



ensino médio
2ª SÉRIE
volume 2 - 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 Padula

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
Luis 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

Ghisleine 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 Araujo, 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: Ghisleine Trigo Silveira, Fabiula 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: Ghisleine 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, Sonia Salem,
Estevam Rouxinol, Guilherme Brockington, Ivã
Gurgel, Luis Paulo de Carvalho Pias, Marcelo de
Carvalho Bonetti, Maurício Pietrocóla Pinto de
Oliveira, Maxwell Roger da Purificação Siqueira e
Yassuko Hosoume

Química: 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 Penteadó Lamas e Yvone
Mussa Esperidião

Linguagens, Códigos e suas Tecnologias

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

Educação Física: Adalberto dos Santos Souza,
Carla de Meira Leite, Jocimar Daolio, Luciana
Venâncio, Luiz Sanches Neto, Mauro Betti, Renata
Elsa Stark 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
Murrrie

Equipe de Produção

Coordenação Executiva: Beatriz Scavazza

Assessores: Alex Barros, Antonio Carlos de
Carvalho, Beatriz Blay, 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,
Ruy César Pietropaolo, Solange Wagner Locatelli e
Vanessa Dias Moretti

Equipe Editorial

Coordenação Executiva: Angela Sprenger

Assessores: Denise Blanes e Luis Márcio Barbosa

Projeto Editorial: Zuleika de Felice Murrrie

Edição e Produção Editorial: Conexão Editorial,
Edições Jogo de Amarelinha, Jairo Souza Design
Gráfico e Ocky Design (projeto gráfico)

APOIO

FDE – Fundação para o Desenvolvimento da Educação

CTP, Impressão e Acabamento

Esdeva Indústria Gráfica S. A.

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.

Catálogo na Fonte: Centro de Referência em Educação Mario Covas

São Paulo (Estado) Secretaria da Educação.

S239c

Caderno do professor: química, ensino médio - 2ª série, volume 2 / 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 Penteadó Lamas, Yvone Mussa Esperidião. – São Paulo: SEE, 2009.

ISBN 978-85-7849-300-4

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 Penteadó. IX. Esperidião, Yvone Mussa. X. Título.

CDU: 373.3:91

Prezado(a) professor(a),

Vinte e cinco anos depois de haver aceito o convite do nosso saudoso e querido Governador Franco Montoro para gerir a Educação no Estado de São Paulo, novamente assumo a nossa Secretaria da Educação, convocado agora pelo Governador José Serra. Apesar da notória mudança na cor dos cabelos, que os vinte e cinco anos não negam, o que permanece imutável é o meu entusiasmo para abraçar novamente a causa da Educação no Estado de São Paulo. Entusiasmo alicerçado na visão de que a Educação é o único caminho para construirmos um país melhor e mais justo, com oportunidades para todos, e na convicção de que é possível realizar grandes mudanças nesta área a partir da ação do poder público.

Nos anos 1980, o nosso maior desafio era criar oportunidades de educação para todas as crianças. No período, tivemos de construir uma escola nova por dia, uma sala de aula a cada três horas para dar conta da demanda. Aliás, até recentemente, todas as políticas recomendadas para melhorar a qualidade do ensino concentravam-se nas condições de ensino, com a expectativa de que viessem a produzir os efeitos desejados na aprendizagem dos alunos. No Brasil e em São Paulo, em particular, apesar de não termos atingido as condições ideais em relação aos meios para desenvolvermos um bom ensino, o fato é que estamos melhor do que há dez ou doze anos em todos esses quesitos. Entretanto, os indicadores de desempenho dos alunos não têm evoluído na mesma proporção.

O grande desafio que hoje enfrentamos é justamente esse: melhorar a qualidade de nossa educação pública medida pelos indicadores de proficiência dos alunos. Não estamos sós neste particular. A maioria dos países, inclusive os mais desenvolvidos, estão lidando com o mesmo tipo de situação. O Presidente Barack Obama, dos Estados Unidos, dedicou um dos seus primeiros discursos após a posse para destacar exatamente esse mesmo desafio em relação à educação pública em seu país.

Melhorar esses indicadores, porém, não é tarefa de presidentes, governadores ou secretários. É dos professores em sala de aula no trabalho diário com os seus alunos. Este material que hoje lhe oferecemos busca ajudá-lo nesta sua missão. Foi elaborado com a ajuda de especialistas e está organizado em bimestres. O Caderno do Professor oferece orientação completa para o desenvolvimento das Situações de Aprendizagem propostas para cada disciplina.

Espero que este material lhe seja útil e que você leve em consideração as orientações didático-pedagógicas aqui contidas. Estaremos atentos e prontos para esclarecer suas dúvidas e acatar suas sugestões para melhorar a eficácia deste trabalho.

Alcançarmos melhores indicadores de qualidade em nosso ensino é uma questão de honra para todos nós. Juntos, haveremos de conduzir nossas crianças e jovens a um mundo de melhores oportunidades por meio da educação.

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 bimestre 8

Situações de Aprendizagem 11

Situação de Aprendizagem 1 – Explicando o comportamento de materiais:
modelos sobre a estrutura da matéria 11

Situação de Aprendizagem 2 – Explicando o comportamento de materiais:
as ligações entre átomos, íons e moléculas 34

Situação de Aprendizagem 3 – Transformações químicas: uma questão
de quebra e formação de ligações 52

Situação de Aprendizagem 4 – Representando a energia envolvida nas
transformações: o uso de diagramas de energia 58

Propostas de Situação de Recuperação 63

**Recursos para ampliar a perspectiva do professor e do aluno para
a compreensão do tema** 64

SÃO PAULO FAZ ESCOLA – UMA PROPOSTA CURRICULAR PARA O ESTADO

Prezado(a) professor(a),

É com muita satisfação que apresento a todos a versão revista dos Cadernos do Professor, parte integrante da Proposta Curricular de 5^a a 8^a séries do Ensino Fundamental – Ciclo II e do Ensino Médio do Estado de São Paulo. Esta nova versão também tem a sua autoria, uma vez que inclui suas sugestões e críticas, apresentadas durante a primeira fase de implantação da proposta.

Os Cadernos foram lidos, analisados e aplicados, e a nova versão tem agora a medida das práticas de nossas salas de aula. Sabemos que o material causou excelente impacto na Rede Estadual de Ensino como um todo. Não houve discriminação. Críticas e sugestões surgiram, mas em nenhum momento se considerou que os Cadernos não deveriam ser produzidos. Ao contrário, as indicações vieram no sentido de aperfeiçoá-los.

A Proposta Curricular não foi comunicada como dogma ou aceite sem restrição. Foi vivida nos Cadernos do Professor e compreendida como um texto repleto de significados, mas em construção. Isso provocou ajustes que incorporaram as práticas e consideraram os problemas da implantação, por meio de um intenso diálogo sobre o que estava sendo proposto.

Os Cadernos dialogaram com seu público-alvo e geraram indicações preciosas para o processo de ensino-aprendizagem nas escolas e para a Secretaria, que gerencia esse processo.

Esta nova versão considera o “tempo de discussão”, fundamental à implantação da Proposta Curricular. Esse “tempo” foi compreendido como um momento único, gerador de novos significados e de mudanças de ideias e atitudes.

Os ajustes nos Cadernos levaram em conta o apoio a movimentos inovadores, no contexto das escolas, apostando na possibilidade de desenvolvimento da autonomia escolar, com indicações permanentes sobre a avaliação dos critérios de qualidade da aprendizagem e de seus resultados.

Sempre é oportuno lembrar que os Cadernos espelharam-se, de forma objetiva, na Proposta Curricular, referência comum a todas as escolas da Rede Estadual, revelando uma maneira inédita de relacionar teoria e prática e integrando as disciplinas e as séries em um projeto interdisciplinar por meio de um enfoque filosófico de Educação que definiu conteúdos, competências e habilidades, metodologias, avaliação e recursos didáticos.

Esta nova versão dá continuidade ao projeto político-educacional do Governo de São Paulo, para cumprir as 10 metas do Plano Estadual de Educação, e faz parte das ações propostas para a construção de uma escola melhor.

O uso dos Cadernos em sala de aula foi um sucesso! Estão de parabéns todos os que acreditaram na possibilidade de mudar os rumos da escola pública, transformando-a em um espaço, por excelência, de aprendizagem. O objetivo dos Cadernos sempre será apoiar os professores em suas práticas de sala de aula. Posso dizer que esse objetivo foi alcançado, porque os docentes da Rede Pública do Estado de São Paulo fizeram dos Cadernos um instrumento pedagógico com vida e resultados.

Conto mais uma vez com o entusiasmo e a dedicação de todos os professores, para que possamos marcar a História da Educação do Estado de São Paulo como sendo este um período em que buscamos e conseguimos, com sucesso, reverter o estigma que pesou sobre a escola pública nos últimos anos e oferecer educação básica de qualidade a todas as crianças e jovens de nossa Rede. Para nós, da Secretaria, já é possível antever esse sucesso, que também é de vocês.

Bom ano letivo de trabalho a todos!

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

Período letivo: 2^o bimestre de 2009

Temas e conteúdos: Explicando o comportamento dos materiais

O modelo de Rutherford-Bohr para explicar a constituição da matéria

Limitações das ideias de Dalton para explicar o comportamento dos materiais

Ligações químicas (iônica, covalente e metálica)
Energia de ligação e as transformações químicas

ORIENTAÇÃO SOBRE OS CONTEÚDOS DO BIMESTRE

Prezado(a) professor(a),

Compreender o comportamento da matéria por meio da elaboração de ideias sobre a sua constituição tem sido preocupação constante desde os mais antigos pensadores até os cientistas atuais. Essas ideias estão em contínua transformação, pois, conforme novos conhecimentos são adquiridos, elas podem se mostrar insuficientes para explicá-los.

Assim, o propósito deste Caderno é conscientizar os estudantes de que as teorias científicas são aproximações da realidade e que uma dada teoria só é válida enquanto explicar satisfatoriamente os fatos. Quando se mostrar limitada, pode ser abandonada, substituída por novas ideias explicativas, mais próximas da realidade, ou aperfeiçoada por elas, já que nenhuma representa uma descrição completa dos fenômenos naturais.

Procura-se, também, desenvolver a ideia de que o processo de elaboração do conhecimento químico envolve o trabalho de muitos pesquisadores, bem como os conflitos que o acompanham. Acertos e erros convivem nesse processo, em um caminho de idas e vindas, ora em direção ao que se entende por verdade, ora a caminho da dúvida, sempre em busca de uma melhor explicação.

O que se pretende, neste estudo, é que os alunos tenham desenvolvido em sua estrutu-

ra cognitiva a ideia de modelo científico como uma criação da mente humana – por isso provisório –, e não como uma cópia em miniatura da realidade.

O modelo atômico de Dalton, por exemplo, explica satisfatoriamente a transformação química e suas relações proporcionais em massa. No entanto, não se mostra útil para explicar as manifestações de energia, como luz e calor, que as acompanham bem como a natureza elétrica da matéria.

Neste Caderno, serão tratados os modelos atômicos para explicar a constituição da matéria. A partir do conhecimento e da análise das propriedades de alguns materiais, serão propostos modelos para as interações entre as partículas que constituem uma substância – ligações químicas –, explicando algumas diferenças de comportamento que as substâncias, de um modo geral, apresentam.

Conhecimentos priorizados

Considerando que esta proposta de ensino seja dirigida ao reconhecimento e à caracterização das transformações químicas em vários de seus aspectos, é natural que, a essa altura do curso, sejam tratados os modelos explicativos para os eventos nelas envolvidos por meio do estudo da evolução das ideias sobre a constituição da matéria. Dessa forma, pretende-se

formar alunos não somente capazes de compreender os processos químicos em si, mas que possam também estabelecer relações entre o conhecimento científico e suas aplicações e implicações, sejam de natureza social, ambiental, política ou econômica. E que mostrem possuir uma visão mais global do mundo, a ponto de saber avaliar resoluções e soluções propostas e se posicionar perante elas com ética e responsabilidade. Assim, ao final deste estudo, espera-se que os estudantes sejam capazes de:

- ▶ perceber que o conhecimento químico é dinâmico e, portanto, provisório;
- ▶ compreender os modelos explicativos como construções humanas num dado contexto histórico e social;
- ▶ compreender e utilizar as ideias de Rutherford para explicar a natureza elétrica da matéria;
- ▶ identificar a ligação química como resultante de interações eletrostáticas (atração e repulsão elétricas);
- ▶ reconhecer a transformação química como resultante de quebra e formação de ligações;
- ▶ compreender a estrutura da tabela periódica e fazer previsões sobre o tipo de ligação dos elementos em função de sua localização na referida tabela;
- ▶ compreender as variações de energia que acompanham as reações e utilizar as ener-

gias de ligação para o cálculo de entalpia de reação;

- ▶ representar, por meio de diagramas de energia, transformações endo e exotérmicas.

Competências e habilidades

1. Compreender e utilizar os símbolos, códigos e nomenclatura próprios da Química no processo de elaboração e comunicação do conhecimento.
2. Construir e aplicar conceitos de várias áreas do conhecimento para a compreensão das propriedades dos materiais e sua utilização, reconhecendo a necessidade e os limites de modelos explicativos relativos à natureza dos materiais e suas transformações.
3. Selecionar, organizar, relacionar e interpretar dados e informações sobre a estrutura e o comportamento dos materiais para tomar decisões e enfrentar situações-problema.
4. Relacionar informações, representadas em diferentes formas, e conhecimentos disponíveis em situações concretas para construir argumentação consistente sobre os usos dos materiais na sociedade.
5. Recorrer a conhecimentos desenvolvidos neste estudo sobre propriedades dos materiais e ligação química para apresentar propostas de intervenções na realidade, com vistas à melhoria da qualidade de vida.

Metodologias/estratégias

Neste Caderno, procurou-se utilizar metodologias e estratégias de ensino que propiciassem a participação ativa dos alunos na construção de seu próprio conhecimento e no desenvolvimento de competências relacionadas ao aprimoramento de sua cidadania. Levou-se em conta aquilo que já sabem e conhecem do mundo físico, ou seja, os conhecimentos prévios em relação aos tópicos trabalhados. Assim, continuando com a mesma postura pedagógica, buscou-se iniciar as atividades envolvendo-os por meio de questões relacionadas à temática em pauta.

As atividades experimentais possibilitam indagações e, com as estratégias para respondê-las, favorecem a construção de conceitos e conhecimentos de fatos químicos. As leituras de textos introduzem informações novas ou que problematizam uma dada situação.

São apresentadas, também, sugestões de exploração dessas atividades solicitando, por exemplo, a elaboração de textos, pesquisas em diferentes fontes de informação, exercícios, folhas de trabalho e outras.

Avaliação

Considerando as estratégias de ensino utilizadas – em que se propiciou uma participação ativa –, e levando em conta que os conteúdos de aprendizagem abrangem os domínios dos conceitos, dos procedimentos e das atitudes, pretende-se, neste Caderno, que a avaliação revele o desenvolvimento dos alunos em todos esses domínios, dando informação sobre o conhecimento e compreensão de conceitos, procedimentos, capacidade de utilizar com precisão a linguagem para comunicar as ideias, bem como o uso das habilidades de comparar, analisar, relacionar, generalizar, inferir, argumentar, propor ideias explicativas e outras.

SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1 EXPLICANDO O COMPORTAMENTO DE MATERIAIS: MODELOS SOBRE A ESTRUTURA DA MATÉRIA

Muitas das propriedades dos materiais só podem ser entendidas a partir de conhecimentos da estrutura da matéria. Já se tem uma compreensão dessa estrutura em termos das ideias de Dalton. Entretanto, embora relevantes para um primeiro entendimento sobre o comportamento da matéria, essas ideias são limitadas quando se procura entender, por exemplo, pro-

priedades elétricas apresentadas pelos materiais, bem como as interações que levam à formação de ligações químicas. Assim, é importante que sejam apresentados outros conhecimentos sobre a estrutura da matéria. Propõe-se o estudo dos modelos explicativos de Rutherford e Bohr, que dão subsídios para a compreensão do comportamento dos materiais.

Tempo previsto: 8 aulas.

Conteúdos e temas: natureza elétrica da matéria – condutibilidade elétrica dos materiais, isolantes e condutores.

Competências e habilidades: classificação e estabelecimento de critérios; controle de variáveis; elaboração de modelo explicativo; ideias de Thomson, Rutherford e Bohr para o átomo; tabela periódica - estrutura e propriedades dos elementos.

Estratégias: levantamento dos conhecimentos prévios; leitura de textos; experimentação para coleta de dados; organização dos dados em tabelas; proposição de questões para análise dos resultados; elaboração de conclusões; discussão geral.

Recursos: material experimental, cópias de roteiros e textos para os alunos.

Avaliação: respostas às questões e exercícios, elaboração de textos e outros.

Atividade 1.1 – O modelo de Rutherford-Bohr para explicar o comportamento da matéria

Condutibilidade elétrica – um critério para classificar os materiais

A atividade pode ser iniciada retomando as ideias de Dalton sobre a constituição da matéria e alguns tópicos apresentados no estudo da água sobre a condutibilidade elétrica de certas soluções aquosas, perguntando aos alunos se é possível explicar esse fato por meio do modelo atômico de Dalton.

Pode-se, ainda, problematizar que os materiais apresentam condutibilidade elétrica em diferentes graus (mais forte, mais fraca), sugerindo a realização do experimento descrito na página seguinte. Esse experimento pode ser realizado por demonstração ou pelos alunos, em grupos. Entretanto, sugere-se que seja realizado por demonstração experimental, pois muitos detalhes importantes não são percebidos, o que pode prejudicar a aprendizagem. Levando isso em conta, deve-se enfatizar esses detalhes no momento da apresentação. É importante que a atividade tenha uma característica investigativa, isto é, a análise dos dados e as conclusões devem ser feitas pelos estudantes, auxiliados por você, professor.

A aula pode ser iniciada solicitando-se a eles que apontem alguns fatos do dia-a-dia que demonstrem a existência de relação entre a matéria e o que hoje chamamos eletricidade. Alguns deles poderão citar: o relâmpago que

acompanha um raio; a luz emitida pelo filamento de uma lâmpada quando se aciona o interruptor; o choque que sentimos ao tocar um fio descoberto de instalação elétrica; o calor gerado pela corrente elétrica num ferro de passar; as pilhas de uma lanterna causando o acendimento da lâmpada; e muitos outros.

Dialogando com a classe, poderá ser exposto que uma das manifestações da eletricidade associada à matéria é a propriedade de conduzir corrente elétrica – condutibilidade –, que é diferente para diferentes materiais. Como se sabe, alguns materiais são bons condutores de corrente elétrica, outros não. Por exemplo, a prata é um metal que apresenta alto grau de condutibilidade elétrica; porém, não é usada na fabricação de fios elétricos devido ao seu elevado custo. Já o metal cobre é mais apropriado para tal fim, pois, além de ser bom condutor, é mais barato que a prata. Por outro lado, o policloreto de vinila (PVC), usado no revestimento dos fios de cobre, e a borracha são isolantes elétricos. Em seguida, você pode propor a questão:

Como explicar as diferenças na condutibilidade elétrica que os diferentes materiais apresentam?

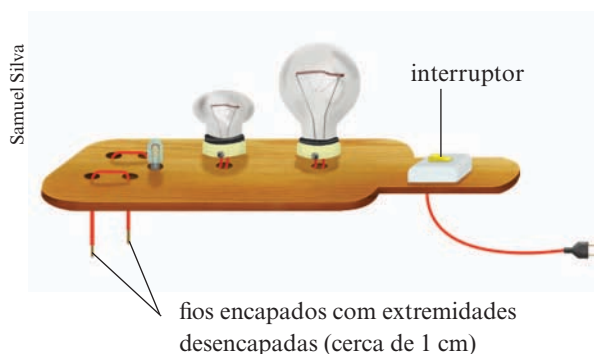
Com a finalidade de buscar respostas à questão, serão realizados testes para avaliar e comparar o grau de condutibilidade elétrica de diversos materiais: metais, plásticos, soluções aquosas e outros. Para isso, utilize o dispositivo apresentado na figura, ou outro mais simples, constituído por um circuito interrom-

vido entre os eletrodos – um circuito aberto. A condutibilidade elétrica será observada na forma de luz e calor das lâmpadas.

A atividade pode ser iniciada com o seguinte questionamento:

- ▶ O que é corrente elétrica? Você já abriu uma lanterna para ver o que existe em seu interior? Como é produzida a luz da lanterna?
- ▶ Você sabe qual o metal que constitui o filamento das lâmpadas elétricas?
- ▶ Você sabe por que os filamentos das lâmpadas emitem luz?

Não se espera que respondam corretamente às questões. O que se pretende é levantar as ideias que eles já têm, de seu cotidiano, sobre o assunto e relacioná-las com o que será tratado nesta atividade. Após a discussão inicial, peça que leiam o roteiro. Oriente-os para que registrem os resultados da experimentação na tabela do Caderno do Aluno.



Dispositivo para medição de condutibilidade elétrica.

Materiais

- ▶ 1 dispositivo de teste (veja a figura);
- ▶ lâminas de alguns metais, como ferro, alumínio, cobre e zinco;
- ▶ pedaços de madeira, plástico e mármore;
- ▶ água potável e água destilada;
- ▶ etanol;
- ▶ açúcar (sacarose);
- ▶ cloreto de sódio;
- ▶ carbonato de cálcio;
- ▶ hidróxido de sódio em pastilhas;
- ▶ naftalina triturada;
- ▶ 1 colher para medir quantidades;
- ▶ 10 béqueres ou 10 frascos pequenos de boca larga (do tipo usado para patês ou comida de nenê);
- ▶ 5 béqueres de 100 mL;
- ▶ 1 cápsula de porcelana;
- ▶ 5 bastões de vidro ou dispositivos para agitar as soluções;

- ▶ 3 lâmpadas: uma de 2,5 W (lâmpada de neon), uma de 10 W ou 15 W e uma de 60 W;
- ▶ 1 pedaço de esponja de aço;
- ▶ 1 pinça;
- ▶ um tripé e tela de amianto;
- ▶ uma fonte de calor (lâmparina ou bico de Bunsen);
- ▶ fita crepe.

O dispositivo de teste é constituído por uma lâmpada de neon e duas outras lâmpadas, uma de 10 W ou 15 W e outra de 60 W, ligadas em paralelo, tendo um resistor intercalado no circuito e um fio terminal para ser ligado a uma tomada. Pode ser utilizado um dispositivo mais simples, contendo a lâmpada de neon e outra, ou um dispositivo com apenas uma lâmpada. Neste caso, a tabela (p. 15) deve ser refeita, reduzindo o número de colunas de registro das observações.

Recomendações

- ▶ Não tocar nos dois eletrodos (fios desencapados) simultaneamente quando o dispositivo estiver ligado à tomada.
- ▶ Sempre que for limpar os eletrodos, desligue o dispositivo da tomada.
- ▶ Ao testar materiais líquidos, mantenha os eletrodos sempre paralelos e imersos até a mesma altura (controle de variáveis).

Procedimento

- ▶ Inicialmente, limpe os eletrodos com a esponja de aço (lembre-se: com o dispositivo desligado da tomada).
- ▶ Prenda as duas lâmpadas nesse dispositivo ou uma, dependendo do aparelho utilizado, eligue-o à tomada. As lâmpadas acendem? Por quê?
- ▶ O que é preciso fazer para que as lâmpadas acendam?
- ▶ Com o dispositivo ligado à tomada, usando uma lâmpada de cada vez (mantendo uma rosqueada e a outra desrosqueada), coloque os eletrodos em contato com as amostras de metais (ferro, alumínio, cobre e zinco), madeira, plástico e mármore. Anote na tabela as observações sobre o acendimento ou não da lâmpada em uso.
- ▶ Em cada um dos frascos pequenos ou béqueres, coloque os seguintes materiais e os devidos rótulos: água potável, água destilada, etanol e pequena quantidade (uma colherzinha rasa) dos sólidos: cloreto de sódio, hidróxido de sódio, carbonato de cálcio, naftalina triturada e açúcar. Inicie os testes usando o aparelho de condutibilidade com todas as lâmpadas rosqueadas. Caso nenhuma lâmpada acenda, desrosqueie a de 60 W e observe novamente. Se não ocorrer nenhum acendimento, desrosqueie a de 10 W ou 15 W e observe.
- ▶ Teste a condutibilidade elétrica iniciando pelos materiais sólidos, usando uma lâm-

pada de cada vez. Anote suas observações sobre o surgimento ou não de luz e a intensidade dela na tabela de dados.

- ▶ Coloque numa cápsula de porcelana cerca de 2,0 g de hidróxido de sódio (20 pastilhas). Monte um sistema para aquecimento e aqueça o sistema suavemente, até a fusão do sólido (PE = 318 °C). Teste a condutibilidade do hidróxido de sódio no estado líquido e anote sua observação.

(Outros materiais no estado sólido, como, por exemplo, o cloreto de sódio e o carbonato de sódio, que se comportam como o hidróxido de sódio perante a condução de eletricidade, também poderiam ser testados quando fundidos; porém, suas temperaturas de fusão (801 °C e 851 °C) são muito elevadas e, portanto, é difícil fundir essas substâncias nas condições do experimento.)

- ▶ Prepare soluções aquosas de sacarose, cloreto de sódio, hidróxido de sódio e etanol,

acrescentando a mesma quantidade de água aos frasquinhos que contêm os materiais. Agite e teste a condutibilidade das soluções obtidas, usando uma lâmpada de cada vez. Anote suas observações.

Observações

- ▶ Caso não se disponha de um sistema de aquecimento, ou você não julgue conveniente realizar a parte do experimento referente à fusão do hidróxido de sódio, os dados podem ser fornecidos.
- ▶ Como a condutibilidade das soluções depende da concentração dos íons em solução, é conveniente utilizar quantidades dos sólidos relativamente próximas (por exemplo, 1 colher). A relação entre concentração de íons e condutibilidade será explorada mais adiante.

Um modelo de tabela semelhante à que segue encontra-se no Caderno do Aluno (CA), pp. 5 e 6.

Materiais	Observação das lâmpadas		
	2,5 W	10 W ou 15 W	60 W
Ferro			
Alumínio			
Cobre			
Zinco			
Madeira			
Plástico			
Mármore			
Água potável			
Água destilada			
Etanol			
Cloreto de sódio			
Hidróxido de sódio			
Carbonato de cálcio			

Naftalina triturada			
Sacarose			
Hidróxido de sódio fundido			
Solução de açúcar			
Solução de cloreto de sódio			
Solução de hidróxido de sódio			
Solução aquosa de etanol			

Utilize as notações (+), (++) e (+++) para expressar a condutibilidade e a intensidade da luz, e a notação (-) no caso do material não ser condutor.

Análise dos resultados

Algumas questões podem ser apresentadas para ser respondidas e discutidas com toda a classe, reunida em grupos (consulte o CA, pp. 6 e 7).

Questões

1. Classifique os materiais testados como condutores ou maus condutores (isolantes), com base nas observações coletadas.
2. Justifique por que os fios elétricos, bem como os cabos das ferramentas usadas pelos eletricitistas, são revestidos de plástico.
3. Os materiais considerados condutores transportam corrente elétrica com a mesma intensidade? Justifique.
4. Entre os materiais testados, há algum que possa ser classificado, ao mesmo tempo, como condutor e como isolante? Explique.
5. Considerando as observações da tabela, reagrpe os materiais testados de acordo com as situações nas quais eles são tidos como condutores de corrente elétrica (sólido, líquido, dissolvido).

6. Analisando os dados coletados, pode-se perceber que alguns materiais no estado sólido, como a madeira, são isolantes, e outros, como o ferro e o alumínio, são condutores. Considerando que corrente elétrica é o movimento de cargas elétricas, que suposição podemos fazer sobre a natureza e a liberdade de movimento das partículas que constituem os materiais condutores (sólidos, líquidos, dissolvidos)?
7. Nas mesmas condições, que suposição se pode fazer em relação aos isolantes?

Tarefa individual

Elabore um pequeno texto sobre as ideias desenvolvidas nessa atividade, levando em conta a movimentação de cargas elétricas e sua relação com a organização e a liberdade de movimento das partículas nos sólidos, líquidos e soluções. Entregue-o ao professor (CA, Lição de Casa, p. 7).

Elaboração de um modelo – De onde vêm as cargas elétricas?

Para iniciar esse assunto, pode ser apresentado o seguinte questionamento:

Considerando a presença de cargas elétricas livres nos materiais condutores e, entre eles, as soluções aquosas, pode-se pensar em como elas surgiram. Elas já existiam nos solutos e foram liberadas no momento da dissolução? Ou foram produzidas pela dissolução dos solutos em água, como resultado da interação deles com esse solvente?

De onde vêm as cargas elétricas?

Para encaminhar o raciocínio em direção a uma conclusão plausível, você, em conjunto com a classe, pode propor as situações que se seguem e sugerir que retomem e analisem as observações sobre os testes de condutibilidade do hidróxido de sódio (sólido, dissolvido e fundido), do cloreto de sódio (sólido e dissolvido) e do açúcar (sólido e dissolvido) para discuti-las. Dessa forma, estará contribuindo para a organização do pensamento dos alunos e propiciando a eles a vivência do processo de elaboração do conhecimento. Além disso, reforçará a ideia de modelo como construção da mente humana.

Considere as seguintes situações relacionadas com o experimento anterior (CA, “Atividade 2”, pp. 8 e 9):

8. O hidróxido de sódio sólido não é condutor, mas sua solução aquosa apresenta alta condutibilidade. Comparando o grau de condutibilidade da água, antes da adição de hidróxido de sódio, com a condutibilidade após a sua dissolução, o que se pode dizer sobre a quantidade de cargas elétricas presentes na solução e

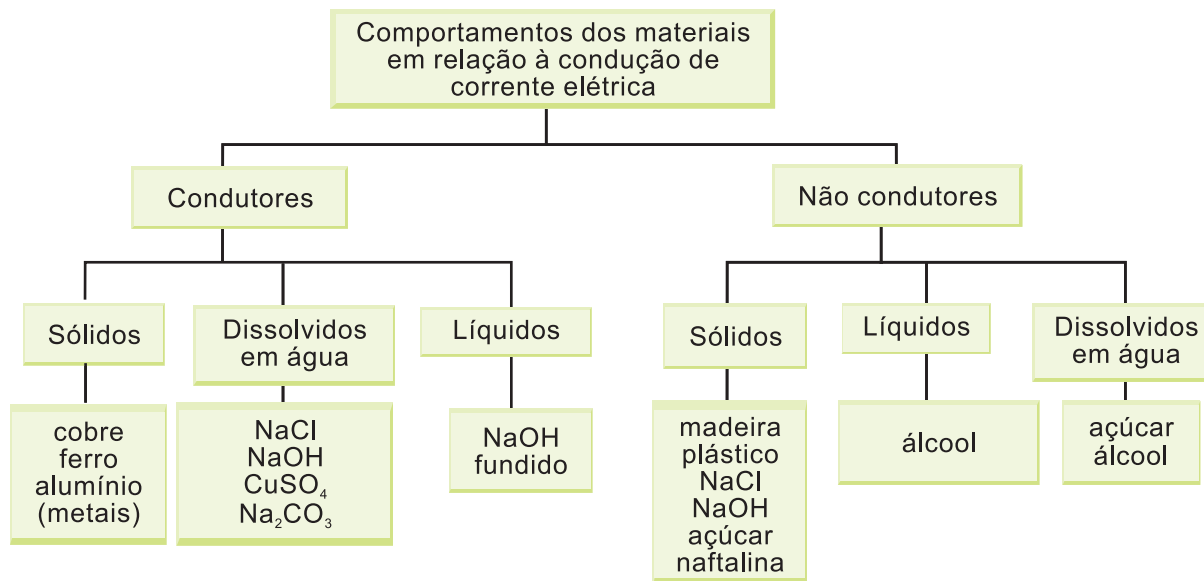
que se movimentaram conduzindo a corrente elétrica?

