explicações para as propriedades observadas nesse grupo de substâncias, usando o modelo de atrações e repulsões elétricas entre partículas carregadas.

Mostramos a seguir um possível modelo de tabela que pode ser apresentado pelos alunos.

Substância	Estado físico a 25 °C	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C) a 1 atm	Condutibilidade elétrica		Solubilidade em água*	Caráter predominante da ligação
				Sólido	Líquido		
Cloreto de sódio (NaCl)	Sólido	801	1 413	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Brometo de sódio (NaBr)	Sólido	747	1 390	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Cloreto de magnésio (MgCl₂)	Sólido	714	1 412	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Cloreto de bário (BaCl₂)	Sólido	962	1 560	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Óxido de sódio (Na₂O)	Sólido	1 275	Decompõe-se	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Óxido de cálcio (CaO)	Sólido	2 614	2850	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Óxido de bário (BaO)	Sólido	1 918	2000	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Óxido de magnésio (MgO)	Sólido	2 852	3 600	Isolante	Condutor	Solúvel	Iônica
Butano (C₄H₁₀)	Gasoso	-135	0,48	Isolante	Isolante	Pouco solúvel	Covalente
Octano (C₈H₁₈)	Líquido	-57	126	Isolante	Isolante	Pouco solúvel	Covalente

* Os óxidos dos metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com água, formando hidróxidos.

É importante que os alunos concluam, analisando essas propriedades, que, com exceção do butano e do octano, essas substâncias devem ser constituídas por íons de cargas opostas, ou seja, são compostos iônicos.

Para que percebam as interações eletrostáticas entre os íons de carga positiva e os de carga negativa, pode ser problematizada a formação de um composto iônico, como, por exemplo, a formação do cristal de cloreto de sódio.

1. Como os íons Na⁺ e Cl⁻ interagem para formar o sólido NaCl?

Como fazer os alunos perceberem as inte-

rações eletrostáticas entre os íons Na⁺ e Cl⁻ e que eles são mantidos em união por forças atrativas entre partículas eletrizadas de cargas opostas? Como fazê-los perceber a formação da rede tridimensional do cloreto de sódio, no qual cada íon Cl⁻ é rodeado por seis íons Na⁺ e cada íon de sódio, por sua vez, é rodeado por seis íons de cloreto?

O experimento a seguir (CA, Roteiro de Experimentação) poderá ajudá-los a adquirir essa compreensão. Antes de iniciar a atividade, devem ser lidas com atenção as observações apresentadas nas páginas 15 e 16 deste Caderno. Os alunos podem ser divididos em grupos para realizar a tarefa.

Roteiro de experimentação: modelo para cristais de cloreto de sódio

Por menor que seja um cristal de substância iônica, ele é constituído por trilhões de cátions e ânions. Como esses íons se distribuem para formar os cristais?

Para buscar a resposta para essa questão, você e seus colegas de grupo construirão um modelo de cristal de cloreto de sódio (NaCl) tridimensional.

Materiais

- ▶ fita adesiva (ou palitos de dente);
- ▶ seis esferas de isopor (ou de massa de modelar), sendo três de um determinado diâmetro e as outras três com o dobro do diâmetro das primeiras (sugerimos 3 e 6 cm de diâmetro, respectivamente);
- ▶ cristais de NaCl preparados com antecedência por recristalização.

Procedimento

Para construir o modelo, baseiem-se na seguinte informação: o raio do íon Cl^- é praticamente o dobro do raio do íon Na^+ (observe as representações a seguir).



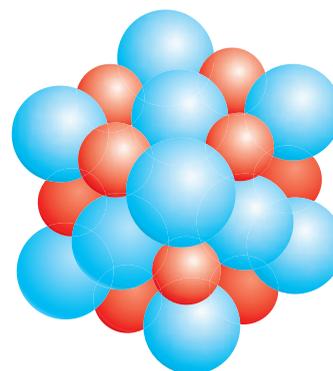
Discuta com seus colegas do grupo uma forma de unir as seis esferas de isopor (ou de massa de modelar) de modo a obter um modelo que represente três agregados NaCl unidos entre si.

1. O que levou vocês a decidir como deveria ser a distribuição das esferas no modelo?

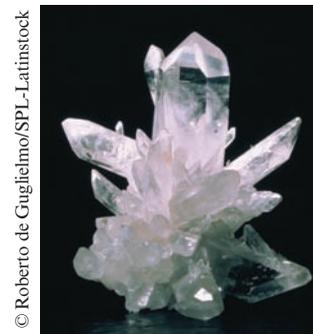
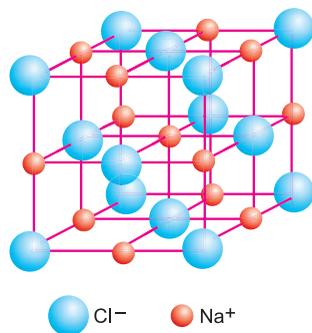
Reúnam-se aos colegas dos demais grupos e, juntos, montem um cristal de NaCl utilizando todos os conjuntos construídos.

Observe no modelo que os cátions Na^+ estão circundados por ânions Cl^- e estes, por sua vez, circundam-se por cátions Na^+ . As faces de um cristal de NaCl formam entre si ângulos de 90° . Isso resulta do arranjo dos íons que constituem o cristal.

2. Compare o modelo construído aos cristais de cloreto de sódio apresentados por seu professor. Em ambos, as faces formam entre si ângulos de 90° ?



Ilustrações: © Claudio Ripinskas



© Roberto de Guglielmo/SPL-Latinstock

Cristal de quartzo

Extraído de: AMBROGI, Angélica; VERSOLATO, Elena F.; LISBÔA, Júlio César Foschini. *Unidades modulares de Química*. Cecisp (Centro de Ensino de Ciências de São Paulo). São Paulo: Hamburg, 1987, p. 26-7.

2. Por que sólidos iônicos como, por exemplo, o cloreto de sódio não conduzem corrente elétrica (no CA, questão 1 do Desafio!)?

Pode-se lançar a questão e aguardar as respostas dadas pelos alunos, fazendo com que eles manifestem suas ideias. Depois, você pode auxiliá-los, apresentando as seguintes ideias: “Devido às fortes interações entre os íons sódio e cloreto, no NaCl, os íons Na^+ e Cl^- mantêm-se ‘presos’ uns aos outros, restritos à vibração em torno de posições fixas no retículo cristalino, formando um ‘edifício’ de íons, como ilustrado na figura (página anterior), o que impede o livre movimento de cargas elétricas. Dessa forma, é possível explicar por que o cloreto de sódio sólido não é condutor de corrente elétrica. Para demolir esse ‘edifício’ de íons, provocando sua separação, é necessário fornecer energia até que a movimentação das partículas seja suficientemente intensa”.

Dando prosseguimento à discussão, pode-se perguntar como os alunos explicariam as altas temperaturas de fusão e de ebulição que os sólidos iônicos apresentam por meio do modelo

de interações eletrostáticas entre íons (CA, Desafio!, questão 2). É possível sugerir a eles que representem por desenhos o arranjo de íons no estado sólido e, a partir dessa representação, esquematizem o arranjo no estado líquido. A estrutura de esferas montada anteriormente também pode ser utilizada, com os alunos “desmontando” o sólido para representar o líquido. Como síntese, você pode mencionar que são necessárias temperaturas muito altas para que os íons adquiram energia cinética suficiente para superar as forças atrativas entre eles e alcancem a liberdade de movimento, característica da fase líquida.

Para verificar a aprendizagem, a seguinte questão pode ser proposta (no CA, Lição de Casa):

- (Fuvest – 1998 – adaptada) Têm-se amostras de três sólidos brancos: A, B e C. Sabe-se que devem ser naftaleno (C_{10}H_8), nitrato de sódio (NaNO_3) ou ácido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$), não necessariamente nessa ordem. Para identificar qual dos sólidos é o nitrato de sódio, determinaram-se algumas propriedades, as quais estão indicadas na tabela a seguir:

	A	B	C
Temperatura de fusão (°C)	306	80	122
Solubilidade em água	Muito solúvel	Insolúvel	Pouco solúvel

Qual dos compostos pode ser o nitrato de sódio? Justifique.

Grade de avaliação da Atividade 2

Na atividade experimental proposta, com bolinhas de isopor (ou de massa de modelar), o que se espera é que os alunos construam os modelos de cristal de NaCl unindo

íons Na^+ com íons Cl^- , considerando que são íons de cargas opostas e que têm diâmetros diferentes.

Observações

- A recristalização do cloreto de sódio deve ser realizada com antecedência para economia de tempo, pois atividade semelhante foi proposta em estudo anterior. Você

deve, apenas, deixar disponíveis alguns cristais para efeito de comparação.

- ▶ Ao montar o modelo de NaCl, é possível que alguns alunos disponham as esferas em linha reta. Você deve estar atento a isso e chamar a atenção para o fato de que se trata de um cristal, ou seja, um sólido; portanto, seus modelos devem ser dispostos em camadas superpostas. Explique também que os íons se atraem e se mantêm unidos porque as atrações são muito intensas.

Ao unir todos os modelos construídos, os alunos poderão notar que, na rede tridimensional do cristal, cada íon de sódio é rodeado por seis íons de cloreto e que cada íon de cloreto é circundado por seis íons de Na⁺.

A questão proposta na segunda parte da atividade exige apenas que os alunos identifiquem o nitrato de sódio como um sólido iônico ao levarem em consideração a elevada temperatura de fusão e a alta solubilidade em água apresentadas. A justificativa para isso deve abordar a ideia de que existem interações eletrostáticas entre as partículas Na⁺ e NO₃⁻, e que estas são muito fortes. Lembre que a ligação iônica já foi estudada no Caderno da 2ª série do 2º bimestre. Os alunos podem ficar confusos com as fórmulas do naftaleno e do ácido benzoico. Você pode sugerir que verifiquem na tabela que construíram as fórmulas do octano e do

butano, e que as comparem com as dos compostos citados.

Atividade 3 – Forças de interação e as substâncias moleculares: quais forças de interação mantêm as moléculas unidas?

Nesta atividade pretende-se, a partir de fatos apresentados, oferecer aos alunos a oportunidade de propor ideias que expliquem como as propriedades das substâncias são determinadas pela natureza das forças de interação que atuam entre suas moléculas (forças intermoleculares) – forças de atração dipolo-dipolo, ligações de hidrogênio – e a geometria das moléculas. Embora mais fracas que as ligações iônicas ou covalentes, as forças de interação permitem explicar os estados de agregação da matéria. Tais forças são de natureza eletrostática, resultantes de atrações entre nuvens eletrônicas e os núcleos dos átomos.

As forças de interações intermoleculares são comumente chamadas de forças de van der Waals, em homenagem ao físico alemão Johannes Diderik van der Waals (1837–1923), que considerou a existência de atrações intermoleculares em gases como o nitrogênio, o oxigênio e o hidrogênio, entre outros, e ganhou o Prêmio Nobel em 1910.

A atividade poderá ser iniciada após a retomada dos dados fornecidos sobre o butano no Caderno do 2º bimestre (veja tabela na p. 13 deste Caderno).

	Estado físico a 25 °C	Temperatura de ebulição a 1 atm (°C)	Temperatura de fusão (°C)
Butano (C₄H₁₀)	Gasoso	0,48	-135

É possível perguntar aos alunos (as questões a seguir encontram-se no CA, exercícios 1 a 6), por exemplo, que tipo de ligação existe entre os átomos de C e os de H e lem-

brar que os valores de eletronegatividade de ambos (C: 2,5; H: 2,2) são bem parecidos, visto que os pares eletrônicos da ligação são compartilhados igualmente pelos dois áto-

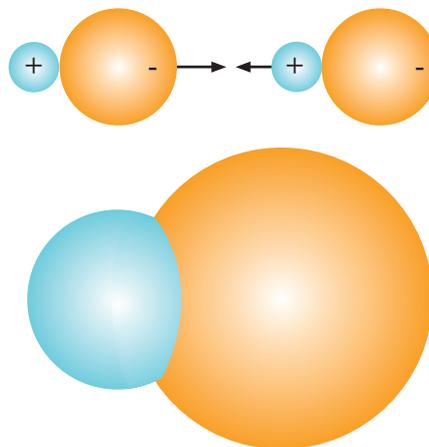
mos, não havendo polaridade na molécula. A partir dessa introdução, você pode pedir aos alunos que representem os estados gasoso e líquido do butano e imaginem o que mantém as moléculas mais próximas no estado líquido. Não se espera que eles apresentem uma ideia compatível com o modelo de interações intermoleculares. O que se pretende, neste momento, é que eles percebam que deve haver alguma força de interação entre essas moléculas. Você, então, pode explicar que a molécula C_4H_{10} é apolar, ou seja, não tem polos. Entretanto, em um determinado instante, a nuvem eletrônica pode estar concentrada em uma região da molécula, o que causa, nesse instante de tempo, uma carga parcial negativa nesta região e uma carga parcial positiva na outra região da molécula. Essas cargas instantâneas estabelecem um dipolo temporário na molécula, chamado de **dipolo instantâneo**. O dipolo formado pode induzir outro dipolo em uma molécula adjacente. Esses dipolos temporários orientados na mesma direção resultam em forças atrativas entre as moléculas (chamadas **forças de dispersão de London**).