9. Quando se colocam as extremidades dos fios do aparelho de medida de condutibilidade elétrica no hidróxido de sódio no estado líquido (aquecendo-se a 318 °C, o hidróxido se funde), as lâmpadas se acendem, indicando que é bom condutor de corrente elétrica. Compare a fusão do hidróxido de sódio e a sua dissolução em água em termos de “surgimento” de cargas elétricas. Diante dos fatos observados, que suposição você pode fazer? Elas surgiram na dissolução ou estavam “presas” no sólido e foram separadas pela interação com a água?

10. O efeito causado pela dissolução do açúcar em água foi igual ao causado pela dissolução do cloreto de sódio em água? As partículas presentes na solução de açúcar são da mesma natureza que as presentes na solução de cloreto de sódio? Justifique.

11. Considerando que o cloreto de sódio apresenta comportamento similar ao hidróxido de sódio, em termos da condutibilidade elétrica, nos estados sólido e líquido e em solução aquosa, é possível admitir a ideia de que esse sal seja constituído de partículas portadoras de cargas elétricas (íons)? Qual das suposições feitas no início da atividade mostra-se mais coerente com os fatos?

Para finalizar, os alunos podem ser convidados a elaborar um quadro, como síntese do que foi discutido até o momento, como o sugerido a seguir (CA, Lição de Casa, p. 9):



Quadro-síntese dos conteúdos abordados.

Tarefa individual

Considere as propriedades dos materiais apresentados na tabela que segue (CA, Lição de Casa, p. 10):

Propriedades de alguns materiais				
Material	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)	Solubilidade em água	Condutibilidade elétrica do material em água
Cloreto de sódio	801	1 401	Solúvel	
Açúcar (sacarose)	185	Decompõe a 250	Solúvel	
Água	0	100		
Hidróxido de sódio	318	1 390	Solúvel	
Hidróxido de potássio	380	1 320	Solúvel	
Carbonato de sódio	851		Solúvel	
Ácido butanoico	-5,7	163	Pouco solúvel	
Álcool etílico	-114	78	Solúvel	
Carbonato de cálcio			Pouco solúvel	

Fonte: PEC – Construindo Sempre – Aperfeiçoamento de Professores – Ensino Médio. *Química*, Módulo 3, 2003.

- ▶ Complete a tabela com os dados de condutibilidade dos materiais que você conhece.
- ▶ É possível estabelecer relações entre as propriedades dos materiais apresentadas na tabela e a condutibilidade elétrica observada? Quais?
- ▶ É possível fazer uma previsão para a condutibilidade elétrica do carbonato de sódio, do hidróxido de potássio e do ácido butanoico? Explique.

Grade de avaliação da Atividade 1.1

A realização do experimento permite desenvolver as capacidades de observação para coleta e organização desses dados em tabela, leitura da tabela buscando relações entre os dados e o desenvolvimento das operações de classificação, seriação, controle de variáveis e consideração de diversas possibilidades. Na questão 3, eles são levados a distinguir os condutores segundo a intensidade de condução de corrente por meio da diferença de luminosidade das lâmpadas. Na questão 5, devem agrupar novamente os materiais de acordo com as situações em que são condutores, e, nas questões 6 e 7, relacionar condutibilidade com organização e liberdade de movimento das partículas que constituem a matéria, concluindo que materiais condutores contêm partículas livres com cargas elétricas (que podem se movimentar conduzindo corrente elétrica) e que materiais não condutores ou não contêm cargas elétricas ou elas não podem se movimentar.

Na discussão final (questão 11), ao comparar as três situações em que se testou a condutibilidade do hidróxido de sódio (sólido, líquido e dissolvido), sugere-se que considerem que as cargas elétricas existiam no sólido (íons);

sendo, porém, cargas de sinais opostos, elas se mantêm fortemente atraídas. Na fusão, a energia fornecida supera as forças de atração entre as cargas opostas, e estas podem se movimentar, conduzindo corrente elétrica. O mesmo ocorre na dissolução. A água, um mau condutor, se interpõe entre as cargas, separando-as. Tanto na fusão, como na dissolução, ocorre separação de cargas. No caso do açúcar, ele não é condutor ou porque é formado por partículas desprovidas de carga elétrica ou porque elas existem, mas não podem se movimentar. Esse modelo parece ser consistente com os fatos apresentados.

Na questão da tarefa individual (CA, Lição de Casa, p. 10), sobre as propriedades, espera-se que os alunos apresentem relações entre as temperaturas de fusão e ebulição e a condutibilidade elétrica.

Atividade 1.2 – Do átomo de Dalton ao átomo de Rutherford-Bohr

As ideias desenvolvidas na atividade anterior podem ser retomadas como ponto de partida para evidenciar a necessidade de construir outras ideias sobre a constituição da matéria. A síntese a seguir pode auxiliá-lo.

- ▶ Há materiais que conduzem corrente elétrica no estado sólido.
- ▶ Há materiais que não conduzem corrente elétrica no estado sólido, mas que a conduzem quando dissolvidos em água ou fundidos.
- ▶ Há materiais que não conduzem corrente elétrica no estado sólido nem a conduzem quando dissolvidos em água.

Como explicar essa diversidade de comportamento dos materiais?

Tendo isso como meta, pode-se lembrar aos alunos que, para explicar essa diversidade de comportamentos, foi necessário admitir:

- ▶ a presença de cargas elétricas em movimento em alguns materiais no estado sólido;

- ▶ a presença de cargas elétricas em movimento em materiais no estado líquido ou quando dissolvidos em água;
- ▶ a inexistência de cargas elétricas em movimento em materiais nos estados sólido e líquido ou quando dissolvidos em água.

Levando em conta todos esses fatos, direcione a atenção para a necessidade de modificar as ideias sobre o átomo, buscando outras com maior poder explicativo, uma vez que o modelo de Dalton não nos possibilita compreender os fatos descritos.

São apresentadas, então, as ideias de Thomson e as de Rutherford e Bohr.

Sugere-se a leitura dos textos que seguem, utilizando como recurso uma das técnicas de leitura de texto sugeridas no Caderno referente ao primeiro bimestre desta série (pág. 12). Ou propor a eles que construam uma tabela com três colunas; cada uma delas deve ser preen-

chida com a síntese das ideias contidas nos textos 1, 2 e 3, respectivamente, de Thomson, Rutherford e Bohr, para efeito de compara-

ção. Um esboço de tabela é mostrado a seguir. Assim procedendo, visualiza-se melhor a evolução das ideias sobre a estrutura do átomo.

Síntese: ideias sobre a constituição do átomo		
Ideias de Thomson (1898)	Ideias de Rutherford (1911)	Ideias de Bohr (1913)

Texto 1 – Ideias de Thomson sobre o átomo

Maria Eunice R. Marcondes e Yvone Mussa Esperidião

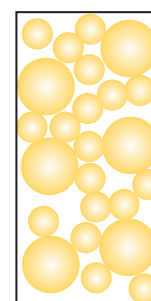
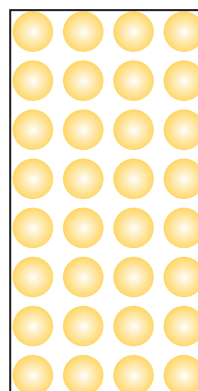
Embora o modelo atômico de Dalton explicasse as relações de massa em uma transformação química, suas ideias não foram aceitas por toda a comunidade de cientistas. Propriedades como a natureza elétrica da matéria necessitavam, ainda, de explicações que o modelo atômico de Dalton não fornecia. Em fins do século XIX e início do século XX, cientistas realizaram inúmeras experiências com a finalidade de investigar a constituição da matéria. Essas experiências evidenciaram a existência de partículas subatômicas dotadas de carga elétrica. Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940), um cientista inglês, havia comprovado experimentalmente que o elétron era um dos constituintes fundamentais de toda e qualquer espécie de matéria.

Em 1898, ele propôs uma nova representação para o átomo. Segundo suas ideias, o átomo poderia ser representado como uma esfera maciça de

eletricidade positiva, onde a massa e as partículas positivas estariam uniformemente distribuídas por todo o seu volume, e os elétrons, corpúsculos de carga negativa, em igual número ao de cargas positivas, estariam incrustados nessa esfera, de modo semelhante a ameixas em um pudim ou a frutas cristalizadas em um panetone.

Questões para análise do texto 1

- Qual das representações a seguir corresponde a uma lâmina de ouro, segundo as ideias de Dalton? Justifique.



Claudio Van Erven Ripinskas

- ▶ Represente a lâmina supondo-a constituída por átomos segundo o modelo de Thomson.
- ▶ Segundo esse modelo, se um átomo contém quatro cargas positivas, quantas cargas negativas ele deve conter? Justifique.

Texto 2 – Ideias de Rutherford: modelo do átomo nuclear

Maria Eunice R. Marcondes e Yvone Mussa Esperidião

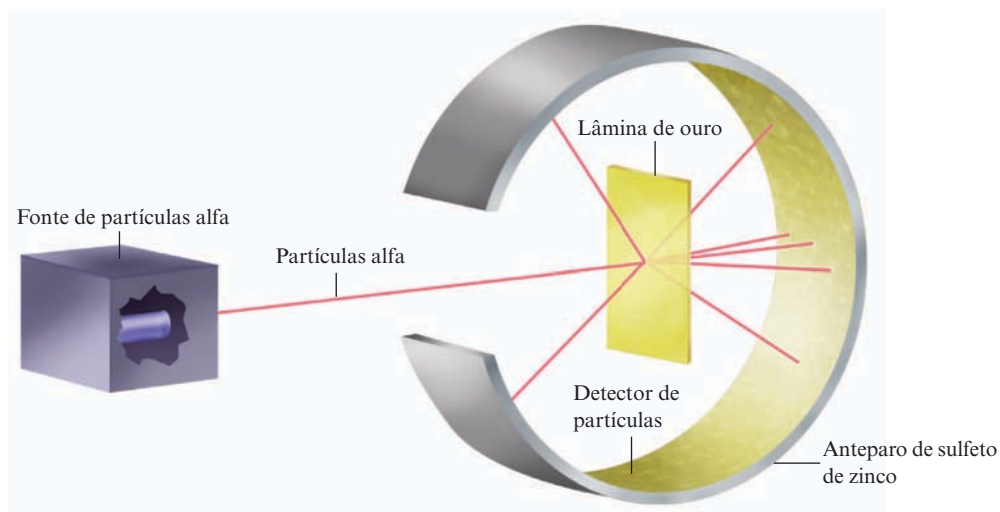
O conhecimento de que a matéria apresenta natureza elétrica propiciou uma nova maneira de pensar sobre os átomos. Outro conhecimento, fundamental para que se elaborassem outros modelos, foi a descoberta da radioatividade.

O cientista francês Henri Becquerel (1852-1908) havia observado, em 1896, que todos os sais de urânio até então conhecidos impressionavam uma chapa fotográfica, mesmo se ela estivesse no escuro. O fato foi interpretado admitindo-se que o elemento químico urânio poderia emitir “raios invisíveis”, capazes de penetrar certos materiais. Na mesma época, o casal Pierre (1859-1906) e Marie Sklodowska Curie (1867-1934) descobriu e isolou outros elementos radioativos: o polônio e o rádio. Em 1899, Marie Curie sugeriu que os átomos que produzem radiações são instáveis e se desintegram, transformando-se em outros elementos com emissão de energia.

Pouco antes, em 1898, Ernest Rutherford (1871-1937), estudando mais detalhadamente a radioatividade, descobriu radiações de dois tipos e denominou-as alfa (α) e beta (β). Em 1907, com o físico Hans Geiger, descobriu também que, independentemente do elemento radioativo de que proviessem, os raios α eram sempre da mesma natureza. Estudos sobre as propriedades dessas radiações levaram à ideia de que elas seriam constituídas por partículas pesadas e de carga positiva. A radiação β foi considerada constituída por partículas “leves” e de carga negativa (feixe de elétrons de alta velocidade).

Entre 1909 e 1911, Ernest Rutherford e seus colaboradores, Geiger e Marsden, estudavam o comportamento das partículas α emitidas por uma fonte radioativa, como o rádio ou o polônio, quando lançadas como projéteis em alta velocidade (10 000 km/s) sobre lâminas muito finas de ouro ou de platina.

As partículas eram detectadas pelas cintilações produzidas num anteparo recoberto de sulfeto de zinco. O material radioativo era colocado numa cavidade profunda de um bloco de chumbo, onde havia um orifício por onde saía um fino feixe de radiações numa única direção. O restante delas era absorvido pelo chumbo. A lâmina metálica era intercalada no trajeto dos raios, entre a fonte de partículas α e o anteparo (veja figura a seguir).



Samuel Silva

Experimento de Rutherford

Os resultados surpreenderam os cientistas, pois algumas das partículas α não apresentavam o comportamento esperado – atravessar o anteparo sem se dispersar –, sofrendo desvio, e outras, em número muito menor, eram refletidas. Pode-se imaginar, para fazer uma analogia, um dardo pesado que, quando lançado contra uma folha de papel, em vez de atravessá-la, retorna. Em 1911, Rutherford propôs um novo modelo para o átomo, que considerou coerente com suas observações experimentais. Nesse modelo, a massa do átomo estaria concentrada em um núcleo muito menor que o próprio átomo e apresentaria carga positiva. Ao redor desse núcleo estariam os elétrons, em órbitas circulares, em número suficiente para assegurar um átomo neutro. Usando esse modelo, era possível explicar o fato da maioria das partículas α atravessar a lâmina de metal sem ser desviada, admitindo-se que dentro do átomo existiria um grande vazio. Mesmo que essas partículas colidissem com os elétrons, estes, por serem leves, não ofereceriam resistência à sua passagem.

Os grandes desvios observados podem ser entendidos como resultantes da repulsão eletrostática entre as partículas α , positivamente carregadas, ao se aproximarem dos núcleos, também positivos. O retorno da partícula α é explicado como resultado da colisão frontal, seguida de repulsão, dessa partícula com o próprio núcleo diminuto, mas de grande massa.

A carga positiva do núcleo dos átomos é devida aos prótons, cuja existência foi evidenciada experimentalmente por Rutherford em 1919. Ele obteve, por meio de cálculos, a carga nuclear de alguns elementos e constatou que os valores encontrados eram aproximadamente a metade do valor da massa atômica relativa do elemento correspondente. Com base nesses dados, propôs a existência, no núcleo, de outra partícula, cuja massa deveria ser igual à do próton, desprovida, porém, de carga elétrica: o nêutron.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise dos textos 1 e 2*

1. Faça um desenho que represente o modelo para o átomo proposto por Rutherford.
2. Os modelos atômicos propostos por Dalton e por Thomson podem explicar os dados experimentais obtidos por Rutherford no experimento descrito? Explique.
3. Descreva o modelo atômico proposto por Rutherford e apresente as evidências experimentais que justificam tal modelo.
4. O modelo atômico de Rutherford pode ser utilizado para explicar a conservação da massa numa transformação química?