Você pode perguntar se essas forças atrativas seriam de grande intensidade e se podem ser comparadas com as interações entre os átomos na ligação covalente. O que se pretende com a questão é fazer com que os alunos percebam que as interações eletrostáticas que dão origem à ligação covalente são mais fortes do que as interações por dipolos instantâneos. Você também pode questionar o que acontece, no que diz respeito às interações, quando se aquece butano líquido até a ebulição. Depois, é possível explicar que a energia que está sendo fornecida é utilizada para vencer as interações entre as moléculas, e não para romper as ligações covalentes entre os átomos. Como as interações “forças de dispersão de London” são fracas, a quantidade de energia a ser fornecida deve ser baixa para superá-las.

Pode-se pedir aos alunos que utilizem essas ideias para explicar o estado físico do gás hidrogênio à temperatura ambiente (lembrando que sua temperatura de ebulição é $-252,8\text{ }^\circ\text{C}$, bem próxima do zero absoluto, que é $-273\text{ }^\circ\text{C}$) (CA, questão apresentada como Desafio!). Eles podem fazer esquemas para representar os dipolos instantâneos e as interações entre eles. Por meio desta atividade, é possível perceber se eles compreenderam ou não o conceito de interação.

Você pode apresentar a temperatura de ebulição do HCl ($-85\text{ }^\circ\text{C}$ a 1 atm) e questionar o tipo de ligação existente entre os átomos constituintes e como deve-se explicar a temperatura de ebulição desse composto (CA, questões 7 e 8).

Pode iniciar com a retomada do tipo de ligação existente entre os átomos de H e Cl, lembrando que o modelo que explica tal ligação admite uma distribuição de elétrons de valência assimétrica, levando à formação de um dipolo permanente na molécula, como foi visto no Caderno do 2º bimestre. É possível retomar a representação já proposta e pedir aos alunos que façam uma previsão a respeito das forças de interação entre as moléculas de HCl. Essas interações entre dipolos são chamadas de **dipolo-dipolo**.



© Claudio Ripinskas

Você pode questionar se as ligações covalentes existentes entre H e Cl, no HCl, devem ser mais fortes do que as interações dipolo-dipolo entre as moléculas de HCl.

Para que os alunos possam aplicar os conceitos apresentados, pode-se propor a análise

da tabela a seguir, pedindo que discutam as possíveis interações intermoleculares e as ligações entre os átomos de cada espécie (esta questão está no CA, seção Você Aprendeu?). Outras informações podem ser fornecidas, se julgar interessante, como polaridade da partícula e estado físico à temperatura ambiente.

Substância	Temperatura de ebulição (°C) a 1 atm
Fluoreto de hidrogênio (HF)	19
Cloreto de hidrogênio (HCl)	-85
Metano (CH ₄)	-164
Neônio (Ne)	-196
Argônio (Ar)	-186
Amônia (NH ₃)	-33

Não se deve esperar nem exigir, neste momento, explicações utilizando a ideia de ligação de hidrogênio (no caso do HF e da NH₃). Basta que o aluno perceba que as forças eletrostáticas de interação são mais intensas. O conceito de interação por ligação de hidrogênio será introduzido mais adiante.

A seguir é apresentada uma atividade que permite ampliar os conceitos desenvolvidos e relaciona as forças intermoleculares de interação com o tamanho das moléculas e suas massas molares (CA, seção Para Saber Mais, questões 1 e 2). Os alunos podem trabalhar em grupos, procurando responder às questões propostas para uma posterior discussão coletiva. Podem redigir um texto que sintetize as ideias elaboradas, o que contribui para o desenvolvimento de competên-

cias relativas à comunicação e à expressão.

1. Leia o texto* que segue e considere os dados da tabela.

“[...] A gasolina comum consiste principalmente de hidrocarbonetos, alcanos de cadeia linear com sete ou oito carbonos. De um modo geral, quanto maior for o número de átomos de carbono de um alcano, maior será sua temperatura de ebulição e menor sua tendência a vaporizar-se a uma dada temperatura. Assim, as gasolinas destinadas às condições quentes do verão são formuladas com menores quantidades de alcanos, cujas moléculas são de menor tamanho e mais fáceis de vaporizar, como, por exemplo, butanos e pentanos, do que aquelas que são preparadas para climas frios [...]”

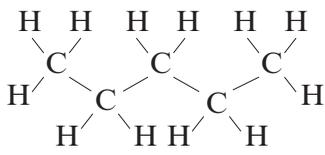
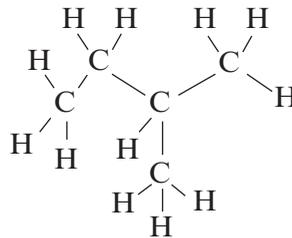
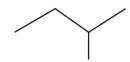
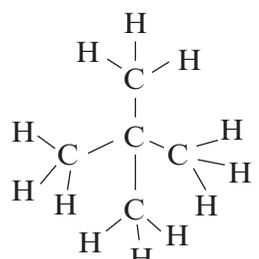
* BAIRD, Colin. *Química ambiental*. 2. ed. Porto Alegre: Bookman, 2002, p. 276.

Alcanos	Massa molar (g/mol)	Temperatura de ebulição (°C) a 1 atm
CH ₄ (metano)	16	-164
C ₂ H ₆ (etano)	30	-88
C ₃ H ₈ (propano)	44	-42
C ₄ H ₁₀ (butano)	58	0
C ₅ H ₁₂ (pentano)	72	36
C ₆ H ₁₄ (hexano)	86	69
C ₈ H ₁₈ (octano)	114	126
C ₁₆ H ₃₄ (hexadecano)	226	288
C ₂₀ H ₄₂ (eicosano)	282	345

- Quais dessas substâncias são gases à temperatura ambiente na pressão de 1 atm?
- Com os dados da tabela, construa um gráfico relacionando temperaturas de ebulição e massas molares dos alcanos.
- Analisando a curva obtida no gráfico, pode-se concluir que existe uma relação de dependência entre as grandezas consideradas? Como você explicaria tal relação?
- Procure relacionar a informação contida no texto com as respectivas temperaturas de ebulição, massas molares

e estados físicos dos alcanos da tabela. Levando em conta que os alcanos são apolares, quais forças estão envolvidas na vaporização dessas substâncias?

- Os alcanos n-pentano, metilbutano e dimetilpropano apresentam a mesma fórmula molecular, C₅H₁₂, e, consequentemente, a mesma massa molar. São mostradas, em seguida, diferentes representações desses alcanos e suas respectivas temperaturas de ebulição. A primeira dessas representações, mais útil no momento, permite uma visão de como os átomos se ligam nas moléculas e também das interações inter e intrapartículas.

 	 	 
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
<p>n-pentano</p> <p>TE = 36 °C</p>	<p>metilbutano</p> <p>TE = 28 °C</p>	<p>dimetilpropano</p> <p>TE = 9,5 °C</p>

Considerando a disposição espacial dos átomos nessas moléculas, proponha ideias sobre como os fatores estruturais podem influenciar a temperatura de ebulição e a volatilidade desses alcanos. Lembre-se de que a temperatura de ebulição é função das interações intermoleculares.

Grade de avaliação da Atividade 3

Com relação à questão sobre o estado físico do gás hidrogênio, espera-se que os alunos expliquem o estado gasoso utilizando a ideia da distribuição momentaneamente desigual da nuvem eletrônica ou do par de elétrons da ligação entre os dois átomos de H que formam a molécula. Quanto às interações entre as moléculas de HCl, devem prever que as atrações intermoleculares devem acontecer entre dipolos, ou seja, entre moléculas polares. Essas interações são mais fracas do que as ligações covalentes existentes entre H e Cl.

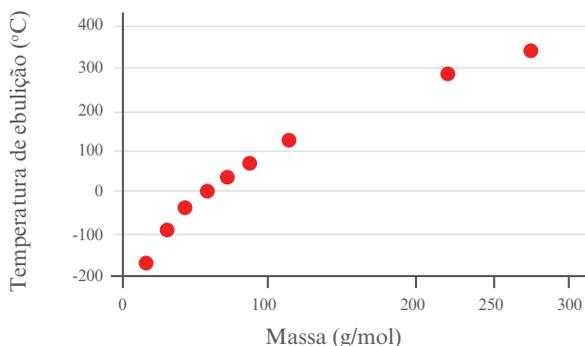
Assim, para a aplicação dos conhecimentos sobre as interações intermoleculares, espera-se que os alunos concentrem os conhecimentos, indicando que o fluoreto de hidrogênio (HF) é uma molécula polar e as interações entre as moléculas de HF são as mais fortes, uma vez que apresenta a maior temperatura de ebulição. Na amônia (NH₃), as forças de interação intermoleculares são mais fortes que nas demais substâncias (sem considerar o HF), podendo-se prever que a molécula pode ser polar, havendo interações interdipolos. Nos casos do neônio e do argônio, os alunos devem perceber que as interações entre os átomos devem ser muito fracas, do tipo dipolo instantâneo, como no metano.

Com relação à atividade proposta sobre os hidrocarbonetos, os alunos devem perceber, de acordo com dados da tabela, que o metano, o etano, o propano e o butano são gases à temperatura ambiente. Eles podem construir um gráfico relacionando temperatura de

ebulição e massa molar como esquematizado a seguir, devendo perceber que a temperatura de ebulição aumenta conforme o aumento da massa molar e de acordo com o tamanho da molécula. Assim, os alunos podem concluir que moléculas pequenas formam dipolos instantâneos com menos facilidade do que

as moléculas maiores, formadas pelos mesmos elementos, e que as forças de dispersão de London são mais fracas no metano. Na vaporização, as forças que mantêm as moléculas próximas, no estado líquido, devem ser superadas para que as moléculas se separem, escapando da massa líquida.

Temperatura de ebulição de alcanos em função das massas molares



Com relação aos isômeros do pentano, embora tenham a mesma massa molar, suas temperaturas de ebulição são diferentes. Como são moléculas apolares, as únicas forças atrativas entre suas moléculas são as forças de dispersão de London. Os alunos podem argumentar que as diferenças nas temperaturas de ebulição se devem ao aumento dessas forças. Considerando que, em um líquido, as partículas tendem a ficar próximas umas das outras, e que esses líquidos apresentam a mesma massa molar, eles podem ser levados a pensar que as diferenças nas temperaturas de ebulição se devem às diferenças na distribuição espacial dos átomos nas moléculas. Cadeias mais alongadas correspondem a uma área superficial maior, com número maior de pontos de contato; as forças de dispersão ficam mais fortes. Assim, tem-se um modelo capaz de explicar que a temperatura de ebulição do n-pentano é

a mais alta e a do dimetilpropano, cuja molécula apresenta uma forma que se aproxima da forma esférica, é a mais baixa, e as forças de dispersão, as mais fracas. Assim, conclui-se que a geometria da molécula é um dos fatores que afetam as temperaturas de ebulição.

Atividade 4 – Ligações de hidrogênio e as propriedades peculiares da água

Nesta atividade, pretende-se discutir como as ligações de hidrogênio presentes nas moléculas de água justificam as propriedades observáveis e peculiares que a água apresenta e que são responsáveis pela existência de vida no planeta.

Para introduzir as ligações de hidrogênio, você pode propor um trabalho para ser realizado em duplas, no qual os alunos analisam os dados sobre as temperaturas de ebulição

de algumas substâncias, entre elas a água. Propõe-se o trabalho em dupla para direcionar a atenção e a concentração dos alunos na análise do gráfico e das questões propostas.