Texto 3 – Ampliando os conhecimentos sobre o átomo: novas ideias sobre o núcleo e a eletrosfera

Maria Eunice R. Marcondes e Yvone Mussa Esperidião

Embora o modelo de Rutherford tenha trazido novas explicações sobre a estrutura da matéria, ele ainda apresentava alguns problemas perante os conhecimentos da época. Sendo os prótons partículas de carga positiva, seria razoável esperar que eles se repelissem. No entanto, eles se mantêm dentro do núcleo, e as ideias de Rutherford são insuficientes para explicar a natureza das forças de interação entre eles, as quais dão ao núcleo uma relativa estabilidade.

Além disso, o modelo admitia os elétrons movendo-se em órbitas circulares ao redor do núcleo. No entanto, uma carga elétrica, ao girar em torno de outra de sinal contrário, perde energia progressivamente. Assim, os elétrons de um átomo deveriam perder energia e acabariam atingindo o núcleo.

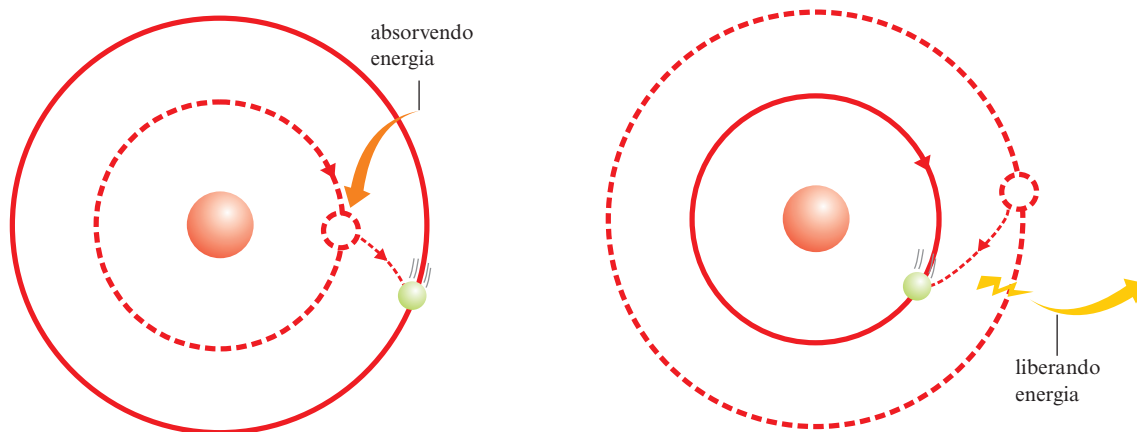
Nessa época, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), baseando-se também em conhecimentos sobre a radiação luminosa (espec-

tros atômicos), propôs uma série de postulados¹ que aprimoraram o modelo de Rutherford:

- ▶ os elétrons, no átomo, giram em órbitas determinadas, chamadas níveis de energia ou camadas eletrônicas;
- ▶ enquanto giram em determinada órbita, os elétrons não irradiam energia;
- ▶ em cada órbita, os elétrons têm uma quantidade de energia permitida: quanto mais próximos estiverem do núcleo, menor a energia dos elétrons em relação ao núcleo, e, quanto mais afastados, maior a energia em relação ao núcleo;
- ▶ os elétrons podem passar de uma órbita para outra. Para que eles passem de uma órbita mais próxima do núcleo para uma mais afastada, é necessário absorver energia. Quando passam de uma órbita mais afastada para outra mais próxima do núcleo, há liberação de energia (veja ilustração a seguir).

¹ Proposições que não podem ser provadas e que servem de base para a construção de uma teoria.

* Consulte o CA, p. 14.



Claudio Van Erven Kipinskas

Representação, segundo o modelo de Bohr, da transição do elétron de uma para outra órbita.

Bohr admitiu que a energia do elétron não é emitida de maneira contínua, como era esperado pelos conhecimentos da época. Os elétrons absorveriam ou emitiriam apenas certos valores de energia, quando mudam de órbita.

A organização dos elétrons nos vários níveis de energia, segundo Bohr, levava em conta um número fixo de elétrons em um dado nível. Baseado em uma relação matemática, estabelecida pelo cientista

sueco Rydberg, no final do século XIX, para o número de elétrons dos gases nobres, Bohr notou uma regularidade: os números 2, 8, 18 e 32 representavam as diferenças entre o total de elétrons de um dado gás nobre e o total de elétrons de seu anterior. Levando em conta a pouca reatividade manifestada pelos gases nobres, considerou que esses números (de elétrons dos gases nobres) correspondiam ao número máximo de elétrons permitido em cada nível e apresentou o seguinte quadro:

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

Essas ideias contribuíram para ampliar as concepções de Rutherford, aumentando seu poder explicativo.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Informação ao professor

A regularidade observada por Bohr com relação ao número atômico dos gases nobres está mostrada na tabela. (A diferença Δz corresponde à diferença entre os números atômicos respectivos de um dado elemento e seu anterior.)

Elemento	Z	Δz
He	2	
Ne	10	8
Ar	18	8
Kr	36	18
Xe	54	18
Rn	86	32

Questões para análise do texto 3*

1. Quais são as semelhanças e diferenças entre as ideias de Rutherford e as de Bohr?
2. O teste de chama é um procedimento muito usado na identificação de substâncias químicas. Sabe-se que uma substância, quando aquecida a determinada temperatura, emite luz de frequências bem definidas que são características dos átomos que a constituem. Assim, por exemplo, o átomo de sódio emite luz amarela; o de cálcio, alaranjada; o de estrôncio, vermelho carmim. Utilizando as ideias de Bohr, procure explicar essa característica apresentada por certos átomos.

O número atômico e a descoberta do nêutron

As ideias de Bohr permitiram entender a organização dos elétrons na eletrosfera. Quanto ao núcleo atômico, embora tivesse carga positiva e concentrasse a massa do átomo, não se sabia a magnitude dessas cargas, e Rutherford havia previsto a existência de outras partícu-

las, além dos prótons, também responsáveis pela massa do átomo.

Por volta de 1914, um jovem cientista, Henry Moseley, quando estudava os raios X, verificou experimentalmente ser possível associar a cada elemento um valor que representava a carga nuclear desse elemento, ou seja, o número de prótons do átomo do elemento, o qual foi chamado de número atômico. Levando isso em conta, pode-se definir elemento químico como conjunto de átomos de mesmo número atômico (**Z**).

A questão da massa nuclear só foi resolvida em 1932, vinte anos depois das ideias apresentadas por Rutherford sobre a estrutura do átomo. O cientista James Chadwick, estudando o bombardeamento de átomos com partículas α , descobriu os nêutrons, partículas constituintes do núcleo atômico desprovidas de carga elétrica e com massa igual à do próton. A questão da massa nuclear apresentada por Rutherford havia, assim, sido solucionada.

O total de prótons e nêutrons do núcleo é chamado número de massa (**A**).

* Consulta o CA, p. 16.

A notação ${}^A_Z X$ tem sido adotada para representar os átomos. **X** é o símbolo do elemento químico; **A**, seu número de massa; e **Z**, seu número atômico.

No entanto, átomos de um mesmo elemento, embora tenham números atômicos idênticos e comportem-se quimicamente de modo semelhante, podem apresentar diferentes nú-

meros de nêutrons. Átomos desse tipo, com o mesmo número atômico e que diferem apenas pelo número de nêutrons presentes no núcleo atômico, são chamados **isótopos**.

Na natureza, a maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de isótopos (mistura isotópica). Alguns exemplos são dados a seguir:

Alguns elementos químicos e seus isótopos*				
Notação do isótopo	Número de massa	Número de prótons	Número de nêutrons	% na natureza
${}^1_1 H$	1	1	0	99,99
${}^2_1 H$ (deutério)	2	1	1	0,01
${}^3_1 H$ (trítio)	3	1	2	-----
${}^{16}_8 O$	16	8	8	99,76
${}^{17}_8 O$	17	8	9	0,04
${}^{18}_8 O$	18	8	10	0,20
${}^{204}_{82} Pb$	204	82	122	1,4
${}^{206}_{82} Pb$	206	82	124	24,1
${}^{207}_{82} Pb$	207	82	125	22,1
${}^{208}_{82} Pb$	208	82	126	52,4

* Consulte o CA, p. 17.

Para que se possa aplicar os conhecimentos, propõe-se o exercício a seguir.

Complete o quadro a seguir, indicando o que está em branco. Consulte uma tabela periódica, se necessário (CA, questão 2, p. 18).

Nome do elemento	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Nº atômico	Nº de massa
Neônio		10	10	10	
	11		11		23
			17	17	35
Estrôncio			38		87

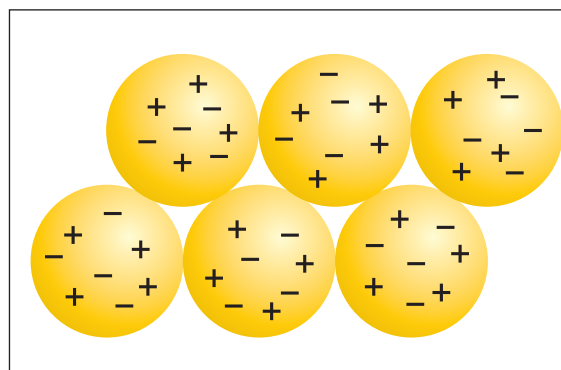
- Para ampliar os conhecimentos, você poderá sugerir uma pesquisa sobre a utilização de alguns radioisótopos naturais, como o carbono-14 (C-14 ou $^{14}_6\text{C}$) na determinação da idade de fósseis ou o U-238 (ou $^{238}_{92}\text{U}$) na determinação da idade das rochas ou do I-131 em medicina (CA, “Desafio!”, p. 18).

Grade de avaliação da Atividade 1.2

As questões propostas para a compreensão da leitura reforçam a ideia de modelo, que é o fio condutor deste Caderno. Assim, o fato da maioria das partículas α atravessar a lâmina sem se desviar pode ser entendido admitindo-se que dentro do átomo existe um grande vazio. Mesmo se elas colidissem com os elétrons, não seriam desviadas pelo fato deles serem muito leves. Os grandes desvios podem ser entendidos como resultado da repulsão entre as partículas α (positivamente carregadas) e os núcleos dos átomos, também positivos. O retorno deve-se às colisões de algumas partículas α com os núcleos. De acordo com as

concepções de Bohr, os elétrons no átomo situam-se em órbitas determinadas ou níveis de energia, cada uma correspondendo a certo valor de energia. O elétron pode mudar de órbita por saltos, absorvendo ou emitindo energia.

Com relação à questão que envolve a representação da lâmina de ouro de acordo com Dalton, espera-se que seja apontada a figura à esquerda, em que os átomos são todos iguais. O modelo de Thomson pode ser representado desenhando-se quatro cargas positivas e quatro negativas, dispersas entre as positivas.



Átomos segundo Thomson.

Claudio Van Erven Ripinskas

No decorrer da atividade, os alunos devem perceber que o modelo de Dalton não pode explicar as observações feitas por Rutherford, pois este imaginava o átomo indivisível, não constituído por outras partículas. O modelo de Thomson também não explica os grandes desvios observados no experimento; a massa, nesse modelo, estaria uniformemente distribuída. Com relação à conservação da massa, a ideia explicativa principal é a natureza corpuscular da matéria; assim, o modelo de Rutherford nada muda em termos da interpretação da conservação da massa nas transformações químicas, uma vez que a individualidade do átomo é mantida.

Espera-se que se complete a tabela fornecida sobre o número de prótons, elétrons e nêutrons com os seguintes dados: neônio, 10 prótons e número de massa 20; sódio, número atômico 11 e número de nêutrons 12; cloro,

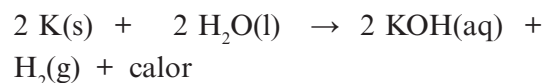
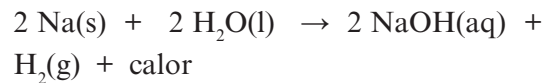
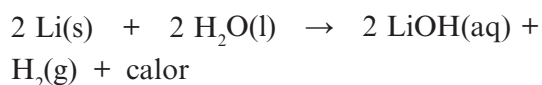
número de prótons 17 e de nêutrons 18; estrôncio, número atômico 38, número de prótons 38 e número de nêutrons 49 (CA, p. 18).

Atividade 1.3 – A tabela periódica revisitada

O estudo da tabela periódica será retomado, utilizando como critério para sua organização a ideia de que “as propriedades dos elementos são função periódica do número atômico”. Ou seja, repetem-se em determinados intervalos de número atômico, sendo, por isso, chamadas propriedades periódicas. A relação entre as propriedades dos elementos e suas respectivas distribuições eletrônicas fundamentará o entendimento dessa organização. São apresentadas as propriedades gerais de algumas famílias e a distribuição dos elétrons em níveis de energia, justificando a posição de cada elemento no grupo ao qual pertence.

A tabela periódica pode ser problematizada com base nos conhecimentos recém-construídos sobre a estrutura da matéria. Assim, são possíveis perguntas como:

- ▶ A tabela periódica proposta, em 1869, pelo químico russo Mendeleev baseava-se em propriedades químicas e físicas dos elementos e foi organizada considerando as massas atômicas relativas. Será que os conhecimentos sobre a estrutura do átomo têm relação com a organização dos elementos na tabela periódica?
- ▶ Como explicar, por exemplo, que elementos diferentes, isto é, que têm números atômicos diferentes, apresentem comportamentos químicos semelhantes? Para tanto, podem ser utilizadas as reações de alguns metais com água, cujas equações estão representadas a seguir.



Conforme se observa nessas equações, mesmo que as cargas nucleares sejam diferentes, os átomos podem se comportar de maneira semelhante. Essa observação leva a supor que o comportamento químico dos átomos se relacione não somente com a carga nuclear, mas também com a estrutura interna desses átomos, ou seja, com a disposição dos elétrons ao redor dos núcleos.

Então se apresenta a tabela periódica, onde os elementos estão organizados com base na consideração de que as propriedades dos elementos são função periódica do número atômico. Nela, as famílias são designadas por um número de 1 a 18, de acordo com as normas estabelecidas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac), mantendo-se as designações antigas: 1A, 2A etc.