Sugestão de trabalho para o aluno*

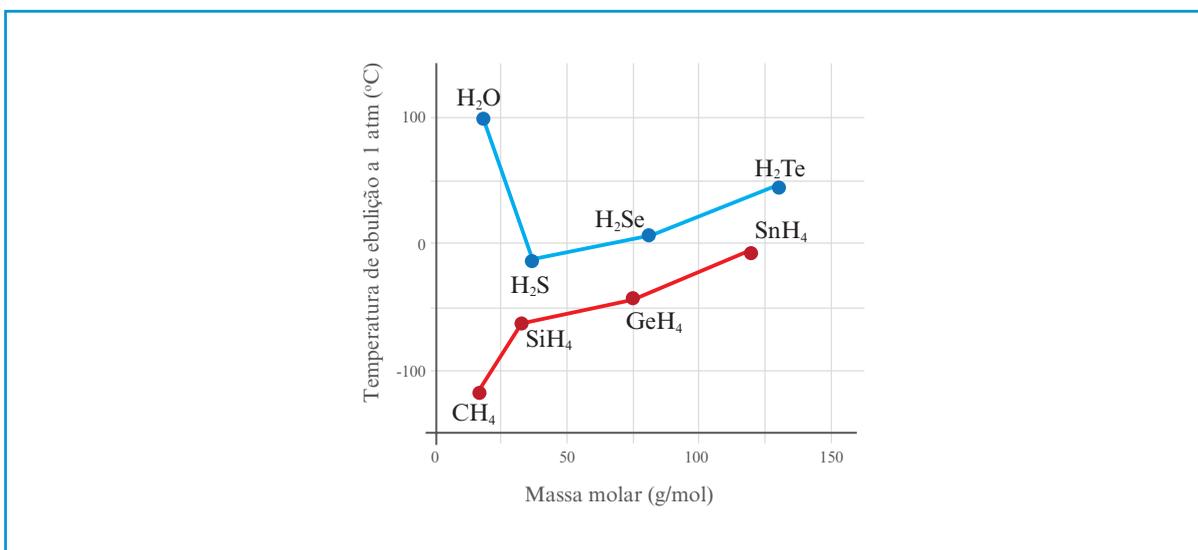
1. O gráfico a seguir relaciona as temperaturas de ebulição com as massas molares de dois conjuntos de substâncias, formadas entre hidrogênio e elementos de dois grupos da tabela periódica (o grupo do carbono e o do oxigênio).

a) Localize esses grupos na tabela periódica.

b) As ligações entre os átomos que formam essas substâncias são do mesmo tipo? Justifique.

2. Analisando o gráfico, descreva cada uma das curvas em termos da variação da temperatura de ebulição em função da variação da massa molar das substâncias.

a) Existe alguma regularidade?

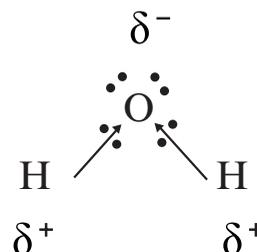


b) A água, em relação à temperatura de ebulição, tem um comportamento semelhante ao das outras substâncias do mesmo grupo do oxigênio? Justifique.

c) As forças de atração entre as moléculas de H₂O são de mesma intensidade que as forças de atração entre as moléculas de H₂S, de H₂Se e de H₂Te? Justifique.

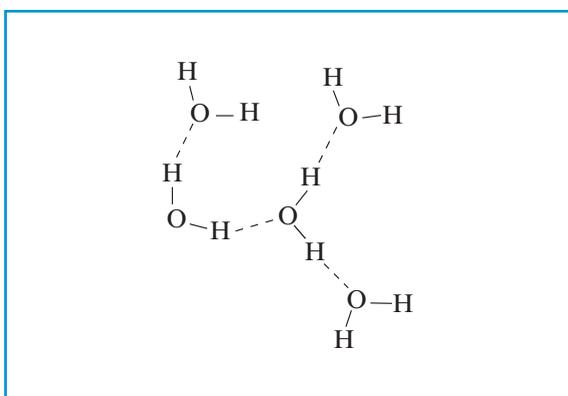
d) Como você imagina a atração entre as moléculas da água? Faça um esquema que represente suas ideias (lem-

bre-se de que a água é polar, podendo ser representada pela fórmula a seguir, em que δ^+ corresponde à região positiva da molécula H₂O e δ^- corresponde à região negativa).

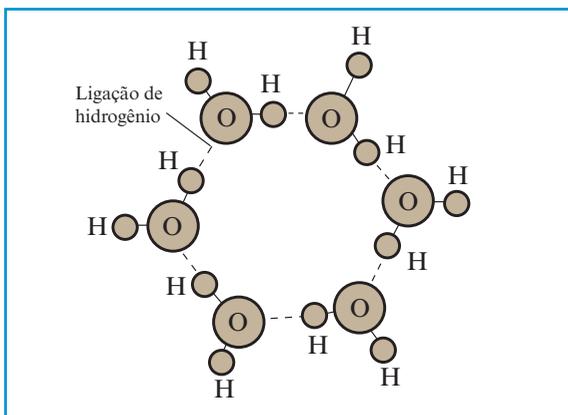


* CA, Atividade 4, Questões para a Sala de Aula.

Para explicar a alta temperatura de ebulição da água, o que faz com que ela seja encontrada no estado líquido à temperatura ambiente em muitos lugares do planeta, deve-se considerar as interações eletrostáticas entre suas moléculas. As regiões mais positivas da molécula (os átomos de H) interagem com as mais negativas de outras (os átomos de O), formando ligações conhecidas como “ligações de hidrogênio”. Tais ligações estão presentes na água líquida e também no gelo.



Representação da água no estado líquido.

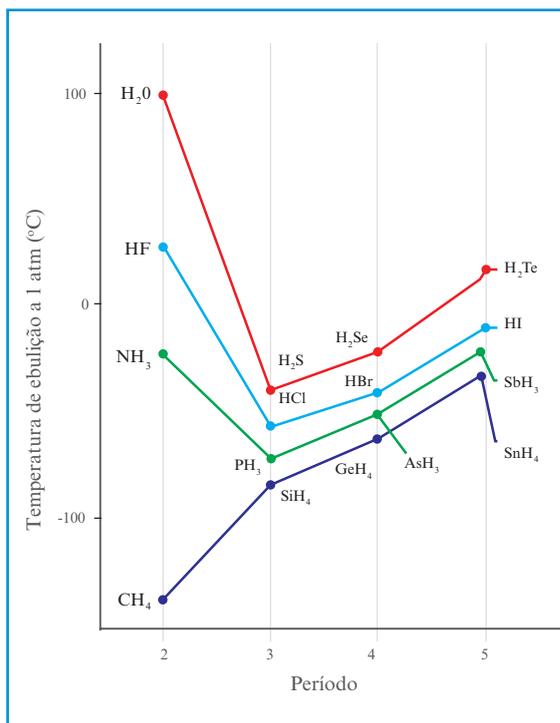


Representação da água no estado sólido.

Para ampliar a ideia da ligação de hidrogênio, pode-se propor aos alunos que analisem o gráfico a seguir (CA, Atividade 4, Lição de Casa, questão 1), que contém infor-

* No CA, questão proposta na Atividade 4, seção Desafio!

mações sobre as temperaturas de ebulição de compostos de hidrogênio com elementos dos grupos 15 (do nitrogênio) e 17 (dos halogênios) da tabela periódica. Pergunte como explicariam temperaturas de ebulição tão diferentes do HF e do NH_3 e, também, se o modelo da ligação de hidrogênio seria capaz de explicar tais dados.



Os alunos devem concluir que ligações de hidrogênio ocorrem entre moléculas que tenham a ligação H-X, na qual X pode ser flúor, oxigênio ou nitrogênio.

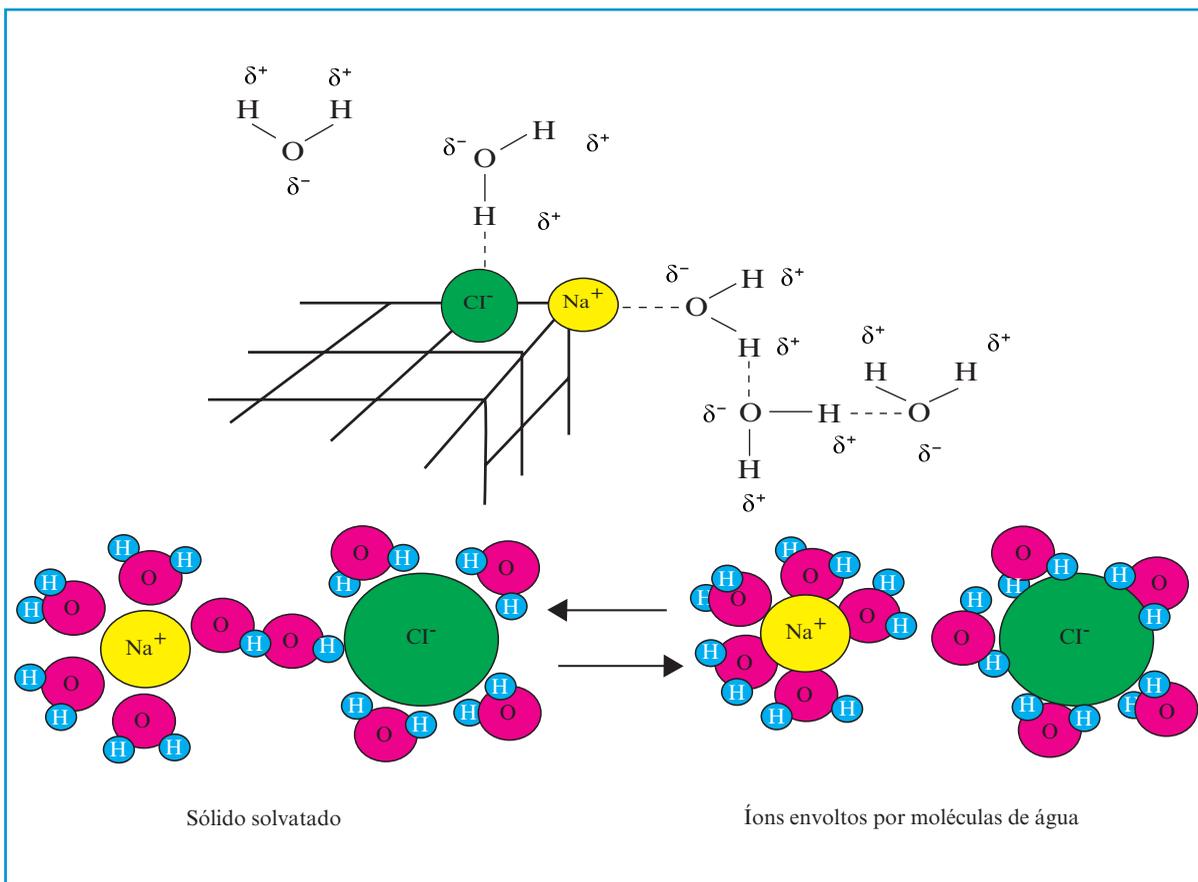
Como explicar, em nível microscópico, a dissolução de uma substância iônica em água?*

Os alunos devem ser motivados a pensar em como se dá a interação entre as moléculas de água e a estrutura cristalina do

NaCl. Você pode convidá-los a representar com um desenho essa interação, lembrando-os de que a molécula da água é polar, que há interações por ligações de hidro-

gênio entre elas e que o sal é formado por íons Na^+ e Cl^- .

A figura a seguir representa esse processo.



Você deve ajudar os alunos a perceber que, segundo o modelo de atração eletrostática, as interações se dão entre os cátions e a parte negativa das moléculas de água (átomos de oxigênio) e entre os ânions e a parte positiva dessas moléculas (átomos de hidrogênio). Depois, pode informá-los que o resultado dessas interações é o NaCl solvatado, no qual os íons estão envoltos por moléculas de água (veja a figura anterior). Dialogando com eles, você poderá levá-los a concluir que ocorrerá a dissolução do sólido iônico em água se as forças de atração

que as moléculas de água exercem sobre os íons constituintes do sólido superarem as forças de atração entre as moléculas de água entre si e entre os próprios íons.

Você pode lembrá-los, ainda, de que alguns sólidos formados por íons, como, por exemplo, o AgCl e o BaSO_4 , não se dissolvem em água. Para tentar explicar esse fato, eles poderiam argumentar que as atrações entre os íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} no sulfato de bário e Ag^+ e Cl^- no cloreto de prata devem superar as atrações entre esses íons e as partículas de H_2O .

Utilizando o modelo de ligação de hidrogênio para explicar propriedades da água

1. A fotografia a seguir mostra um *iceberg* em que podem ser vistas a parte visível e a submersa. A imagem sugere que o gelo se forma na superfície, e não no fundo do mar, rio ou lago. Tal fato pode ser explicado pela menor densidade do gelo em relação à água em estado líquido. Quando a água congela, forma-se um anel hexagonal de moléculas, em que cada molécula de água está ligada a outras quatro, formando uma rede cristalina característica (veja a figura da página 23). Utilizando essas informações, explique a menor densidade do gelo (CA, questão 8).



© Colin Monteath/Oxford Scientific-Latinstock

2. Como já foi discutido, o ciclo hidrológico é de grande importância para o planeta, pois é um meio de transporte de água e de energia. Explique, em nível microscópico, as transformações envolvidas nesse ciclo (CA, Lição de Casa, questão 2).