1 18
1A 8A

1 H Hidrogênio 2 He Hélio

3 Li Lítio 4 Be Berílio

11 Na Sódio 12 Mg Magnésio

19 K Potássio 20 Ca Cálcio

27 Co Cobalto 28 Ni Níquel

35 Br Bromo 36 Kr Criptônio

53 I Iodo 54 Xe Xenônio

85 At Astatina 86 Rn Radônio

Elementos de transição

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

3B 4B 5B 6B 7B 8B 1B 2B

13 Al Alumínio 14 Si Silício 15 P Fósforo 16 S Enxofre 17 Cl Cloro 18 Ar Argônio

21 Sc Escândio 22 Ti Titânio 23 V Vanádio 24 Cr Crômio 25 Mn Manganês 26 Fe Ferro 27 Co Cobalto 28 Ni Níquel 29 Cu Cobre 30 Zn Zinco 31 Ga Gálio 32 Ge Germânio 33 As Arsênio 34 Se Selênio 35 Br Bromo 36 Kr Criptônio

37 Rb Rubídio 38 Sr Estrôncio 39 Y Ítrio 40 Zr Zircônio 41 Nb Nióbio 42 Mo Molibdênio 43 Tc Tecnécio 44 Ru Rútênio 45 Rh Ródio 46 Pd Paládio 47 Ag Prata 48 Cd Cádmio 49 In Índio 50 Sn Estanho 51 Sb Antimônio 52 Te Telúrio 53 I Iodo 54 Xe Xenônio

55 Cs Césio 56 Ba Bário 57-71 Série dos Lantanídeos 72 Hf Háfnio 73 Ta Tântalo 74 W Tungstênio 75 Re Rênio 76 Os Osmio 77 Ir Iridio 78 Pt Platina 79 Au Ouro 80 Hg Mercúrio 81 Tl Tálio 82 Pb Chumbo 83 Bi Bismuto 84 Po Polônio 85 At Astatina 86 Rn Radônio

87 Fr França 88 Ra Rádium 89-103 Série dos Actinídeos 104 Rf Rutherfordio 105 Db Dúbnio 106 Sg Seabórgio 107 Bh Bório 108 Hs Hássio 109 Mt Meitnério 110 Ds Darmstádio 111 Rg Roentgênio 112 Cn Copernício

© Claudio Ripinskas

Massa atômica	Símbolo	Nº atômico	Nome do elemento
138,91	La	57	Lantânio
140,12	Ce	58	Cério
140,91	Pr	59	Praseodímio
144,24(3)	Nd	60	Neodímio
146,92	Pm	61	Promécio
150,36(3)	Sm	62	Samário
151,96	Eu	63	Európio
157,25(3)	Gd	64	Gadolínio
158,93	Tb	65	Térbio
162,50(3)	Dy	66	Disprósio
164,93	Ho	67	Hólmio
167,26(3)	Er	68	Érbio
168,93	Tm	69	Túlio
172,04(3)	Yb	70	Íterbio
174,95	Lu	71	Lutécio

Massa atômica	Símbolo	Nº atômico	Nome do elemento
227,03	Ac	89	Actínio
232,04	Th	90	Tório
231,04	Pa	91	Protactínio
238,03	U	92	Urânio
237,05	Np	93	Netúnio
239,05	Pu	94	Plutônio
241,06	Am	95	Americío
244,06	Cm	96	Cúrio
249,08	Bk	97	Berquélio
252,08	Cf	98	Califórnio
252,08	Es	99	Einstênio
257,10	Fm	100	Férmio
258,10	Md	101	Mendelévio
259,10	No	102	Nobélio
262,11	Lr	103	Laurêncio

Tabela periódica.

Como seria a disposição dos elétrons nos níveis de energia dos átomos dos elementos ${}_{11}\text{Na}$ e ${}_{19}\text{K}$, segundo essas informações?

	K	L	M	N	O	P
${}_{11}\text{Na}$	2	8	1			
${}_{19}\text{K}$	2	8	8	1		

Embora as camadas admitam certos números máximos de elétrons, a distribuição dos elétrons de um átomo em uma dada camada obedece a algumas regras. Por exemplo, a camada M comporta até 18 elétrons. Para distribuí-los nessa camada, se não houver 18 elétrons, deve-se colocar até 8 elétrons e, se ainda houver elétrons para distribuir, colocam-se até 2 na camada N, e o restante, na M. Como seria, por exemplo, a distribuição dos elétrons do ferro?

$\text{Fe} \quad Z = 26 \quad 26$ prótons e 26 elétrons

$\text{K} = 2 \quad \text{L} = 8 \quad \text{M} = 14 \quad \text{N} = 2$

$(26 - 10 \text{ (de K a L)} = 16) \text{ e}$

$(16 \text{ e} \rightarrow 8 \text{ M} + 2 \text{ N} + 6 \text{ M})$

A discussão a seguir não coincide exatamente com as “Questões para a sala de aula” (CA, pp. 20 e 21), mas oferecem ao professor os subsídios necessários para que possam ser desenvolvidas.

1. Na tabela periódica estão representadas as distribuições eletrônicas nas camadas. Os elétrons do último nível são chamados elétrons de valência.

Usando essa informação, como seria a distribuição eletrônica dos átomos ${}_{20}\text{Ca}$ e ${}_{56}\text{Ba}$?

	K	L	M	N	O	P
${}_{20}\text{Ca}$						
${}_{56}\text{Ba}$						

2. A relação entre a periodicidade e a estrutura atômica pode ser estabelecida com os exercícios apresentados a seguir. Reúna os alunos em grupos, atribuindo a cada um deles um conjunto de elementos. Posteriormente, a lousa pode ser dividida em sete colunas, numeradas de acordo com as famílias dos elementos utilizados neste exercício (1; 2; 13; 14; 16; 17 e 18), e três linhas (uma para cada um dos elementos solicitados). Cada grupo, após responder às questões propostas, deverá preencher a tabela da lousa na coluna correspondente ao grupo estudado.

a) Localize na tabela periódica o grupo de elementos designado à sua equipe.

- ▶ Li, Na, K.
- ▶ F, Cl, Br.
- ▶ Be, Mg, Ca.
- ▶ B, Al, Ga.
- ▶ C, Si, Ge.
- ▶ O, S, Se.
- ▶ Ne, Ar, Kr.

b) Disponha os elétrons nos níveis de energia dos átomos dos elementos do grupo que foi designado à sua equipe conforme o modelo de Rutherford-Bohr.

c) Que regularidade você observou ao comparar o número de elétrons de valência dos átomos dos elementos do grupo estudado pela sua equipe?

Peça a cada equipe, ao finalizar a tarefa, que coloque na lousa, na coluna correspondente ao grupo estudado, o símbolo do elemento, seu número atômico e a distribuição dos elétrons, para discussão geral. Em seguida, considerando os elementos estudados, peça que observem o que acontece com o número de elétrons na camada de valência e o número de níveis de energia ao longo de cada uma das colunas (chamadas **grupos**). Eles poderão observar que o número de camadas vai aumentando à medida que se caminha na coluna e que o número de elétrons de valência é o mesmo para todos os elementos do grupo. Os elementos da coluna 1, grupo dos metais alcalinos, têm apenas um elétron de valência; os da coluna 2, dois elétrons de valência; os da coluna 13, três elétrons de valência; e assim até os da coluna 18, com 8 elétrons de valência.

Analogamente, convide os alunos a observar a variação do número de elétrons de valência ao longo de uma linha (chamada **período**). À medida que aumenta o número atômico, aumenta, também, o número de elétrons de valência, quando se caminha dos grupos 1 e 2 para o 13, 14, 15, 16, 17 e 18. Isso não é válido

para os grupos 3 a 12. Quando se passa do neônio ao sódio, o número de elétrons de valência cai de 8 para 1. A mesma regularidade se observa do argônio ao potássio, mostrando que essa variação é periódica.

O que se pretende, com esse exercício, é que se perceba que há regularidades válidas para os elementos das colunas 1 e 2 e 13 a 18. Essas regularidades não são observadas nos grupos 3 a 12. Por essa razão, os elementos dos grupos 1, 2 e 13 a 18 são chamados representativos. Os 10 grupos de 3 a 12 são os elementos de transição.

Ao final da discussão dessa atividade, você poderá, com o auxílio dos alunos, redigir na lousa as seguintes conclusões:

- ▶ As propriedades dos elementos dependem do número de elétrons que os átomos possuem na camada de valência.
- ▶ Os elementos de uma família apresentam propriedades químicas semelhantes, fato que pode ser explicado levando em consideração que seus átomos possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência. (Retome o exemplo dos metais alcalinos, anteriormente citado.)

- ▶ O número de camadas eletrônicas coincide com o número do período em que o elemento se encontra.
- ▶ Conhecendo o comportamento químico de um elemento de uma dada família, pode-se prever o comportamento dos outros elementos dessa família.

Questão

- ▶ O elemento cálcio reage com a água, resultando hidrogênio gasoso e formando solução ligeiramente turva, que torna azul o papel de tornassol vermelho, além de gerar grande quantidade de calor. Que outros elementos apresentam a mesma propriedade? Faça a distribuição eletrônica desses átomos para justificar sua resposta (CA, Lição de Casa, p. 22).

Se houver disponibilidade de tempo e se julgar conveniente, é possível discutir a periodicidade de algumas propriedades, como a energia de ionização (energia necessária para remover um elétron de um átomo). Aliás, pode-se expor que esse modelo, ao contrário do modelo de Rutherford, permite explicar por que o íon de sódio é Na^+ e o de magnésio é Mg^{2+} , ao considerar as energias de ionização sucessivas desses átomos (CA, “Desafio!”, p. 22).

Energias de ionização do sódio e do magnésio				
Elemento	E_1 (kcal/mol)	E_2 (kcal/mol)	E_3 (kcal/mol)	E_4 (kcal/mol)
Na	118	1 091	1 453	
Mg	175	345	1 838	2 526

Dirija a atenção para os valores de energia e faça-os perceber que, para remover um elétron da camada de valência do átomo de sódio, a energia necessária (E_1) é menor do que a exigida para o átomo de magnésio. Entretanto, é muito improvável a remoção de um segundo elétron no átomo de Na, pois, para essa remoção, a energia requerida é aproximadamente o triplo da requerida para a remoção do segundo elétron do átomo de magnésio. Assim, o sódio forma o íon Na^+ , e o magnésio, o íon Mg^{2+} . Note que é muito pouco provável remover um terceiro elétron do átomo de magnésio.

Grade de avaliação da Atividade 1.3

Nesta atividade, é importante que se tenha compreendido a estrutura da tabela periódica, os critérios para sua organização e que não há necessidade de memorizá-la. E, ainda, que, conhecendo as propriedades de um elemento de uma dada família, é possível prever as características de outro da mesma família e os tipos de compostos que pode formar.

Espera-se que os alunos façam as seguintes distribuições eletrônicas:

	K	L	M	N	O	P
$_{20}\text{Ca}$	2	8	8	2		
$_{56}\text{Ba}$	2	8	18	18	8	2

Na questão 1, os alunos podem localizar, na tabela periódica, o grupo dos elementos designados à sua equipe. Assim, também podem conferir na referida tabela as distribuições eletrônicas dos diferentes elementos atribuídos à sua equipe. Quanto à regularidade, observarão que elementos do mesmo grupo apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência. Por exemplo, metais alcalinos, 1 elétron; metais alcalino-terrosos, 2 elétrons; halogênios, 7 elétrons; grupo do oxigênio, 6 elétrons; grupo do nitrogênio, 5 elétrons; gases nobres, 8 elétrons.

Espera-se que os alunos respondam à questão referente aos elementos que se comportam como o cálcio mencionando que os elementos do mesmo grupo da tabela periódica, como, por exemplo, o magnésio, o estrôncio e o bário, também apresentam as propriedades mencionadas. Podem-se comparar as distribuições eletrônicas e verificar a semelhança.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2

EXPLICANDO O COMPORTAMENTO DE MATERIAIS: AS LIGAÇÕES ENTRE ÁTOMOS, ÍONS E MOLÉCULAS

Conhecer as propriedades dos materiais auxilia a decidir sobre sua produção, seus usos e alguns aspectos ambientais relaciona-

dos a esses processos. Procurar explicar, no nível microscópico, as propriedades dos materiais é também importante, uma vez que

permite não apenas fazer previsões acerca do comportamento de uma dada substância, mas também reconstruir ou ampliar a visão sobre o mundo físico, sob a óptica das interações entre os átomos, os íons e as moléculas. Não se propõe um estudo aprofundado das ligações químicas, mas sim que sejam consideradas as forças de atração e de repulsão elétricas para explicar a formação da ligação.

A abordagem por meio da “regra do octeto”, muito utilizada no ensino, não será foco das atividades propostas. Isto porque ela explica satisfatoriamente a formação de ligação apenas entre alguns elementos, não explicando, por exemplo, a formação do monóxido de nitrogênio, do dióxido de nitrogênio e de compostos dos gases nobres, como os fluoretos de xenônio (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6), bem como a formação de substâncias que envolvem os elementos de transição.

Outra consideração importante é que o ensino da regra do octeto tem-se transformado naqueles conhecimentos rituais, em que é enfatizado o procedimento (seguir a regra), e não o entendimento, dificultando a construção de uma visão dinâmica e provisória da ciência. Frases como “para obedecer à regra do octeto, o flúor precisa, para se estabilizar, de mais um elétron na última camada” ou “um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na camada mais externa, ou dois

elétrons quando apresenta apenas a camada K” não são difíceis de ser encontradas em materiais instrucionais e, às vezes, até nas explicações dadas aos alunos.

Essas explicações deveriam ser evitadas, pois podem dar a ideia de que a regra é sempre válida, independentemente do comportamento dos materiais, e que os átomos, formando ou não ligações, tenderão a ter oito (ou dois) elétrons na camada de valência. Os alunos executam os passos da regra, muitas vezes, mecanicamente, sem entender o significado da ligação química.

Ainda, deve-se considerar que há princípios mais gerais – como a variação de energia envolvida na formação de ligações – para explicar a estabilidade das substâncias. Apesar disso, o enfoque histórico da regra do octeto poderia contribuir para se entender o desenvolvimento da ciência, um aspecto não abordado nos livros didáticos.

Atividade 2.1 – As ideias sobre estrutura da matéria para explicar a existência das substâncias: as ligações químicas

Nesta atividade, algumas propriedades das substâncias são retomadas, bem como o modelo de Rutherford, para introduzir as ideias de ligação covalente, iônica e metálica.

Tempo previsto: 5 aulas.

Conteúdos e temas: forças de atração e de repulsão elétrica; ligação química; localização dos metais e não metais na tabela periódica.

Competências e habilidades: interpretar a ligação química em termos das atrações e repulsões entre elétrons e núcleos, relacionando-as às propriedades das substâncias de maneira a ampliar o entendimento do mundo físico; reconhecer a ideia de ligação química como um modelo explicativo.

Estratégias: aulas expositivas dialogadas; trabalho em grupo.

Recursos: folhas de trabalho; textos.

Avaliação: respostas às questões; trabalho de busca de informações; elaboração de texto.

O assunto pode ser iniciado a partir de conhecimentos que já se têm das propriedades das substâncias. Assim, se pode questionar, por exemplo:

► Como explicar que açúcar e etanol, ambos constituídos de C, H e O, são solúveis em água, porém um é sólido, e outro é líquido, à temperatura ambiente?

Algumas propriedades do açúcar e do etanol

Substância	Estado físico a 25 °C	Solubilidade em água	Temperatura de fusão °C	Temperatura de ebulição °C
Açúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	sólido	solúvel	185	decompõe a 250
Etanol (C ₂ H ₆ O)	líquido	solúvel	-114	78,5

► Como explicar que alguns materiais se dissolvem em água – como o NaCl, um sólido à temperatura ambiente –, e a solução resultante é condutora de corrente

elétrica, enquanto outros, como o açúcar, também sólidos, embora solúveis, não produzem solução que conduza corrente elétrica?

Algumas propriedades do cloreto de sódio e do açúcar

Substância	Estado físico a 25 °C	Solubilidade em água	Condutibilidade elétrica da solução aquosa	Temperatura de fusão °C	Temperatura de ebulição °C (1 atm)
Cloreto de sódio	sólido	solúvel	sim	801	1 401
Açúcar	sólido	solúvel	não	185	decompõe a 250

- De que forma se pode explicar que diferentes componentes do petróleo utilizados como combustível, por exemplo, o octano (C_8H_{18}) – principal componente da gasolina – e o butano (C_4H_{10}) – um dos principais compo-

nentes do gás de cozinha (GLP) –, ambos constituídos de C e H, ao reagirem com O_2 fornecem diferentes quantidades de energia? Como explicar que o octano é líquido e o butano é gás, à temperatura ambiente?