Atividade extra – Forças de interação

A atividade sugerida a seguir tem a finalidade de permitir que os alunos possam aplicar e ampliar os conhecimentos cons-

truídos. A classe pode ser dividida em grupos, e a cada um dos grupos é designada uma das moléculas descritas na tabela. Os alunos devem discutir a respeito das forças de interação existentes entre elas. Pode-se solicitar que representem essas interações com esquadras e, ao final, elaborem um painel com as representações de todos os grupos. Como a água já foi estudada, você pode pedir a todos os grupos que representem as interações entre as moléculas de água, ou simplesmente eles mesmos podem retomar os conhecimentos sobre essas interações como um meio de desencadear a atividade.

Substância	Estrutura	Massa molar (g/mol)	TE (°C)
Água		18,0	100
Amônia		17,0	-33
Metanol		32,0	65
Etanol		46,0	78
Ácido fórmico		46,0	101

Forças intermoleculares e solubilidade: como explicar em nível microscópico que algumas substâncias formadas por ligações covalentes se dissolvem em água, enquanto outras não?

Os conhecimentos apresentados a respeito das interações intermoleculares podem ser utilizados para explicar a solubilidade de algumas substâncias em água e em solventes não polares. Pode-se, por exemplo, apresentar alguns dados sobre a solubilidade de alcoóis e de hidrocarbonetos em água e em hexano e problematizar as possíveis interações entre o soluto e o solvente. Alguns dados que podem ser utilizados estão apresentados na tabela a seguir (CA, Questões para a Sala de Aula 1 e 2).

Substância	Solubilidade em água	Solubilidade em hexano (C ₆ H ₁₄)
Metanol (CH ₃ OH)	Solúvel em qualquer proporção	Pouco solúvel
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	Solúvel em qualquer proporção	Pouco solúvel
Butanol (C ₄ H ₉ OH)	Pouco solúvel	Solúvel
Pentano (C ₅ H ₁₂)	Praticamente insolúvel	Solúvel
Gasolina (mistura de hidrocarbonetos)	Praticamente insolúvel	Solúvel

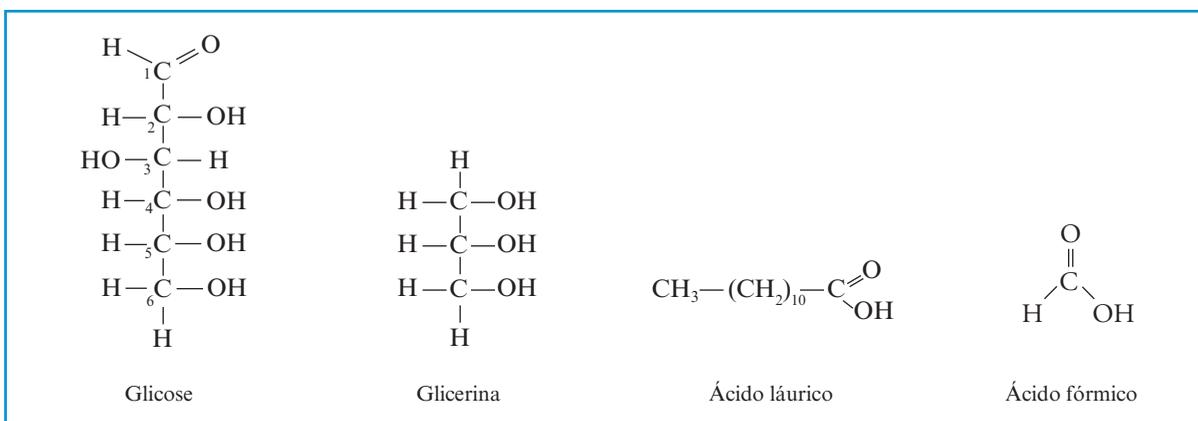
Pode-se pedir que os alunos representem as estruturas dos três alcoóis, comparem a parte polar com a apolar nos três, inferindo qual deles seria o mais polar, e, então, procurem explicar as interações entre as moléculas de cada um deles e as da água. Pode-se pedir para que façam desenhos que representem as interações entre as moléculas do etanol ou do metanol no estado líquido, as interações entre as moléculas de água e, então, representem o processo de dissolução de um desses alcoóis na água, em termos dessas interações moleculares.

Com relação ao hexano, você pode recordar a natureza das forças de interação que mantêm unidas as moléculas desse hidrocarboneto e sugerir que os alunos as comparem com as que preponderam entre as moléculas de cada um dos alcoóis. Questione se o fato do metanol e do etanol apresentarem forças intermoleculares de natureza diferente

das forças de dispersão de London, existentes entre as moléculas de hexano no estado líquido, poderia explicar a baixa solubilidade desses alcoóis no hexano (CA, Questão para a Sala de Aula 3). Pode ser questionado, ainda, se a solubilidade do butanol em hexano poderia ser explicada por meio desse tipo de comparação.

Esse mesmo raciocínio, de comparação das forças intermoleculares, pode ser feito para explicar a solubilidade do pentano e da gasolina em hexano e em água.

Para avaliar a aprendizagem, você pode pedir para que os alunos expliquem, em termos das interações intermoleculares, a solubilidade em água de substâncias como a glicose, a glicerina, o ácido fórmico e o ácido láurico (componente do óleo de coco) (CA, Atividade 4, segunda Lição de Casa).



Grade de avaliação da Atividade 4

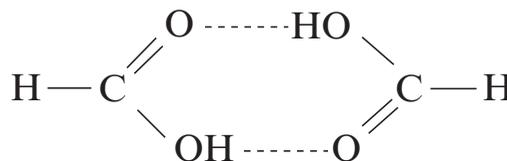
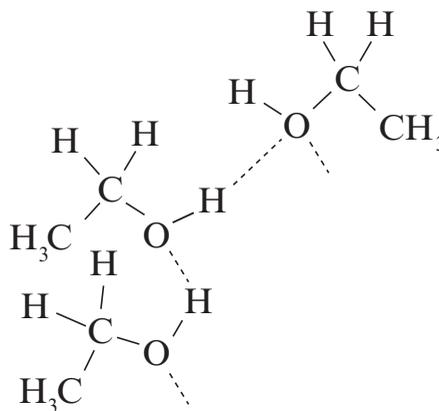
O que se espera dos alunos em relação à análise das curvas de temperatura de ebulição das substâncias dos grupos 14 (C) e 16 (O) é que percebam uma regularidade na família 14 e destaquem a temperatura de ebulição alta da água em relação aos outros elementos desse grupo. Eles devem imaginar que a região de carga positiva de uma molécula de água deve atrair a de carga negativa de outra.

Com relação aos valores altos de temperaturas de ebulição do HF e da NH_3 , o que se espera é que os alunos, observando o gráfico, indiquem que as substâncias HF e NH_3 podem ter comportamento semelhante ao da água e proponham a existência de ligações de hidrogênio entre essas moléculas.

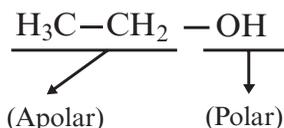
Com relação ao item 1 (do *iceberg*), que correlaciona propriedades da água e as ligações de hidrogênio, a menor densidade da água no estado sólido pode ser explicada pelo aumento de volume na solidificação decorrente de sua estrutura neste estado físico.

No item 2 (CA, Atividade 4, Desafio!), espera-se que os alunos expliquem as mudanças de estado da água no ciclo hidrológico, considerando que energia precisa ser fornecida à água no estado líquido para que as forças de interação intermoleculares (ligações de hidrogênio) sejam superadas, mantendo, entretanto, as ligações covalentes entre os átomos de H e O. Os alunos também podem explicar que, na condensação, as moléculas gasosas perdem uma quantidade de energia suficiente para manter a água no estado líquido, ocorrendo a formação de ligações de hidrogênio entre as moléculas. Para formar o estado sólido, mais energia é perdida; as moléculas se rearranjam e formam uma estrutura hexagonal, que se mantém por interações do tipo ligação de hidrogênio. As ligações covalentes na molécula de água se mantêm em todo o ciclo.

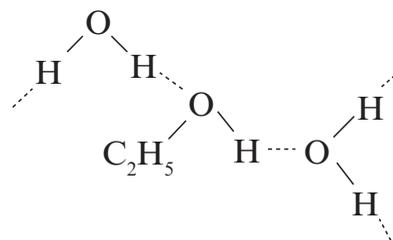
A atividade extra, sugerida para que os alunos apliquem e ampliem os conhecimentos construídos sobre as interações por ligações de hidrogênio, apresenta substâncias cujas moléculas se mantêm unidas por meio desse tipo de interação. Como a água já foi estudada, eles podem recordar seus conhecimentos sobre as interações entre as moléculas dessa substância. Espera-se que façam uma aproximação entre a água e o metanol, o etanol e o ácido fórmico, considerando a presença do grupo O-H nessas moléculas. Assim, é possível propor que os grupos O-H dos alcoóis e do ácido apresentem polarização e as interações entre as moléculas se deem por interações entre o átomo de O, parcialmente negativo, de uma molécula e o átomo de H, parcialmente positivo, de outra molécula. Os alunos podem apresentar representações como as seguintes:



Na atividade sobre forças intermoleculares e solubilidade, espera-se que os alunos indiquem que o butanol é o menos polar dos três alcoóis, pois apresenta maior cadeia carbônica (apolar). A seguir, uma representação da polaridade do etanol.



Os alunos podem representar interações de ligação de hidrogênio entre as moléculas de álcool e de água, como é mostrado a seguir, e, ainda, explicar que, para o etanol se dissolver em água, é preciso que ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de etanol e entre as de água se rompam para novas ligações se formarem entre moléculas de etanol e de água. Isso é possível, pois são interações de mesma magnitude e natureza.



Com relação à dissolução da glicose, da glicerina e do ácido fórmico em água, espera-se que os alunos indiquem que se dissolvem em água, explicando que são possíveis ligações de hidrogênio entre as moléculas de cada uma dessas substâncias e as da água, enquanto o ácido láurico (componente do óleo de coco) não deve ser solúvel em água, pois, embora contenha um grupo OH⁻, apresenta uma cadeia carbônica longa, apolar, o que torna a molécula muito pouco polar e, conseqüentemente, pouco solúvel em água.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2

FORÇAS DE INTERAÇÃO ENTRE PARTÍCULAS E SUBSTÂNCIAS MACROMOLECULARES

Tempo previsto: 4 aulas.

Conteúdos e temas: sólidos covalentes, macromoléculas: diamante, grafita, sílica e silicatos (vidros, cerâmicas etc.).

Competências e habilidades: buscar informações sobre alguns materiais utilizados pela sociedade e explicar suas propriedades, tendo como base os conhecimentos desenvolvidos; analisar informações sobre impactos ambientais, econômicos e sociais da produção e dos usos desses materiais para emitir julgamentos próprios relativos a essas questões; desenvolver habilidades de escrita e de comunicação oral; desenvolver habilidades de trabalho em equipe.

Estratégias: trabalho em grupo; pesquisas; elaboração de textos; cartazes; seminários.

Recursos: biblioteca, internet e outros.

Avaliação: elaboração de texto; seminário; atividade-síntese.

Roteiro para aplicação da Situação de Aprendizagem 2

Para a ampliação do tema “ligações covalentes”, propõe-se o estudo de algumas substâncias conhecidas, como a grafita, o diamante, a sílica e os silicatos, e, ainda, alguns produtos de importância para a sociedade, como vidro, pedras preciosas, cerâmicas e outros, que serão analisados em termos de suas estruturas e características. Também pode ser realizado um estudo da estrutura das proteínas, tendo como base as ligações de hidrogênio (no CA, há uma proposta de Pesquisa Individual sobre o tema: “Conhecendo as propriedades e a estrutura de outros materiais”).

Uma sugestão é a de iniciar a atividade com uma breve exposição do conteúdo; em seguida, com os alunos organizados em grupos, você poderá apresentar a cada um deles uma proposta de pesquisa sobre uma das macromoléculas citadas. É possível escolher quantos temas julgar importantes, levando em consideração a disponibilidade da turma.

Os estudantes podem ser orientados a procurar informações sobre composição química, estrutura, propriedades físicas, usos que a sociedade faz, fontes de obtenção, aspectos econômicos e impactos ambientais relativos à produção ou extração e aos usos desses materiais. Eles podem, ainda, elaborar cartazes com

informações que relacionem as propriedades à estrutura e aos usos, impactos etc. Os cartazes podem ser expostos na classe ou em outro local da escola. Também é viável solicitar um texto-síntese da pesquisa realizada. Levando em conta a natureza dos temas a ser pesquisados, a atividade pode ser interdisciplinar, integrando principalmente as áreas de Geografia, História e Biologia. O trabalho de cada equipe, posteriormente, poderá ser exposto aos demais grupos em forma de seminário.

Como forma de avaliação, pode-se solicitar aos grupos a construção de um quadro-síntese correlacionando os tipos de substâncias, as partículas que os compõem, o tipo de ligação, as forças de interação interpartículas que neles atuam, as propriedades gerais que apresentam, exemplos de substâncias (no CA, veja a seção Você Aprendeu?). Assim, os alunos poderão correlacionar o observável, macroscópico, com o microscópico, fruto da elaboração de ideias.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 2

A elaboração do quadro-síntese tem por finalidade permitir ao aluno que tenha uma visão geral das propriedades da matéria e dos modelos explicativos que procuram justificar a existência das substâncias. A seguir, apresenta-se um possível exemplo de quadro-síntese.