Algumas propriedades do butano e do octano

Substância	Estado físico a 25 °C	Temperatura de fusão °C	Temperatura de ebulição °C (1 atm)	Energia liberada na queima (kJ/mol)
Butano (C_4H_{10})	gás	-135	0,48	2 878
Octano (C_8H_{18})	líquido	-57	126	5 471

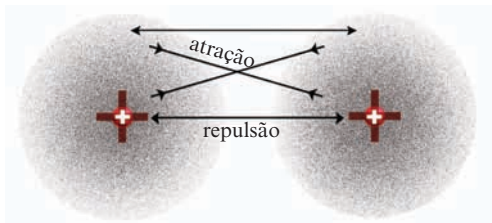
Não se espera, nem é a intenção, que os alunos apresentem respostas corretas a essas questões, mas sim que percebam que devem existir ligações entre os elementos constituintes das substâncias que lhes conferem propriedades distintas (o CA apresenta uma tabela semelhante, mas ampliada, na p. 23).

Retomando as ideias de Rutherford e Bohr sobre a constituição da matéria, pode ser lembrado aos alunos que, de acordo com tais ideias, os átomos são constituídos por um núcleo de carga elétrica positiva e uma eletrosfera, onde se distribuem os elétrons, de carga elétrica negativa. Dessa maneira, pode-se considerar que existam forças de atração entre as partículas de cargas elétricas opostas que compõem os átomos e de repulsão entre as de cargas iguais.

Para introduzir a ligação covalente, pode ser apresentada a formação da molécula de hidrogênio.

O gás hidrogênio é empregado, entre outros, na indústria de óleos e gorduras (hidrogenação), na síntese da amônia e como combustível. Na natureza não se encontram átomos de hidrogênio livres, isto é, o hidrogênio ocorre associado a outro elemento, como o oxigênio (água), o carbono (butano, octano, etanol) e o próprio hidrogênio, formando o gás hidrogênio.

O átomo de hidrogênio é constituído de um núcleo que contém um próton e de um elétron na eletrosfera. Quando dois átomos de H se aproximam, pode-se admitir a ocorrência das seguintes interações eletrostáticas:



Interações eletrostáticas entre dois átomos de hidrogênio.

Fonte: GEPEQ. *Interações e transformações*: Química para o ensino médio. 9. ed. São Paulo: Edusp, 2006.

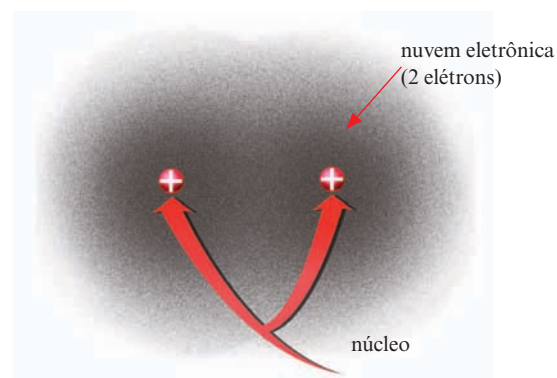
- ▶ repulsão entre os núcleos;
- ▶ repulsão entre os elétrons;
- ▶ atração entre o núcleo de um átomo e o elétron de outro.

Pode-se propor a seguinte questão:

Para que o H_2 se forme, as forças de repulsão devem ser maiores ou menores do que as de atração?

De acordo com as respostas, pode-se argumentar que, se a molécula de H_2 se forma e é estável, as forças de atração devem ser maiores que as de repulsão, e, como se trata do mesmo elemento, as atrações entre o elétron de um átomo e o núcleo de outro são de mesma magnitude. Assim, segundo esse modelo, os elétrons ficam igualmente compartilhados pelos dois átomos, isto é, passam a pertencer a ambos os átomos. A ligação química em que ocorre compartilhamento de elétrons é chamada de ligação covalente. A partícula resultante dessa ligação é chamada de molécula. O compartilhamento dos dois elétrons é geralmente representado por um traço entre os átomos, como, por exemplo, H–H (H_2).

Como os elétrons se movem na eletrosfera (ou nas órbitas, segundo Bohr), há uma região próxima aos núcleos em que os elétrons podem estar. Usamos a expressão “nuvem eletrônica” para designar a região de maior probabilidade dos elétrons serem encontrados. A figura abaixo representa a molécula de H_2 .



Representação da molécula de H_2 .

Para separar os átomos constituintes de uma molécula de H_2 , seria necessário o fornecimento de energia?

Essa questão auxiliará na compreensão do envolvimento de energia nas transformações químicas. Neste momento, é suficiente que se perceba que é necessário fornecer energia para separar os dois átomos de H. Assim, a molécula de H_2 é mais estável que o átomo de H isolado, pois foi necessário fornecer energia para separá-los.

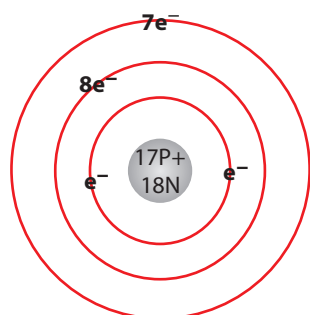
A mesma discussão, de forças de atração e repulsão, pode ser feita para a formação de HCl e de H_2O . Isso permitirá introduzir as ideias de polaridade e de arranjo espacial, que serão aprofundadas mais adiante.

HCl

H – 1 próton, 1 elétron

Cl – 17 prótons, 17 elétrons

O elétron do H é atraído pelos prótons do núcleo do cloro e é, ao mesmo tempo, repelido pelos elétrons da eletrosfera; da mesma forma, os elétrons do cloro são atraídos pelo próton do núcleo do átomo de H e são repelidos pelo elétron deste. Os elétrons do cloro localizados na órbita mais externa estão mais distantes do núcleo do cloro, sofrendo menos atração por este núcleo que os elétrons de órbitas mais internas, e, assim, estão mais sujeitos à atração do núcleo do hidrogênio.



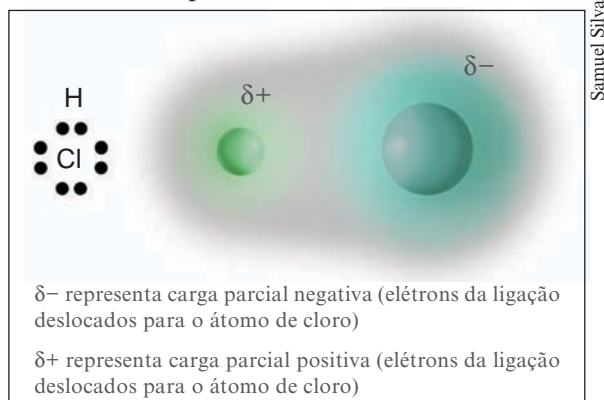
átomo de cloro

17 prótons

17 elétrons

Como se trata de ligação entre dois elementos diferentes, os elétrons podem não ser igualmente compartilhados entre os átomos, pois pode haver diferenças na magnitude das forças de atração e de repulsão. No caso da ligação entre cloro e hidrogênio, a tendência do cloro atrair os elétrons da ligação é maior do que a do hidrogênio, fazendo com que a nuvem eletrônica não seja igualmente distribuída, ficando mais

próxima do núcleo do cloro. Essa distribuição desigual gera um excesso de carga negativa no cloro e uma falta no hidrogênio. Diz-se, então, que essa ligação é polarizada. A ligação pode ser representada pela notação H–Cl, que significa o compartilhamento de um elétron do hidrogênio e um do cloro por ambos os átomos.



Samuel Silva

Representação da formação da ligação no HCl.

Fonte: *Química*: módulo 2. Pró-Universitário, USP.
Disponível em: <http://naeg.prg.usp.br/puni/modulos/quimica_mod2.pdf>. Acesso em: 10 fev. 2009.

Você pode pedir a eles que discutam sobre as forças de atração e repulsão existentes entre os átomos de hidrogênio e de oxigênio para formar a molécula da água. Pode ser pedida uma representação da molécula, sem levar em conta a geometria, pois esse assunto ainda não foi discutido. O importante é que se represente o compartilhamento de elétrons e que se questione se há uma polarização ou não.

Em um segundo momento, o professor pode introduzir a representação angular, informando que a molécula de água é polar e que a representação linear não lhe conferiria tal propriedade. Embora cada ligação seja polar, na estrutura linear um dipolo compensa o outro, pois são de mesma intensidade.

A seguinte folha de trabalho pode ser utilizada. A atividade pode ser feita em grupos, e os diversos grupos podem apresentar para

Folha de trabalho*

Com base nas seguintes informações, responda às questões:



H – 1 próton, 1 elétron

O – 8 prótons, 8 elétrons

1. Represente a água por meio de sua fórmula química.
2. Estudando algumas das propriedades da água, o arranjo dos átomos mais adequado para explicá-las é um em que o átomo de oxigênio se liga a cada um dos átomos de hidrogênio. Represente um possível arranjo para a molécula H_2O .

* Consulte o CA, “Atividade 1”, p. 24.

a classe os desenhos elaborados, discutindo suas representações.

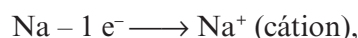
3. Dê o número de prótons e de elétrons de cada um dos elementos constituintes da água.
4. Dê o número de elétrons da órbita mais externa do oxigênio (camada de valência).
5. Considere as repulsões e atrações possíveis entre esses elétrons e os núcleos dos átomos. Para que ocorra uma ligação, quais forças devem ser mais fortes?
6. Faça um desenho que represente a molécula H_2O e discuta se os elétrons poderiam estar mais deslocados para um dos átomos.

Caso você queira introduzir as ideias de Lewis, há uma sugestão de aprofundamento sobre esse assunto no final desta Atividade.

Para introduzir a ligação iônica, pode ser questionado se seria possível imaginar uma interação entre átomos de tal maneira que a atração do núcleo de um dos átomos pelo elétron de outro fosse tão forte que causasse a transferência desse elétron para si. É interessante comparar com a ligação polar, discutida anteriormente. Pode-se perguntar se a condutibilidade elétrica que o NaCl apresenta no estado líquido (fundido) pode ser explicada admitindo-se a transferência de elétrons entre os átomos acima mencionada.

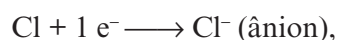
Na interação entre Na e Cl, para formar o NaCl, pode-se supor que:

Na perde um elétron:

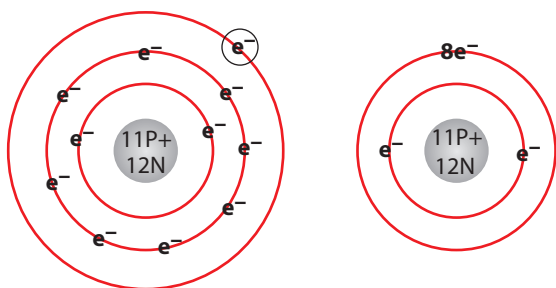


em que a carga (+) indica que há falta de um elétron, quando comparado ao número de prótons, ou seja, há uma carga positiva a mais do que as negativas. Como o átomo de sódio tem 11 elétrons e 11 prótons, o Na^+ apresenta 10 elétrons e 11 prótons. O elétron que é transferido para o cloro é o da órbita mais externa, segundo o modelo atômico de Bohr.

Cl recebe um elétron:

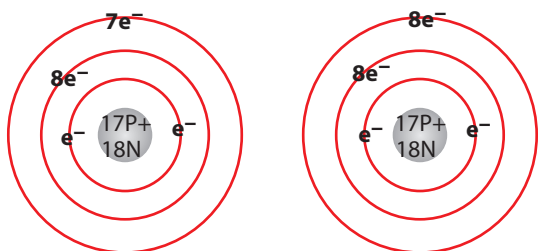


em que a carga (-) indica que há excesso de um elétron, quando comparado ao número de prótons, ou seja, há uma carga negativa a mais do que as cargas positivas: 18 elétrons e 17 prótons.



átomo de sódio

íon de sódio



átomo de cloro

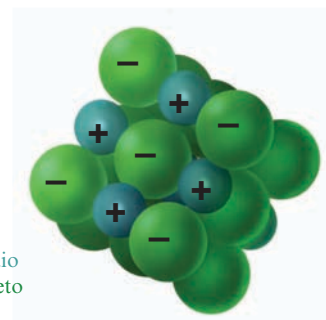
íon de cloro (cloreto)

A formação da ligação se dá pela atração entre os íons Na^+ e Cl^- . O sólido NaCl é formado por esses íons, que se atraem em várias direções. É importante que seja representada essa estrutura do sólido para que o aluno perceba que as interações não se dão entre um íon Na^+ e um Cl^- isoladamente, e sim entre um conjunto desses íons.



Cristal de cloreto de sódio.

©Charles D. Winters/Photoresearchers-Latinstock

(Na⁺) sódio
(Cl⁻) cloreto

Samuel Silva

Representação da estrutura cristalina do cloreto de sódio.

Esse tipo de ligação entre íons é chamada de **ligação iônica**.

É comum que se tente representar cátions aumentando seus números de prótons, e não diminuindo seus números de elétrons. Por isso, vale a pena investir tempo na construção da ideia de formação de íon na ligação iônica.

Se achar interessante, sugira aos alunos a realização de um experimento de crescimento de cristais de NaCl , bastante simples de ser feito, de maneira que realizem em casa e tragam os cristais

obtidos para a escola. Essa experiência também pode ser feita no laboratório, dividindo-os em grupos e utilizando cloreto de sódio ou sulfato de cobre, num procedimento que é descrito a seguir.

Obtenção de cristais*

Materiais

- ▶ 2 béqueres ou copos;
- ▶ água;
- ▶ papel de filtro ou coador de papel;
- ▶ folha de papel ou filme plástico;
- ▶ suporte para o papel ou coador;
- ▶ 1 colher ou outro material para agitar;
- ▶ sal de cozinha (NaCl) ou sulfato de cobre II ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Procedimento

Prepare uma solução saturada do sal, adicionando aos poucos o sal em um dos béqueres (ou copos) contendo água até aproximadamente a metade de sua capacidade. Agite constantemente. Quando todo o sal se dissolver, adicione mais uma pequena quantidade e agite. Repita esse procedimento até que o sal não se dissolva mais. Filtre, utilizando o papel de filtro, recolhendo o que foi filtrado no outro béquer. Tampe com uma folha de papel ou filme plástico, fazendo neles pequenos orifícios, de modo a permitir a evaporação da água. Coloque em um lugar que possa ser observado sem removê-lo. Observe diariamente, por vários dias, registrando suas observações.

* Consulte o CA, p. 25.

Não se esqueça de colocar um rótulo no copo, identificando seu conteúdo. Se fizer em casa, coloque um lembrete para evitar que alguém mexa ou jogue fora.

Faça uma pesquisa em livros ou na internet sobre a formação de cristais de NaCl.

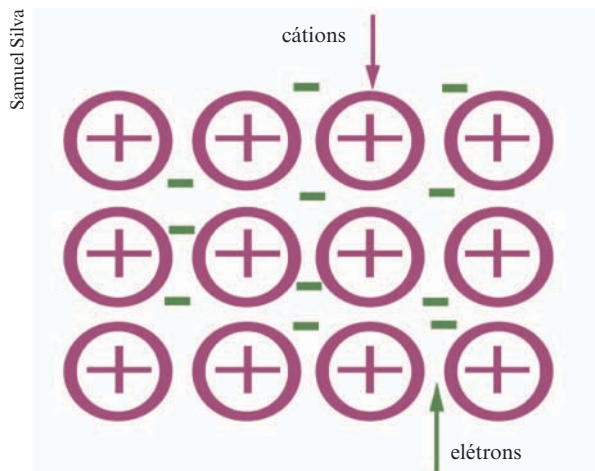
É possível introduzir também o conceito de **ligação metálica**. Para tal, você pode problematizar usando informações sobre o ferro.