Tipos de substâncias de acordo com a natureza das forças de ligação interpartículas e propriedades relacionadas com a estrutura

Tipos de substâncias	Partículas que compõem a substância	Tipo de ligação	Forças interpartículas	Propriedades relacionadas à estrutura	Exemplos
Iônicas	Cátions e ânions	Iônica	Ligação iônica (interações eletrostáticas entre íons)	Sólidos de elevada temperatura de fusão; maus condutores de corrente elétrica no estado sólido, porém condutores quando fundidos.	NaCl; MgCl ₂
Moleculares	Moléculas não-polares	Covalente	Dispersão de London	Baixas temperaturas de fusão e de ebulição; geralmente gasosos ou líquidos a 25 °C; não condutores; insolúveis em água, mas solúveis em solventes orgânicos.	H ₂ ; CCl ₄ ; butano
Moleculares	Moléculas polares	Covalente	Dipolo-dipolo e ligações de hidrogênio	Semelhantes aos não-polares, porém com temperaturas de fusão e de ebulição mais elevadas; podem apresentar solubilidade em água; voláteis.	H ₂ O; HCl; NH ₃
Sólidos de rede covalente	Átomos ligados em arranjos tridimensionais (macromoléculas)	Covalente	Ligações covalentes em rede	Sólidos duros com elevadas temperaturas de fusão (geralmente acima de 1 000 °C); insolúveis em solventes comuns.	SiO ₂ (quartzo); diamante; grafita; fulerenos
Metálicas	Cátions em nuvens eletrônicas (elétrons com mobilidade; “mar de elétrons”)	Metálica	Ligação metálica	Temperaturas de fusão variáveis; bons condutores de calor e de eletricidade; de modo geral, são maleáveis e dúcteis.	Todos os metais, como Zn, Cu, Sn, Pb, Ni, Ag etc.

Elaborado por Maria Eunice Ribeiro Marcondes e Yvone Mussa Esperidião especialmente para o *São Paulo faz escola*.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3

A PRESSÃO ATMOSFÉRICA E SUA INFLUÊNCIA NA TEMPERATURA DE EBULIÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS

Tempo previsto: 4 aulas.

Conteúdos e temas: interação interpartículas, pressão de vapor, temperatura de ebulição e evaporação.

Competências e habilidades: construir e aplicar um modelo explicativo para a ebulição; reconhecer a influência da pressão na temperatura de ebulição de líquidos; estabelecer relações entre altitude, pressão atmosférica e ebulição; prever temperaturas de ebulição em diversas cidades tendo como base a altitude e sua relação com a pressão ambiente; obter informações a partir da leitura de gráficos; ampliar o entendimento do mundo físico.

Estratégias: aulas expositivas dialogadas; atividades.

Recursos: atividades propostas; questões; gráficos.

Avaliação: questões; trabalho de busca de informações; construção de gráficos.

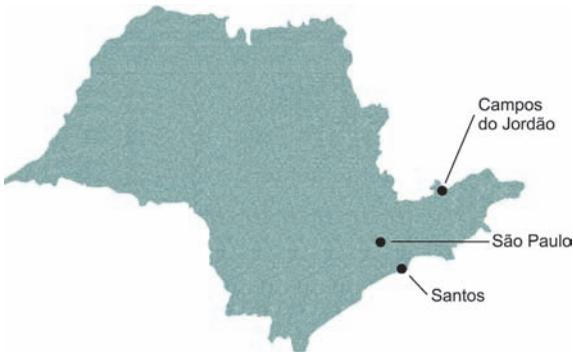
Roteiro para aplicação da Situação de Aprendizagem 3

Os modelos explicativos de ligações químicas apresentados e discutidos buscaram auxiliar os alunos na compreensão de várias propriedades físicas das substâncias, considerando tanto as interações intramoleculares quanto as intermoleculares. A variação da temperatura de ebulição de uma substância com a pressão atmosférica, ainda não problematizada neste Caderno, também pode ser objeto de reflexão sobre alguns desses modelos explicativos, e seu estudo amplia a compreensão do mundo físico, possibilitando o entendimento de mais um fenômeno natural, bem como a aplicação desse conhecimento no sistema produtivo.

Para introduzir esse assunto, os seguintes dados e informações podem ser apresentados:

- ▶ na cidade de São Paulo, a água entra em ebulição a 97 °C, enquanto em Santos ou na Praia Grande, a temperatura de ebulição da água é de 100 °C;
- ▶ no topo do Monte Everest, a água ferve a 72 °C,* e na montanha mais alta da Europa, o Monte Branco (Mont Blanc), ferve a 85 °C. Cozinhar um ovo nessas zonas demoraria consideravelmente mais tempo em relação às áreas citadas anteriormente, visto que o cozimento depende do calor;
- ▶ na cidade de Campos do Jordão (SP), a água ferve a 95 °C. Um ovo fervido durante 5 minutos em Campos do Jordão não é mais duro do que se fosse fervido durante 4 minutos na cidade do Rio de Janeiro (RJ), que está no nível do mar.

* Disponível em: <<http://www.amigosdaagua.org.br/curiosidades.htm>>. Acesso em: 24 abr. 2009.



© Colin Montearth/Hedgehog House/Minden Pictures-Latinstock



O Monte Everest é a montanha mais alta do mundo, com 8848 metros de altitude. Está situado no continente asiático, na Cordilheira do Himalaia (fronteira do Nepal com o Tibete). Em função da altitude, o cume desta montanha permanece coberto de gelo durante o ano todo.

Com base nessas informações, você pode pedir aos alunos que estabeleçam uma relação entre a altitude da região e as temperaturas de ebulição da água (os dados de altitude, temperatura e pressão estão apresentados no CA, Questões para a Sala de Aula, exercício 1).

A tabela a seguir resume os dados e informações apresentados e de outras localidades.

Localidade	Altitude em relação ao nível do mar (m)	Temperatura aproximada de ebulição da água (°C)
Rio de Janeiro	0	100
Santos	0	100
São Paulo	750	97
Campos do Jordão	1 628	95
Cidade do México	2 240	92
La Paz	3 636	88
Monte Quilimanjaro	5 895	82
Monte Everest	8 848	72

Emiliano Chemello. Disponível em: <www.ucs.br>. Acesso em: 24 abr. 2009.

Para exemplificar, pode-se relacionar altitude com pressão atmosférica. Os alunos sabem, por exemplo, que os jogadores de futebol brasileiros precisam de um tempo de adaptação quando vão jogar em cidades de elevadas altitudes, como La Paz ou Cidade do México, e utilizam expressões como “é difícil respirar”, “o ar é rarefeito” ou “tem pouco ar” para explicar tal necessidade. Assim, pode-se questionar se a pressão atmosférica nessas regiões é a mesma ou varia. Os dados a seguir podem auxiliar a discussão.

Localidade	Pressão atmosférica* (mmHg)
Rio de Janeiro	760
Santos	760
São Paulo	700
Campos do Jordão	610
Cidade do México	570
La Paz	510
Monte Quilimanjaro	400
Monte Everest	230

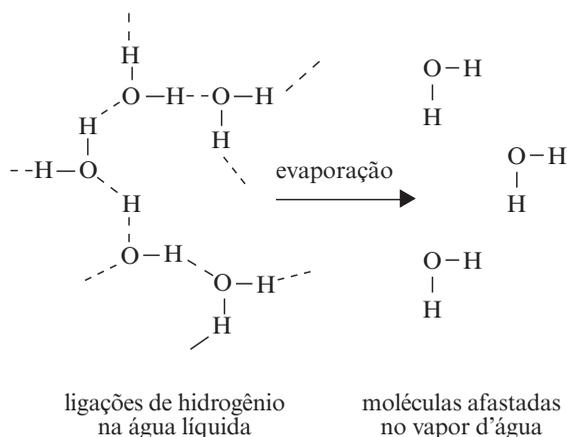
* Valores aproximados

A relação maior altitude – menor pressão atmosférica pode ser estabelecida e, se julgar necessário, lembre aos alunos de que, quanto menor a pressão atmosférica, menor é a quantidade de gases que exercem pressão naquela área (a composição porcentual do ar não muda, mas muda a pressão parcial dos gases na mistura, isto é, a pressão que o gás exerceria se ocupasse sozinho o volume da mistura).

Se dispuser de tempo, ou se quiser propor uma tarefa extra, você pode solicitar aos alunos que construam gráficos que mostrem a variação da pressão atmosférica com a altitude e a variação da temperatura de ebulição da água com a pressão atmosférica (no CA, há duas reproduções de papel milimetrado para tal finalidade; há mais orientações na Grade de Avaliação deste Caderno).

Para a construção de um modelo explicativo da variação da temperatura de ebulição com a pressão, o conceito de pressão de vapor deve ser introduzido (veja o CA, questão 3). Você pode pedir aos alunos que procurem explicar a evaporação da água a partir do modelo de interação intermolecular discutido anteriormente.

Eles podem representar o processo por meio de desenhos. Nesse caso, devem indicar as ligações entre os átomos H e O e as ligações intermoleculares (ligações de hidrogênio). A figura a seguir é um exemplo de representação.

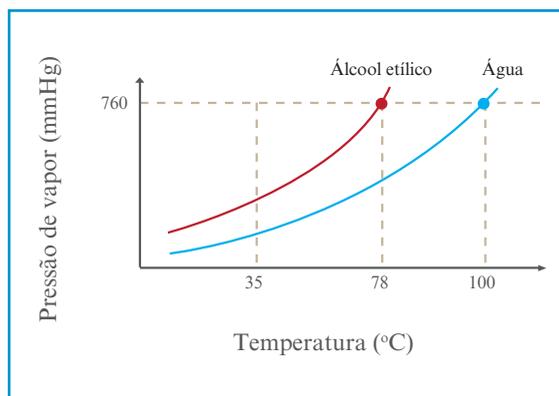


Pode-se problematizar o que acontece com a água no estado líquido em um sistema aberto (por exemplo, uma poça de água) e em um sistema fechado (por exemplo, uma garrafa de água tampada). É possível explicar que, em um sistema fechado, a água não vai evaporar totalmente, mas evapora até que o vapor de água atinja uma dada pressão sobre a superfície da água na garrafa (pressão máxima de vapor)*. Quanto maior for o valor da pressão da fase gasosa alcançado em uma dada temperatura, mais vapor terá se formado e maior é a tendência do líquido evaporar, ou seja, maior é a sua volatilidade. Como os alunos sabem que, nas condições ambientes, o álcool evapora mais facilmente do que a água, seria conveniente fornecer os valores de pressão de vapor (tabela a seguir) a uma dada temperatura para esses dois líquidos (CA, Lição de Casa, questão 1). Eles podem fazer desenhos para representar a evaporação do álcool e da água em sistemas fechados.

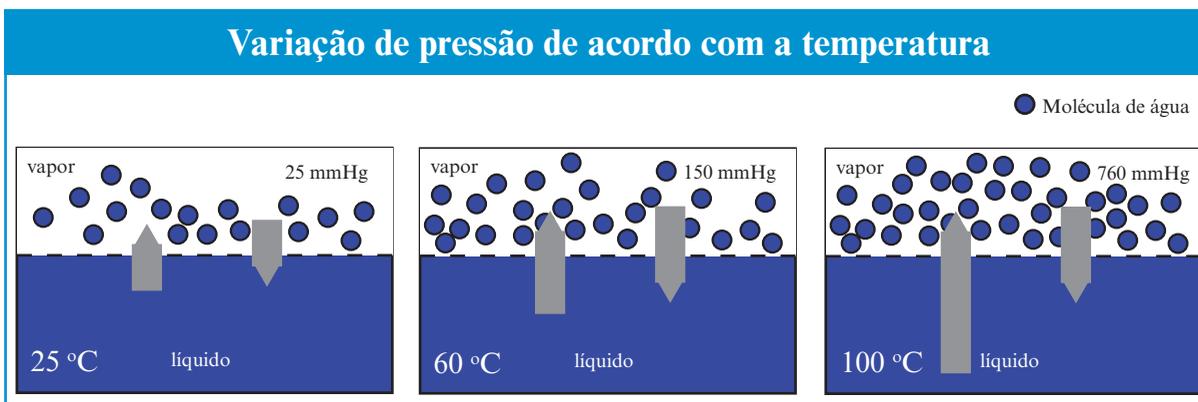
* A evaporação não para de acontecer; um estado de equilíbrio é estabelecido entre a evaporação e a condensação, ou seja, a rapidez com que a água evapora é igual à rapidez com que se condensa, de maneira que a pressão se mantém constante.