O ferro é um metal de grande utilidade para a sociedade. Usado na construção civil, na fabricação de navios, aviões, automóveis e equipamentos industriais, o ferro vem sendo produzido desde a Antiguidade (por volta de 1500 a.C.). O ferro é sólido à temperatura ambiente, funde a 1538 °C e apresenta grande capacidade de condução de corrente elétrica e de calor. O ferro interage com metais e com carbono, formando vários tipos de aço; interage, também, com água e oxigênio, sofrendo enferrujamento.

- ▶ Como se pode explicar a condutibilidade elétrica do ferro, mesmo no estado sólido? Como se formam as ligações entre os átomos de ferro?

Um dos modelos criados, com base nas propriedades, para explicar a ligação entre os átomos dos metais considera que os elétrons das órbitas mais externas são pouco atraídos pelo núcleo do átomo. Por esse motivo, podem se mover entre os átomos que constituem o sólido. Se esses elétrons se afastam dos núcleos,

os átomos ficam com carga positiva (falta de elétron); a ligação entre os átomos para formar o sólido metálico poderia ser entendida pela interação de um conjunto de cátions do metal com um conjunto de elétrons, muitas vezes chamado de “mar de elétrons”.



Representação da ligação metálica.

- ▶ Esse modelo explica a alta condutibilidade elétrica que o ferro apresenta no estado sólido?

Peça que procurem explicar o fato dos metais conduzirem a corrente elétrica no estado sólido, enquanto os sais sólidos, embora formados por íons, não a conduzem, e o fazem quando fundidos ou em solução aquosa. É interessante chamar a atenção para o fato do modelo de ligação metálica admitir “elétrons livres”, que conduziriam, assim, a corrente elétrica. Nos sais, a corrente elétrica é explicada como o resultado de íons em movimento, o que acontece ou no estado líquido (fundido) ou quando dissolvidos em água.

Apoiando-se nas contribuições dos alunos, você pode fazer uma síntese dos modelos de ligação discutidos. Para incentivar competên-

cias escritoras e de sistematização de informações, eles podem elaborar um texto a partir da síntese feita em classe (CA, “Questões para a sala de aula”, p. 26).

Visando à aplicação e ampliação dos conhecimentos tratados, podem ser apresentadas as seguintes questões (CA, Lição de Casa, p. 27):

1. Comparando as propriedades do cloreto de sódio (NaCl) e do açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), pode-se dizer que ambas as substâncias apresentam o mesmo tipo de ligação entre os átomos? (Veja a tabela de algumas propriedades do cloreto de sódio e do açúcar, apresentada anteriormente.)
2. Para explicar a formação do metal magnésio (Mg), admite-se que cada um de seus átomos apresenta dois elétrons livres, que compõem o “mar de elétrons”. Faça um desenho que represente as ligações existentes nesse metal.
3. Que tipo de ligação você esperaria acontecer entre átomos de cálcio e de cloro para explicar a existência do sal CaCl_2 , sabendo que esse sal conduz corrente elétrica quando fundido?
4. Butano (C_4H_{10}) e octano (C_8H_{18}) são formados por ligações covalentes entre seus átomos (C-H e C-C). Comparando suas propriedades, podem-se perceber certas semelhanças, mas não igualdade. Como você explicaria esse fato? (Veja a tabela de algumas propriedades do butano e do octano, também apresentada anteriormente.)

Sugestão de trabalho – Estrutura de Lewis

Sugere-se a utilização do material desenvolvido no *PEC – Construindo Sempre – Aperfeiçoamento de Professores – Ensino Médio – Química, módulo 3*. As ligações químicas são apresentadas a partir da página 27, e a ligação covalente se inicia na página 35, havendo uma atividade específica sobre o modelo de Lewis. Esse material encontra-se disponível em CD e na internet: <<http://paje.fe.usp.br/estrutura/pec/>>.

Grade de avaliação da Atividade 2.1

Espera-se que os alunos tenham percebido que os átomos se ligam e que estabeleçam uma primeira relação entre a ligação e as propriedades. Como o tema exige abstração, espera-se que desenvolvam essa capacidade ao trabalhar com as representações apresentadas.

A primeira questão de aplicação proposta (CA, Lição de Casa, p. 27), que compara o cloreto de sódio e o açúcar, exige a leitura da tabela (página 36) e o estabelecimento de relações entre o modelo de ligação e as propriedades das substâncias. Pode-se perceber, por exemplo, que a temperatura de fusão do cloreto de sódio é muito maior que a do açúcar; que, embora as duas substâncias se dissolvam em água, a solução de NaCl conduz corrente elétrica, e a de açúcar não. Assim, pode-se inferir que as ligações entre os átomos de C, H e O para constituir o açúcar não devem ser da mesma natureza que a ligação entre os de Na e Cl para constituir o sal.

Para responder à segunda questão sobre o magnésio, os alunos podem fazer uma analogia com o desenho apresentado para a **ligação metálica**, representando esferas com duas cargas positivas (cátion divalente) e o mar de elétrons.

Espera-se, na terceira questão, sobre o cloreto de cálcio, que os alunos façam uma analogia com o NaCl, respondendo que é uma ligação iônica, devendo ocorrer a formação de um cátion de cálcio e do ânion cloreto. Não é necessário que se represente a formação dos íons. Entretanto, se você achar interessante, pode discutir como a fórmula desse sal mostra a relação de 2Cl : 1Ca e que, como cada átomo de Cl recebe um elétron, pode-se supor que o átomo de cálcio perca dois elétrons, formando o cátion Ca^{2+} .

Para responder à última questão, sobre o butano e o octano, eles podem perceber, ao comparar as propriedades, que as temperaturas de fusão são próximas e as de ebulição, embora diferentes, são relativamente baixas, quando comparadas com as do NaCl (ligações iônicas entre os átomos de Na e Cl). Assim, poderiam pensar no número de átomos que compõem o butano (C_4H_{10}) e o octano (C_8H_{18}) e nas ligações existentes entre eles, sugerindo que as maiores temperaturas de fusão e de ebulição podem estar relacionadas a esses fatores. A questão procura fazer com que possibilidades sejam discutidas e hipóteses sejam apresentadas. Conhecimentos relativos a interações intermoleculares não precisam ser abordados, pois esse tratamento está proposto em continuidade às ligações químicas.

Atividade 2.2 – Explorando a tabela periódica: a previsão dos modelos de ligação química

Esta atividade tem a finalidade de possibilitar uma leitura da tabela periódica do ponto de vista das possíveis interações entre os elementos, de acordo com as posições que nela ocupam. Estudada dessa perspectiva, a tabela periódica poderá ter um significado muito mais relevante do que o de simples memorização de variações de propriedades.

Para iniciar a atividade, podem ser retomadas as substâncias cujas ligações foram estudadas (H_2 , NaCl, HCl, Fe, H_2O), pedindo aos alunos que localizem os elementos constituintes na tabela periódica e apresentando algumas questões, procurando problematizar a relação entre o tipo de ligação e os elementos químicos. Assim, pode-se perguntar, por exemplo, se o cobalto ou o manganês também formam ligações metálicas, se o brome-

to de sódio seria formado por ligação iônica, como o NaCl, se existe uma substância formada pelos elementos H e S, da mesma forma que H_2O etc.

Não é necessário que os alunos deem respostas certas a essas questões, nem que elas sejam fornecidas neste momento. Eles podem anotar suas suposições para, depois, voltar a elas.

Pode-se, então, trabalhar com comparações entre compostos formados por metais e não-metais. Por exemplo, são apresentadas, a seguir, três folhas de trabalho contendo informações sobre diferentes compostos. Os alunos podem ser divididos em grupos, e cada um deles trabalha com uma folha (CA, “Atividade 1”, pp. 28 a 33). É importante sua interação com os grupos, de forma a fazer perguntas e auxiliá-los com algumas pistas. Ao final do trabalho, cada grupo pode apresentar suas conclusões.

Folha de trabalho 1

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Cloreto de potássio (KCl)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 773 °C e, quando fundido, conduz corrente elétrica; a solução aquosa também é condutora de eletricidade.	É usado na agricultura (fertilização do solo) e obtido a partir de minerais, principalmente a silvinita (mineral que contém NaCl e KCl), encontrada em Sergipe e no Amazonas.
Cloreto de magnésio (MgCl ₂)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 712 °C e conduz corrente elétrica no estado líquido e em solução aquosa.	É utilizado para a obtenção de magnésio metálico, na produção de um tipo de cimento e em tinturaria; é obtido da água do mar.
Cloreto de bário (BaCl ₂)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 963 °C e tanto a solução aquosa quanto o sal fundido conduzem corrente elétrica.	É utilizado na fabricação de aço, em fogos de artifício e em tinturaria; é obtido da transformação química de minerais como a barita (sulfato de bário).

1. Leia as informações apresentadas e aponte as similaridades e as diferenças entre as substâncias.
2. Tendo em vista seus conhecimentos sobre o cloreto de sódio e as informações fornecidas, você consideraria que essas substâncias se formam por meio de ligação iônica entre os elementos constituintes?
3. Localize na tabela periódica os elementos constituintes desses compostos. O que você observa? É possível estabelecer alguma generalização?
4. Qual seria a fórmula do brometo de sódio e do brometo de magnésio? Explique como se daria a ligação entre os elementos constituintes desses sais. Faça uma representação.

Folha de trabalho 2

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Óxido de cálcio (CaO)	É sólido à temperatura ambiente, reage com água produzindo o hidróxido de cálcio e funde-se a 2 572 °C.	É usado na produção de cimento e materiais de construção; é obtido a partir da decomposição térmica do calcário (CaCO ₃).

Óxido de magnésio (MgO)	É sólido à temperatura ambiente, apresenta temperatura de fusão de 2 800 °C e é pouco solúvel em água.	É utilizado na manufatura de materiais refratários e na produção de cimento; é obtido pela calcinação dos minerais que contêm carbonato de magnésio, como a magnesita e a dolomita.
Óxido de sódio (Na ₂ O)	É sólido à temperatura ambiente, funde a 1 275 °C (ocorre sublimação) e reage com água formando o hidróxido de sódio.	É utilizado na fabricação de vidros e cerâmicas, como agente desidratante; pode ser obtido pela decomposição térmica do Na ₂ CO ₃ .

1. Leia as informações apresentadas e aponte as similaridades e as diferenças entre as substâncias.
2. Localize na tabela periódica os elementos constituintes desses compostos. O que você observa?
3. Você consideraria que essas substâncias poderiam se formar por meio de ligação iônica entre os elementos constituintes? Procure explicar como se daria essa ligação.
4. Considerando a localização dos elementos na tabela periódica, é possível estabelecer alguma generalização? Explícite-a.
5. Qual seria a fórmula do óxido de lítio?
6. Localize o elemento enxofre na tabela periódica. O sulfeto de potássio (K₂S) se formaria por ligação iônica entre S e K? Você esperaria que fosse sólido à temperatura ambiente? Explique.
7. Qual seria a fórmula do sulfeto de magnésio?

Folha de trabalho 3

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Dióxido de enxofre (SO ₂)	É gás não inflamável à temperatura ambiente, sua temperatura de fusão é - 72 °C e de ebulição, - 10 °C, é solúvel em água, reagindo com ela para formar o ácido sulfuroso; é um dos óxidos responsáveis pela formação da chuva ácida e é emitido na queima de óleo diesel.	É utilizado na preservação de frutas, vegetais, sucos e vinhos e como desinfetante; é produzido pela combustão do enxofre (S) e do mineral pirita (FeS ₂).
Pentóxido de difósforo (P ₂ O ₅)	É sólido à temperatura ambiente, funde-se a 340 °C e reage com água formando o ácido fosfórico (H ₃ PO ₄).	É utilizado como agente secante e desidratante; é preparado comercialmente pela queima do fósforo (P) em uma corrente de ar seco.

Dióxido de nitrogênio (NO ₂)	É gás à temperatura ambiente, apresenta temperatura de fusão de -9,3 °C e de ebulição de 21,15 °C, reage com a água formando ácido nítrico (HNO ₃) e monóxido de nitrogênio e é um dos responsáveis pela formação da chuva ácida, sendo emitido na queima de combustíveis automotivos.	É utilizado na fabricação de certos compostos orgânicos e de explosivos; é intermediário na produção do ácido nítrico; é preparado industrialmente pela reação de monóxido de nitrogênio (NO) e oxigênio do ar.
------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

1. Leia as informações apresentadas e apon-
te as similaridades e as diferenças entre as
substâncias.
2. Tendo em vista seus conhecimentos so-
bre a água e as informações fornecidas,
você consideraria que essas substâncias
se formam por meio de ligação covalente
entre os elementos constituintes? As tem-
peraturas de fusão e de ebulição são mais
próximas às apresentadas pela água ou
às das substâncias formadas por ligações
iônicas?
3. Localize na tabela periódica os elementos
constituintes desses compostos. O que você
observa?
4. É possível estabelecer alguma generalização?
5. Localize o elemento carbono na tabela pe-
riódica. O monóxido de carbono se forma-
ria por ligação covalente entre C e O? Você
esperaria que esse composto fosse sólido à
temperatura ambiente?

A partir das apresentações feitas pelos alu-
nos, faça uma síntese e amplie os conhecimentos,
relacionando a formação da ligação iônica com

a perda de elétrons pelos metais e o ganho pelos
não-metais. Saliente que os metais da família 1
perdem um elétron, e os da família 2, dois elé-
trons, assim como os não-metais da família 16
recebem dois elétrons, e os da família 17 recebem
um elétron. Pode-se, ainda, direcionar a atenção
para que percebam que a ligação covalente ocor-
re entre dois átomos de não-metais e também
entre não-metal e o hidrogênio. Pode-se mostrar
que os óxidos formados com os elementos metá-
licos forneceram soluções alcalinas ao interagir
com água, enquanto os formados pelos não-me-
tais formaram ácidos na reação com água.

O conceito de eletronegatividade pode ser
apresentado para o fechamento desta ativida-
de, pois pode ser utilizado na previsão do tipo
de ligação. A ideia de eletronegatividade pode
ser introduzida como uma avaliação quantita-
tiva da tendência dos átomos atraírem os elé-
trons compartilhados nas ligações. Os valores
de eletronegatividade são relativos, isto é, de-
terminados em relação a um valor arbitrário.
Há duas escalas de valores mais conhecidas, a
de Mulliken (Robert Mulliken, 1896–1986) e a
de Pauling (Linus Pauling, 1901–1994). Pau-
ling admitiu o valor 4,0 para o elemento flúor,
o mais eletronegativo, e determinou outros va-
lores a partir desse.

3 Li 1,0	4 Be 1,5								1 H 2,2								5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
11 Na 0,9	12 Mg 1,2															13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0	
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8					
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0								46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5					
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9								78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2					

Valores de eletronegatividade de alguns átomos.

Pode ser solicitada uma comparação das eletronegatividades de elementos que formam ligações iônicas, como NaCl, KBr, MgCl₂,

CaO, e de elementos que formam ligações covalentes, como N₂, SO₂, NH₃, CO (CA, “Atividade 2”, pp. 33 e 34.

Diferença de eletronegatividade entre átomos em diferentes substâncias*			
Eletronegatividade dos elementos constituintes	Diferença de eletronegatividade	Eletronegatividade dos elementos constituintes	Diferença de eletronegatividade
NaCl Na: 0,9 Cl: 3,0	$3,0 - 0,9 = 2,1$	N ₂ N: 3,0	$3,0 - 3,0 = 0$
KBr K: 0,8 Br: 2,8	$2,8 - 0,8 = 2,0$	SO ₂ S: 2,5 O: 3,5	$3,5 - 2,5 = 1,0$
MgCl ₂ Mg: 1,2 Cl: 3,0	$3,0 - 1,2 = 1,8$	NH ₃ N: 3,0 H: 2,2	$3,0 - 2,2 = 0,8$
CaO Ca: 1,0 O: 3,5	$3,5 - 1,0 = 2,5$	CO C: 2,5 O: 3,5	$3,5 - 2,5 = 1,0$

* Consulte o CA, “Atividade 2”, questões 3.1, 3.2 e 3.3, p. 34.