	Pressão máxima de vapor a 20 °C
Álcool etílico (etanol)	44,0 mmHg
Água	18,0 mmHg

O gráfico adiante mostra a variação da pressão de vapor com a temperatura para dois líquidos: água e álcool etílico. Pelo gráfico, percebe-se que, a uma mesma temperatura, o mais volátil e o que apresenta maior pressão de vapor é o álcool e o menos volátil, ou seja, o que apresenta menor pressão de vapor é a água (CA, Lição de Casa, questão 2).



A pressão de vapor varia com a temperatura em que o líquido se encontra. Com o aumento da temperatura, as moléculas terão mais energia para vencer as forças atrativas que as mantêm no estado líquido. A evaporação será maior e, assim, a pressão máxima de vapor aumentará. O esquema a seguir ilustra essas situações.



Em vez de usar bolinhas, os alunos podem fazer desenhos semelhantes, considerando a representação da molécula de água e das interações intermoleculares.

Para relacionar esse modelo explicativo com a ebulição, eles podem ser questionados sobre como explicariam o fato de um líquido entrar em ebulição quando aquecido a uma dada temperatura. Não é esperado que os alunos deem respostas corretas, mas que utilizem algumas das ideias sobre os modelos microscópicos já discutidos. Você pode explicar que, para entrar

em ebulição, a pressão de vapor deve ser igual à pressão ambiente; se a pressão de vapor for menor, o líquido pode evaporar, mas não entrará em ebulição. Entretanto, quando a pressão de vapor se iguala à pressão do local, o líquido ferve e as bolhas de vapor formadas no líquido sobem à superfície e escapam para o ambiente. Como na evaporação, supõe-se que a energia fornecida às moléculas é suficiente para vencer as interações eletrostáticas intermoleculares.

Os alunos, a partir dessas ideias, podem explicar, em termos microscópicos, os dife-

rentes valores de temperatura de ebulição da água em locais que apresentam pressões atmosféricas diferentes (CA, Questões para a Sala de Aula, exercício 4).

Ampliando os conhecimentos

Pode-se problematizar, questionando se os alunos consideram que outros líquidos apresentam comportamento semelhante ao da água, isto é, se suas temperaturas de ebulição dependem da pressão atmosférica. É possível questionar,

também, se o modelo explicativo construído para explicar o comportamento da água poderia ser utilizado para explicar o de outros líquidos. E, ainda, se o modelo pode ser aplicado a líquidos que não apresentem interações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio.

Você pode discutir a ebulição do etanol e de um hidrocarboneto, por exemplo. Alguns dados do etanol e do dimetilpropano são apresentados a seguir (no CA, constam na questão da seção Para Saber Mais).

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Dimetilpropano	Temperatura de ebulição (760 mmHg): 9,5 °C. As atrações entre as moléculas são fracas (a molécula é apolar).
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Etanol	Temperatura de ebulição (760 mmHg): 78,5 °C. As atrações entre as moléculas se dão por ligações de hidrogênio (presença do grupo OH).

Para incentivar a reflexão, pode-se perguntar quais tipos de forças existem entre as moléculas do dimetilpropano e entre as do etanol e se essas forças explicam a ordem de grandeza das temperaturas de ebulição. É possível questionar, ainda,

qual das duas substâncias é a mais volátil.

As temperaturas de ebulição do álcool etílico e do dimetilpropano a várias pressões estão apresentadas a seguir.

Temperatura de ebulição do álcool etílico a várias pressões

Pressão (mmHg)	1	10	40	100	400	760	1520
Temperatura de ebulição (°C)	-31,3	-2,3	19,0	34,9	63,5	78,4	97,5

Temperatura de ebulição do dimetilpropano a várias pressões

Pressão (mmHg)	150	320	530	760	1220	1600	2100
Temperatura de ebulição (°C)	-30	-10	0,0	10	20	30	40

Pode-se pedir aos alunos que representem graficamente os dados apresentados e que façam previsões com relação:

- ▶ à temperatura de ebulição dos líquidos a 900 mmHg;
- ▶ ao estado físico das substâncias em Campos do Jordão.

Um exemplo do uso no sistema produtivo da propriedade da variação da temperatura de ebulição com a pressão é a destilação do

glicerol, também conhecido por glicerina, substância obtida na produção do biodiesel e que tem aplicações comerciais (no CA, o assunto está apresentado no Desafio!, contendo as informações, o texto e as questões que seguem). Como a temperatura de ebulição da glicerina é relativamente alta a 760 mmHg, reduzindo-se a pressão externa, ela entrará em ebulição a uma temperatura mais baixa e, assim, a energia térmica requerida no processo será menor. A menor temperatura de ebulição também previne que a glicerina se decomponha.

Fórmula estrutural	Fórmula molecular: $C_3H_8O_3$
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \\ \text{glicerina} \end{array} $	Estado líquido à temperatura de 25 °C a 1 atm (PF: 18,1 °C)
	Temperatura de ebulição a:
	760 mmHg → 290 °C
	100 mmHg → 222,4 °C
	10 mmHg → 166,1 °C
	4 mmHg → 14,9 °C
As interações moleculares se dão por ligações de hidrogênio.	

“O glicerol é normalmente utilizado na preparação de diversos produtos, como remédios, produtos de higiene pessoal, comida, bebida, tabaco, resinas alquídicas, poliálcool, poliéster, celofane e explosivos. Todavia, seu uso é condicionado ao seu grau de pureza, que deve estar usualmente acima de 95%. Além disso, a glicerina bruta é cotada a R\$ 1,40/kg, a bidestilada a R\$ 3,65/kg, enquanto a glicerina farmacêutica ($\geq 99,5\%$) é vendida a valores acima de R\$ 564,00/kg.

A glicerina bruta vegetal apresenta cerca de 30% de impureza, o que evidencia a necessidade de purificá-la a fim de viabilizar seu emprego no setor industrial. As principais impurezas presentes na glicerina oriunda do biodiesel são: catalisador, álcool e ácidos graxos. Essas impurezas dependem da natureza da oleaginosa e do tipo de catálise empregada na preparação do biodiesel.

A purificação da glicerina bruta é feita por destilação sob pressão reduzida (60 mmHg), resultando em um produto límpido e transparente, denominado comercialmente de glicerina destilada ou bidestilada.”*

1. Qual é a vantagem para a indústria em reduzir a pressão do sistema para fazer a destilação da glicerina?
2. Faça uma estimativa da temperatura de ebulição da glicerina à pressão em que é destilada (60 mmHg).
3. Busque informações sobre a destilação a pressão reduzida.”

* Texto adaptado de: ÁVILA FILHO, Salvador; MACHADO, Alexandre dos Santos; SANTOS, Eduardo Pena. Disponível em: <<http://www.biodiesel.gov.br/docs/congresso2006/Co-produtos/Purificacao4.pdf>>. Acesso em: 22 abr. 2009.

Outro exemplo que pode ser explorado diz respeito à obtenção de alguns dos derivados do petróleo por destilação a pressão reduzida.

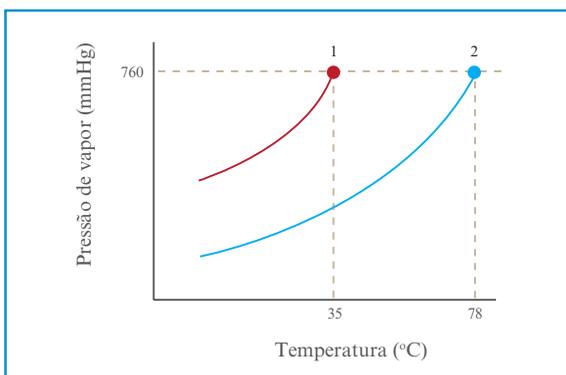
A seguir, são sugeridas algumas questões para auxiliar a compreensão dos alunos e proporcionar a aplicação dos conceitos (no CA, essas questões compõem a Lição de Casa).

1. A figura seguinte apresenta a variação da pressão de vapor com a temperatura para o álcool etílico e para o éter dimetílico, líquidos à temperatura ambiente. Ambos têm a mesma composição, C_2H_6O , porém apresentam arranjos moleculares diferentes. Considere as interações que podem ocorrer entre as moléculas de cada uma dessas substâncias e decida qual curva representa o éter dimetílico. Explique.



Éter dimetílico

Etanol



2. Em qual das cidades relacionadas na tabela a seguir a água vai ferver em temperatura mais baixa? Explique.

Cidade	Altitude (m)*
São Carlos	854
Piracicaba	526
Cananeia	8
Ouro Verde	350

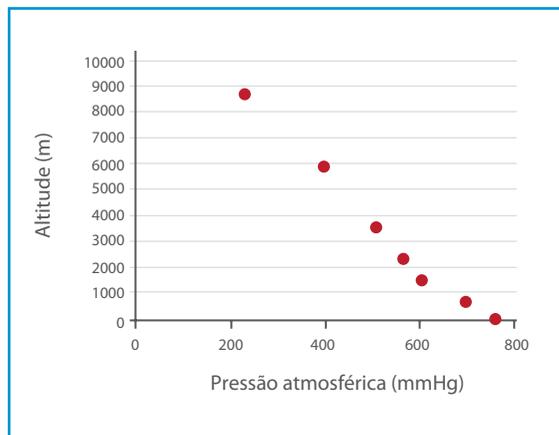
* A altitude é medida em relação ao nível do mar (altitude zero).

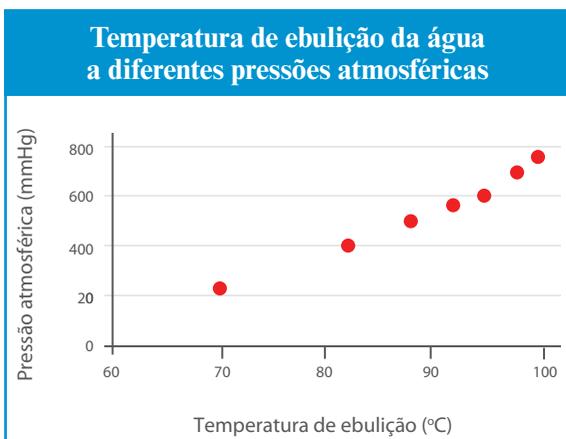
3. Verifique a altitude de sua cidade e preveja a temperatura em que a água entrará em ebulição.

4. A pressão de vapor da acetona, substância utilizada na indústria como solvente de esmaltes, vernizes e tintas, é de 185 mmHg a 20°C. Comparando com a pressão de vapor da água nessa temperatura (18 mmHg), qual dos dois líquidos é mais volátil (maior facilidade de evaporar)? Qual dos dois você espera que apresente maior temperatura de ebulição à mesma pressão? Você considera que as forças com que as moléculas de acetona se atraem devam ser mais fortes ou mais fracas do que as forças de atração entre as moléculas da água? Explique suas respostas.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 3

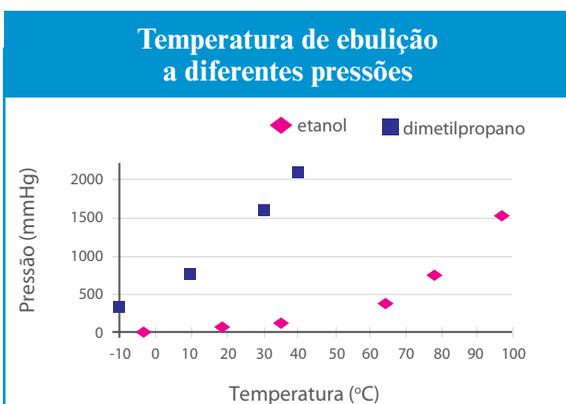
Com relação à primeira situação proposta aos alunos (relação entre altitude e temperatura de ebulição da água), espera-se que percebam que quanto maior a altitude de uma localidade, menor é a temperatura de ebulição da água, sendo que o valor máximo se dá ao nível do mar (altitude zero). Espera-se também que estabeleçam a relação entre pressão atmosférica e altitude, relacionando as informações fornecidas para várias localidades. Eles podem construir os seguintes gráficos solicitados anteriormente (CA, Questões para a Sala de Aula).





Na atividade seguinte (Ampliando os Conhecimentos), espera-se que os alunos consigam relacionar a maior facilidade de evaporação com maior pressão de vapor, podendo generalizar que, quanto maior a pressão de vapor que um líquido apresenta, mais facilmente evaporará.

Comparando o etanol com o dimetilpropano, eles devem concluir que o etanol possui maior temperatura de ebulição, o que pode ser explicado pelas forças de interações intermoleculares, do tipo ligação de hidrogênio, serem mais intensas do que as presentes no dimetilpropano. Os alunos podem construir um gráfico como o mostrado a seguir para responder às questões formuladas, esperando-se que indiquem que, a 900 mmHg, o etanol deve entrar em ebulição em temperatura próxima de 90 °C, e o dimetilpropano, de 20 °C.



Para responder à questão em relação a Campos do Jordão, os alunos devem buscar as informações sobre altitude (1 628 m) ou pressão (610 mmHg) nessa cidade, fornecidas anteriormente, e fazer uma interpolação dos dados nas curvas apresentadas, concluindo que, em Campos do Jordão, se for considerada uma temperatura ambiente de 25 °C, o dimetilpropano estará no estado gasoso, e o etanol, no estado líquido.

Quanto às questões sugeridas para auxiliar na compreensão e aplicação dos conhecimentos (segunda Lição de Casa), na primeira os alunos devem perceber que as moléculas do éter não interagem entre si por ligação de hidrogênio, e sim por interações do tipo forças fracas (dipolos instantâneos), apresentando, portanto, temperaturas de ebulição mais baixas que o etanol em diferentes pressões. A curva que representa o éter é a de número 1. Na segunda questão, eles devem apontar a cidade de São Carlos, que tem maior altitude, como aquela em que a água entrará em ebulição em menor temperatura. Podem explicar, inclusive, que a pressão atmosférica nessa cidade é menor do que nas outras. Quanto à última questão, os alunos devem reconhecer que a acetona é mais volátil do que a água, pois apresenta maior pressão de vapor, isto é, maior facilidade em evaporar, e sua temperatura de ebulição deve ser menor do que a da água. Quanto às forças de interação intermoleculares, espera-se que os alunos prevejam que são mais fracas na acetona do que na água.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4

SÍNTESE DE IDEIAS SOBRE A TRANSFORMAÇÃO QUÍMICA

Tempo previsto: 2 aulas.

Conteúdos e temas: síntese dos conceitos tratados sobre as transformações químicas e as propriedades das substâncias.

Competências e habilidades: relacionar os níveis macroscópico, microscópico e representacional envolvidos na construção do conceito de transformação química, considerando os conhecimentos adquiridos para a compreensão da existência das substâncias.

Estratégias: construção de um diagrama (quadro, mapa conceitual) mostrando relações entre os conceitos envolvidos.

Recursos: lista de conceitos.

Avaliação: diagrama construído.

Roteiro para aplicação da Situação de Aprendizagem 4

O objetivo desta Situação de Aprendizagem é proporcionar aos alunos a organização de suas próprias ideias, de maneira que percebam relações entre os conceitos de transformação química ou de ligações químicas tratados anteriormente, integrando os aspectos macroscópicos e micros-

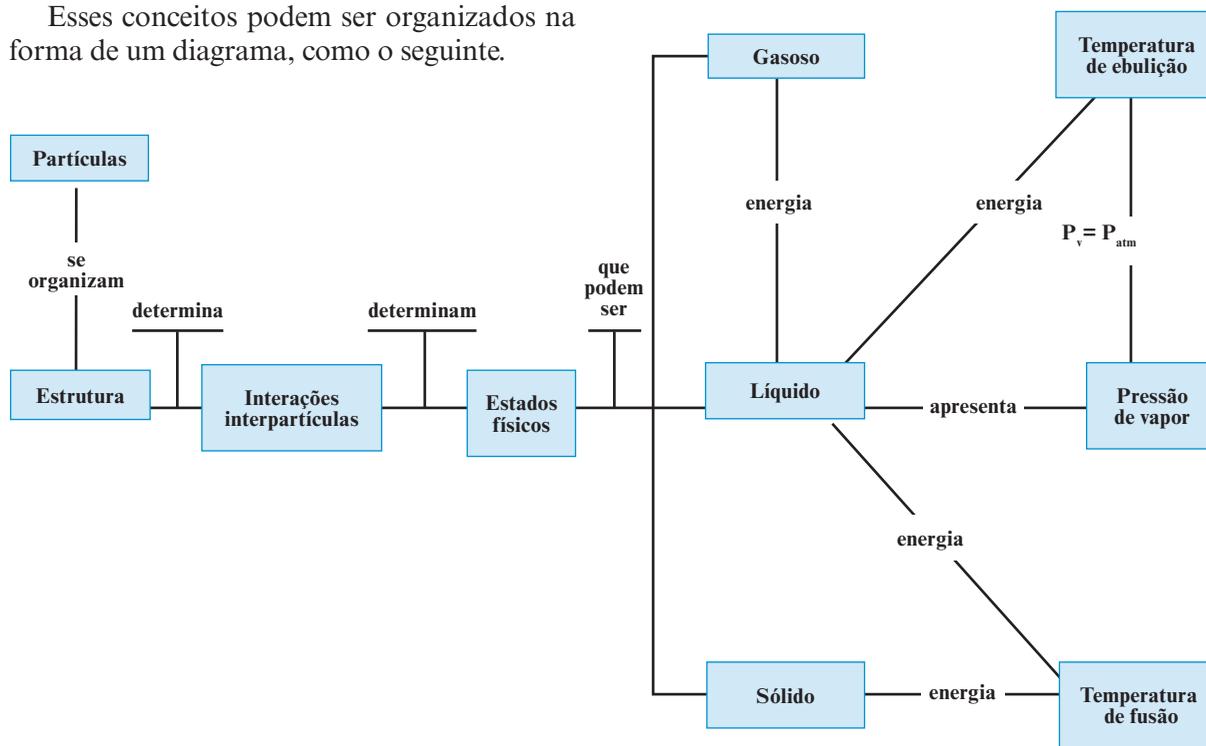
cópicos da formação das substâncias.

Você pode apresentar uma lista de conceitos e ideias, pedindo a eles que os organizem, estabelecendo relações entre eles. A seguir, são apresentados alguns conceitos tratados neste Caderno e um texto que mostra como eles podem ser relacionados (no CA, Questão para a Sala de Aula).



A matéria é constituída por partículas que se organizam em certa estrutura, formando as diferentes substâncias. Essas estruturas determinam as forças de interação entre elas e, conseqüentemente, o estado físico em que se apresentam – sólido, líquido ou gasoso. Entre as partículas no estado sólido, as interações são mais fortes do que no líquido e, neste, mais do que no gasoso. A pressão de vapor do líquido aumenta quando ele recebe energia e, ao se igualar à pressão atmosférica, o líquido entra em ebulição, passando para o estado gasoso. O sólido, ao receber energia, pode alcançar sua temperatura de fusão e passar ao estado líquido.

Esses conceitos podem ser organizados na forma de um diagrama, como o seguinte.

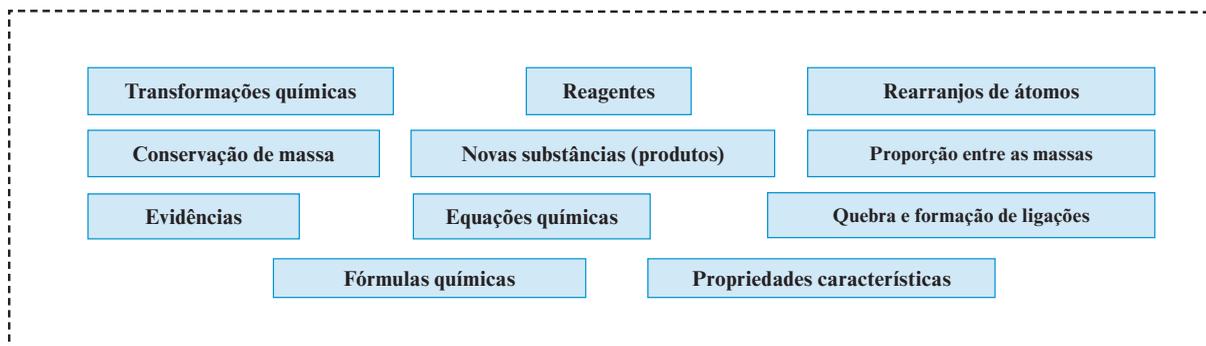


Vale ressaltar que não existe uma forma única de organizar essas relações entre os conceitos e que o diagrama é apenas uma das várias possibilidades. O uso de alguns termos que explicitam as relações existentes entre os conceitos facilita a leitura desse tipo de esquema e, por isso, esses termos merecem atenção.

Os conceitos selecionados podem ser listados na lousa, e pode-se solicitar aos alunos que identifiquem as relações existentes entre eles e que proponham como poderiam ser organiza-

dos por meio de um diagrama. Você, professor, pode realizar essa construção com contribuições dos alunos.

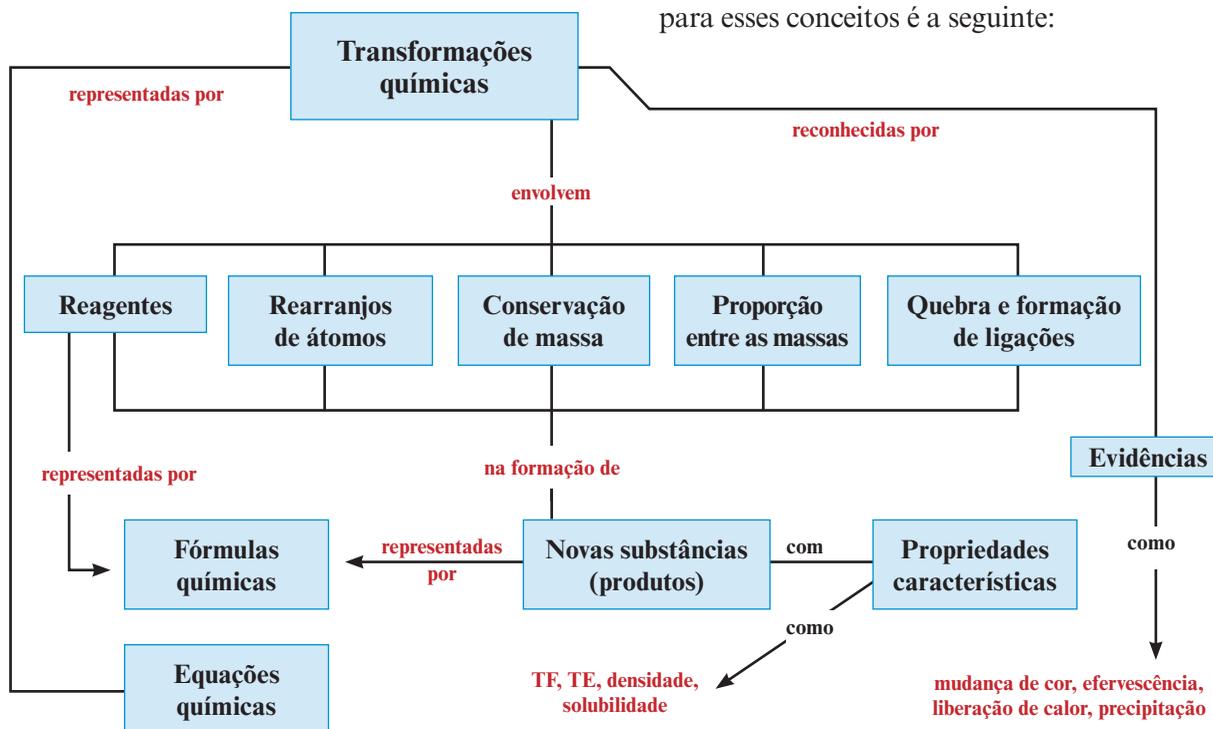
Como uma atividade-síntese dos conceitos relacionados às transformações químicas que foram discutidos nos Cadernos dos três bimestres, pode-se solicitar aos alunos que construam, em casa, como tarefa individual ou coletiva, um diagrama que relacione os seguintes conceitos (pedido, no CA, como Lição de Casa):



Caso você considere que os alunos tenham muita dificuldade na realização da tarefa, pode-se apresentar o mapa sugerido na “Grade de avaliação” a seguir sem as relações entre os conceitos (ressaltadas em vermelho) e solicitar a eles que as estabeleçam e as expliquem. Essa atividade deverá ser discutida em sala, pois representa uma síntese do estudo das transformações químicas realizado até o momento.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 4

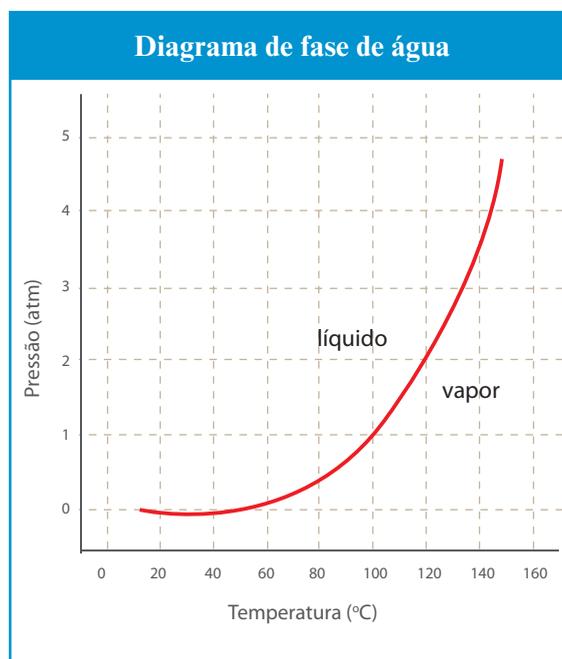
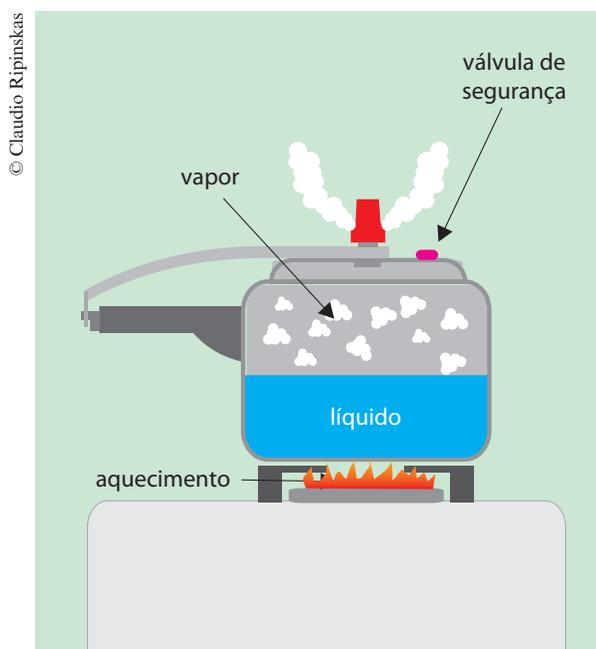
Espera-se que os alunos coloquem relações entre os conceitos e que integrem as visões macroscópica e microscópica. A lista apresentada antes é apenas sugestiva, de maneira que você deve adaptá-la à sua realidade. Os alunos também podem apresentar diferentes maneiras de organizar e relacionar os conceitos, cabendo a você considerar se as relações estabelecidas são adequadas. Uma possibilidade de esquema para esses conceitos é a seguinte:



PROPOSTAS DE QUESTÕES PARA AVALIAÇÃO*

1. (Enem – 1999) A panela de pressão permite que os alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar, a não ser através de um orifício central sobre o qual assenta um peso que controla a pressão. Quando em

uso, desenvolve-se uma pressão elevada no seu interior. Para a sua operação segura, é necessário observar a limpeza do orifício central e a existência de uma válvula de segurança, normalmente situada na tampa. O esquema da panela de pressão e um diagrama de fase da água são apresentados a seguir.



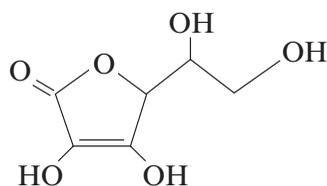
A vantagem do uso de panela de pressão é a rapidez para o cozimento de alimentos, e isto se deve:

- a) à pressão no seu interior, que é igual à pressão externa;
- b)** à temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local;

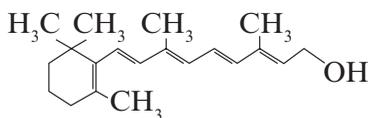
- c) à quantidade de calor adicional que é transferida à panela;
- d) à quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula;
- e) à espessura da sua parede, que é maior que a das panelas comuns.

* CA, seção Você Aprendeu?.

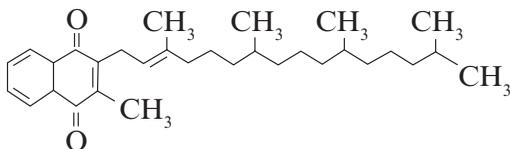
2. (Fuvest – 2002) Alguns alimentos são enriquecidos pela adição de vitaminas, que podem ser solúveis em gordura ou em água. As vitaminas solúveis em gordura possuem uma estrutura molecular com poucos átomos de oxigênio, semelhante à de um hidrocarboneto de longa cadeia, predominando o caráter apolar. Já as vitaminas solúveis em água têm estrutura com alta proporção de átomos eletronegativos, como o oxigênio e o nitrogênio, que promovem forte interação com a água. Abaixo estão representadas quatro vitaminas:



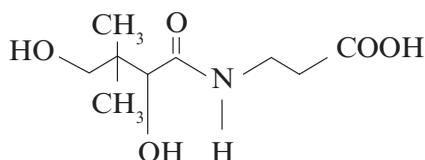
I



II



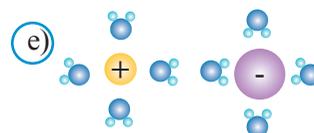
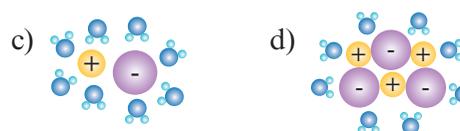
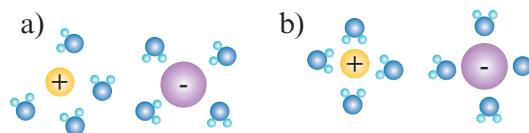
III



IV

Dentre elas, é adequado adicionar, respectivamente, a sucos de frutas puros e a margarinas, as seguintes:

- a) I e IV;
 b) II e III;
 c) III e IV;
 d) III e I;
 e) IV e II.
3. (Fuvest – 2001) Entre as figuras, a que melhor representa a distribuição das partículas de soluto e de solvente, em uma solução aquosa diluída de cloreto de sódio, é:

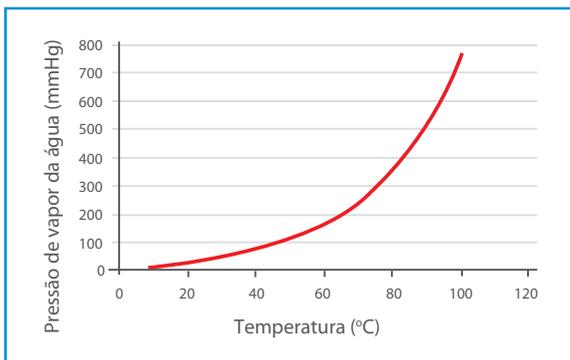


Legenda



4. (Enem – 1998 – adaptada) A tabela a seguir registra a pressão atmosférica em diferentes altitudes, e o gráfico relaciona a pressão de vapor da água em função da temperatura.

Altitude (km)	Pressão atmosférica (mmHg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100



Um líquido, em um frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Um estudante considerou que a água entra em ebulição a uma temperatura maior no Pico da Neblina do que em Campos do Jordão, enquanto outro considerou que a água entra em ebulição a uma temperatura maior em

Natal do que em Campos do Jordão. Algum dos estudantes está correto?

Localidade	Altitude
Natal (RN)	Nível do mar
Campos do Jordão (SP)	Altitude: 1 628 m
Pico da Neblina (RR)	Altitude: 3 014 m

Está correto o estudante que considerou que a temperatura de ebulição da água é maior em Natal do que em Campos do Jordão.

5. (Adaptada de Vestibular da Unesp – 2005) S1, S2 e S3 são três substâncias distintas. Inicialmente, no estado sólido, foram aquecidas independentemente até a fusão completa enquanto se determinava suas condutibilidades elétricas. Os resultados estão mostrados a seguir.

Comportamento quanto à condutibilidade elétrica		
Substância	Estado sólido	Estado líquido
S1	condutor	condutor
S2	isolante	isolante
S3	isolante	condutor

Que tipo de sólido – iônico, metálico ou covalente – cada uma dessas substâncias pode ser? Justifique.

S1: sólido metálico; S2: sólido covalente; S3: sólido iônico.

PROPOSTAS DE SITUAÇÕES DE RECUPERAÇÃO

É muito importante que os alunos tenham compreendido que a existência das diferentes substâncias e suas propriedades dependem tanto das unidades estruturais que as constituem quanto das forças de interação intermoleculares que as mantêm unidas, como também da geometria da molécula.

A atividade apresentada a seguir envolve muitos dos conceitos desenvolvidos neste Caderno. Ela se inicia com a leitura de um trecho de texto extraído de *Construindo sempre*: aperfeiçoamento de professores PEB II, módulo III (Secretaria de Estado da Educação de São Paulo/PEC/USP, p. 28).

1. Durante muitos anos, o petróleo nos tem fornecido energia farta e relativamente barata para encher o mundo de lâmpadas, movimentar carros, navios e locomotivas, fazer funcionar a indústria, além de permitir ligar rádios, televisores, computadores, centenas de eletrodomésticos etc.

Revista *Galileu*. Ed. Globo, n. 127, fev. 2002.

O petróleo é uma mistura complexa de pelo menos cem compostos diferentes, entre os quais predominam os hidrocarbonetos. A destilação fracionada do petróleo bruto fornece frações de misturas de hidrocarbonetos, constituídas por C e H, que são utilizadas para diversas finalidades, tais como:

Fração	Tamanho da cadeia	Temperatura de ebulição (°C)	Usos
Gás de refinaria	1 C a 5 C	-160 a 0	Combustíveis gasosos
Gasolina	5 C a 10 C	30 a 200	Combustíveis automotivos e fabricação de produtos químicos
Querosene e óleo diesel	11 C a 16 C	180 a 400	Combustíveis para jato
Resíduo	17 C a 22 C	> 350	Lubrificantes
Sólidos	23 C a 34 C > 34		Ceras, parafina Asfalto

Com base no que você acaba de estudar, discuta com seus colegas e elabore um texto sobre quais fatores podem causar o aumento das temperaturas de ebulição das diferentes frações do petróleo em função do aumento do número de átomos de carbono das cadeias.

2. Sabe-se que duas substâncias, quando misturadas, podem formar uma solução dependendo da intensidade da competição

entre as interações elétricas que ocorrem nesse processo: atrações entre partículas soluto-soluto; atrações entre partículas solvente-solvente; e atrações entre partículas do soluto e do solvente. Para que se forme a solução, estas últimas devem superar as primeiras. Considerando que a água é uma substância polar e o óleo de soja é constituído por substâncias apolares, proponha uma explicação para o fato do óleo de soja não ser miscível com

a água, ou seja, não se dissolve na água formando uma mistura homogênea.

3. A gasolina comercializada no Brasil contém um certo teor de álcool (20%), conforme determina a legislação. O teor de álcool na gasolina pode ser determinado, entre outros meios, por um processo chamado extração, usando a água como solvente. Um volume conhecido de gasolina é colocado em uma proveta, adicionando-se a ele igual volume de água. Em seguida, agita-se a mistura. Formam-se duas fases distintas (porções diferencia-

das): a superior é constituída por uma solução de gasolina com uma fração desprezível de álcool e a inferior é constituída por uma solução de álcool e água.

- Explique o processo que ocorre, em nível microscópico, levando em conta as forças de interação intermoleculares envolvidas entre a gasolina e o álcool, entre a gasolina e a água, entre o álcool e a gasolina e entre o álcool e a água, justificando por que o álcool se dissolve preferencialmente na água, permitindo extraí-lo da mistura.

RECURSOS PARA AMPLIAR A PERSPECTIVA DO PROFESSOR E DO ALUNO PARA A COMPREENSÃO DO TEMA

Livros

CURI, D. Polímeros e interações intermoleculares. *Química Nova na Escola*, n. 23, maio 2006, p. 19-22. Artigo que aborda o conceito de interações intermoleculares – interações de van der Waals, interação dipolo-dipolo, ligação de hidrogênio, interação molécula-íon – apresentando uma possibilidade de trabalhar esse conceito por meio de experimentos simples.

DAZZANI, M. et al. Explorando a Química na determinação do teor de álcool na gasolina. *Química Nova na Escola*, n. 17, maio 2003, p. 42-5. Artigo que apresenta um experimento sobre a identificação e a determinação do teor de álcool na gasolina. São utilizados propriedades físicas e conceitos químicos.

SECRETARIA DE ESTADO DA EDUCAÇÃO/PEC/USP. *Construindo sempre: aperfeiçoamento de professores PEB II, módulo 3*, p. 43-4. O capítulo “Explicando microscopicamente propriedades da matéria” fornece uma série de sugestões para a abordagem desse tema.

THIEMANN, O. H. A descoberta da estrutura do DNA: de Mendel a Watson e Crick. *Química Nova na Escola*, n. 17, maio 2003, p. 13-9. Artigo que aborda os acontecimentos que levaram à descoberta da estrutura tridimensional do DNA por James Watson e Francis Crick. Traz um breve relato de como se desenvolveu o conhecimento científico até culminar nessa descoberta.

WILLIAM, R. Interações intermoleculares. *Química Nova na Escola*, n. 4, maio 2001, p. 32. Artigo que fornece uma descrição qualitativa dos principais tipos de interações intermoleculares que atuam nos sistemas químicos e mostra como o entendimento de tais interações pode auxiliar na racionalização de propriedades macroscópicas observáveis.

 Anotações

Lined writing area with spiral binding on the left side.