1. Há alguma regularidade quando se comparam as diferenças de eletronegatividade em substâncias que se formam por ligação iônica e em substâncias que se formam por ligação covalente? Explique.
2. Localize na tabela periódica os elementos que apresentam as maiores e as menores eletronegatividades. Você pode estabelecer alguma relação entre eles?
3. Pode-se estabelecer um valor para a diferença de eletronegatividade dos elementos que formam uma substância a partir do qual se poderia classificar a ligação como iônica ou covalente?

Existe uma correlação, embora imprecisa, entre o caráter iônico de uma ligação e esse valor. Quando a diferença de eletronegatividade entre os elementos constituintes da ligação é maior que 1,7, a ligação, de maneira geral, é iônica; para valores menores que 1,7, a ligação é covalente. Essa correlação se aplica melhor a espécies formadas por dois elementos. Para espécies poliatômicas, como CaCO_3 , H_2SO_4 , não é simples achar uma correlação entre o caráter da ligação e os valores de eletronegatividade, pois há muitas interações entre os átomos constituintes.

Numa atividade para ampliação dos conhecimentos, pode-se sugerir que os alunos, com os conhecimentos que já têm, proponham substâncias que possam ser formadas entre os elementos da tabela periódica, infi-

ram uma possível fórmula e busquem informações sobre sua existência, propriedades etc. Pode-se, também, apresentar um conjunto de substâncias e propor que, em grupos ou individualmente, escolham uma delas para prever o tipo de ligação e procurar informações sobre suas propriedades. Apresentam-se, a seguir, sugestões de substâncias para esse trabalho.

Iodo	Carbonato de lítio	Metano
Mercúrio	Iodato de potássio	Sulfeto de hidrogênio
Germânio	Brometo de potássio	Amônia
Enxofre	Cloreto de alumínio	Tetracloro de carbono

Grade de avaliação da atividade 2.2

A primeira folha refere-se à ligação iônica. Os alunos deverão perceber que as substâncias são sólidas à temperatura ambiente, se fundem a temperaturas muito altas e conduzem corrente elétrica quando fundidas ou em solução aquosa. Isso pode indicar que a ligação entre seus átomos é iônica. Podem argumentar que os elementos das famílias 1 e 2 têm comportamentos próximos, e assim, espera-se que representem o brometo de magnésio por MgBr_2 e o de sódio por NaBr , prevendo ligações iônicas em que o bromo recebe um elétron, o sódio perde um e o magnésio perde dois.

A segunda folha de trabalho também se refere à ligação iônica. Como não foi discutida a ligação entre oxigênio e um metal, pede-se para que os alunos pensem a respeito, esperando-se a proposição de ocorrência da ligação iônica entre o O e o Na, pois já têm conhecimento de que o sódio pode perder um elétron, e das altas temperaturas de fusão apresentadas tanto pelo NaCl quanto pelo Na₂O. Ainda por comparação e analogia, podem prever que as ligações no sulfeto de potássio são iônicas, que é sólido à temperatura ambiente e que a fórmula do sulfeto de magnésio é MgS, baseada na fórmula do óxido.

A terceira folha de trabalho aborda as ligações covalentes entre os elementos não-metais. Eles podem argumentar, ao comparar as substâncias apresentadas com a água, que, embora as propriedades sejam um pouco diferentes desta (estado físico à temperatura ambiente), há uma semelhança na fórmula, e suas temperaturas de fusão e de ebulição são mais parecidas com as apre-

sentadas pela água, e não próximas às das substâncias que se formam por ligação iônica. Assim, podem sugerir que se formam por ligações covalentes. Espera-se que percebam que se trata de ligações entre átomos de elementos não-metais e que pertencem às mesmas famílias na tabela periódica (16 e 17). Podem prever que o CO será gás, ou achar que é um sólido de baixo ponto de fusão (como a água), mas, como alguns deles já têm conhecimento a respeito do monóxido de carbono (envenenamento por CO em locais de pouca ventilação, queima incompleta de combustíveis etc.), podem decidir pelo estado gasoso.

Quanto à eletronegatividade, devem perceber que os metais apresentam valores menores que a maioria dos não-metais, que é possível prever ligação iônica entre as famílias 1 ou 2 e as 16 ou 17, por exemplo. Também se espera o desenvolvimento de competências relativas a estabelecer relações e fazer previsões a partir da análise de dados.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS: UMA QUESTÃO DE QUEBRA E FORMAÇÃO DE LIGAÇÕES

Tempo previsto: 3 aulas.

Conteúdos e temas: ligação química; modelo explicativo para a transformação química; energia de ligação; modelo explicativo para transformações químicas exotérmicas e endotérmicas.

Competências e habilidades: empregar a linguagem química; interpretar a transformação química como a quebra e formação de ligações; compreender e identificar a energia envolvida na quebra e formação de ligações químicas; fazer previsões a respeito da energia envolvida numa transformação química.

Estratégias: aula expositiva dialogada; resolução de problemas; trabalho em grupo.

Recursos: texto; materiais de laboratório; roteiro experimental.

Avaliação: respostas às questões.

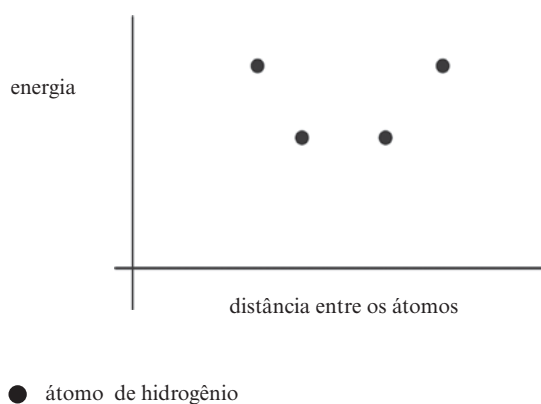
Esta Situação de Aprendizagem tem a finalidade de levar o aluno a outra compreensão da transformação química. Compreendida inicialmente, em nível macroscópico, como formação de um novo material, a partir das ideias de Dalton a transformação química pôde ser entendida, numa visão microscópica, como um rearranjo de átomos. Com a ideia de ligação química, a transformação pode ser entendida como quebra de ligações nos reagentes e formação de ligações novas entre os elementos para formar os produtos. Como a formação e a quebra de ligações envolvem energia, também será construída uma explicação para as transformações endotérmicas e exotérmicas, baseada no balanço energético das quebras e formações das ligações. Deve-se considerar que o tema exige abstração e, assim, é necessário cuidado para abordá-lo de maneira que os alunos percebam **se tratar de um modelo**, não sendo, portanto, uma cópia da realidade.

Atividade 3.1 – Entendendo a formação das substâncias do ponto de vista da energia

Nesta atividade, é muito importante que se tenha em mente a ideia alternativa que os alunos geralmente apresentam sobre a relação quebra de ligação–energia. Muitas vezes, os estudantes, erradamente, associam a quebra de ligação com liberação de energia, talvez numa aproximação com a ideia de que a “quebra” de alimentos fornece energia ao organismo. É comum, por exemplo, ouvir falar que a quebra do açúcar fornece energia na forma de ATP, significando, entretanto, não simplesmente a quebra das ligações entre os átomos constituintes da molécula da sacarose (ligações C-H, C-O, O-H), mas sim um processo metabólico cujo resultado líquido é a formação de ATP e de CO_2 . Assim, é importante que se esteja atento a essa possível

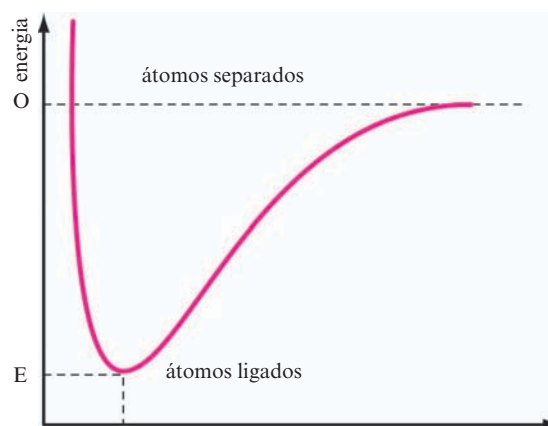
ideia alternativa no momento em que se está trabalhando a atividade.

O exercício pode ser iniciado pela retomada da questão da estabilidade das espécies, como foi anteriormente mencionado para o hidrogênio – isto é, a molécula H_2 é mais estável do que os átomos de H isolados –, e pela retomada da ideia de que uma ligação é resultante da maior atração entre as cargas positivas e negativas (núcleo-elétrons) em relação às repulsões entre as cargas positivas (núcleo-núcleo) e as negativas (elétron-elétron). Pode-se desenhar na lousa duas bolinhas separadas, representando átomos de hidrogênio, e mencionar que têm uma dada energia. A seguir, pode-se perguntar o que aconteceria, em termos das interações eletrostáticas: se os átomos de hidrogênio se aproximassem, a energia inicial seria maior ou menor? Pode-se, então, desenhar essa nova situação.



Variação de energia na aproximação de dois átomos.

A partir dessa discussão, a apresentação do gráfico de potencial fará sentido para o aluno (CA, “Atividade 1”, p. 37).



Energia versus distância internuclear.

No gráfico, a energia igual a zero representa os átomos separados. Estão representados a energia de ligação e o comprimento da ligação.

Você pode discutir o aumento de energia a partir de certa distância entre os átomos, sugerindo que as interações em virtude da repulsão entre os núcleos e entre os elétrons devem ser de mais intensidade do que as de atração entre as cargas opostas.

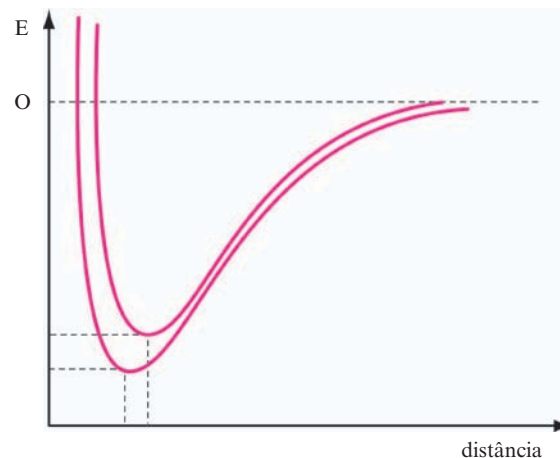
Ainda podem ser discutidos o significado do ponto E no gráfico e se esse valor é o mesmo para a formação de substâncias diferentes. Na formação do H_2 , a energia liberada, E, quando 1 mol de moléculas de H_2 é formado, é de 436 kJ/mol.

Pode ser problematizado o quanto de energia seria necessário para separar as espécies ligadas, ou seja, para quebrar a ligação.



A seguinte questão pode ser proposta para que se apliquem esses conhecimentos.

O ar é constituído de vários gases, entre eles o nitrogênio (N_2) e o oxigênio (O_2). É necessária uma quantidade de energia maior para separar os átomos de nitrogênio que compõem o N_2 do que para os átomos de oxigênio que compõem o O_2 . Admitindo que os átomos separados têm energia igual a zero, aponte, nas curvas apresentadas, qual deve ser a que corresponde à formação do N_2 e do O_2 . Justifique sua escolha e discuta com seus colegas suas justificativas.



Podem ser apresentados, também, dois exemplos de moléculas formadas por átomos diferentes, como mostrado a seguir.

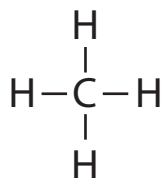
<p>NH_3 – amônia</p> $\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	<p>Energia da ligação N-H = 388 kJ/mol</p> <p>3 ligações N-H</p> <p>Energia liberada na formação de 1 mol de NH_3: $3 \times 388 = 1164$ kJ/mol</p> <p>Energia absorvida na quebra das ligações em 1 mol de NH_3: 1164 kJ/mol</p>
<p>C_2H_5OH – etanol</p> $\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ & \\ H & H \end{array}$	<p>Energia da ligação</p> <p>C-C = 348 kJ/mol</p> <p>C-H = 412 kJ/mol</p> <p>C-O = 351 kJ/mol</p> <p>H-O = 463 kJ/mol</p> <p>1 ligação C-C</p> <p>5 ligações C-H</p> <p>1 ligação C-O</p> <p>1 ligação H-O</p> <p>Energia liberada na formação ou absorvida na quebra das ligações de 1 mol de C_2H_5OH: $348 + 5 \times 412 + 351 + 463 = 3222$ kJ/mol</p>

Atividade 3.2 – Explicando a energia liberada na combustão

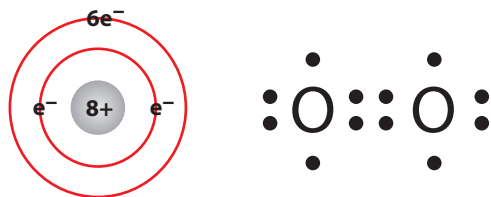
Para iniciar a atividade (CA, “Atividade 2”, p. 40), sugere-se que se retome a reação de combustão e se procure fazer com que os alunos a entendam em termos de quebras de ligação e formação de outras e que expliquem a liberação de energia nesse processo. Por exemplo, pode-se discutir a transformação entre metano e oxigênio.

O metano (CH_4) é gás à temperatura ambiente (ponto de fusão: -182 °C, ponto de ebulição: -161 °C), pouco solúvel em água e um dos principais constituintes do gás natural. Também é produzido na decomposição de matéria orgânica (biomassa). O metano é um dos gases que provocam o aumento do efeito estufa. Sua combustão fornece 212,8 kcal/mol.

Esta caixa de texto pode ser lida por um aluno. Você deve esclarecer que o modelo que explica a formação da molécula de metano admite que os quatro átomos de H se ligam ao átomo de carbono. Pode perguntar se essas ligações seriam covalentes (veja propriedades citadas e a posição dos elementos constituintes na tabela periódica). Se achar conveniente, pode discutir as ligações entre os átomos de oxigênio para formar a molécula O₂.



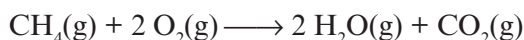
Metano



Oxigênio: 8 prótons, 8 elétrons



Dióxido de carbono



Pode-se conduzir a atividade dialogando por meio de perguntas ou preparar uma folha de trabalho para que tentem realizá-la autonomamente.

Como um modelo explicativo para a ocorrência da reação, pode-se supor que as ligações entre os átomos nos reagentes se quebram e se

reorganizam, formando outras ligações para resultar nos produtos. Admitindo esse modelo, pode-se perguntar aos alunos:

- ▶ Segundo esse modelo explicativo, quantas ligações C-H precisam ser quebradas no metano?
- ▶ Quantas ligações O-O precisam ser quebradas no O₂?
- ▶ Para quebrar essas ligações, é necessário o fornecimento de energia ou ocorre liberação de energia?
- ▶ As energias de ligação podem ser determinadas experimentalmente, e seus valores são conhecidos. Por exemplo, a energia da ligação formada entre C e H é 412 kJ/mol. Isso quer dizer que, para quebrar 1 mol de ligações C-H, é necessário o fornecimento de 412 kJ e que, quando 1 mol dessas ligações se forma, são liberados 412 kJ de energia. Para a quebra da ligação entre os átomos de oxigênio no O₂ são necessários 497 kJ. Quanto de energia deve ser fornecido para a quebra das ligações no metano e no oxigênio?

4 ligações C-H → 4 x 412 = 1648 kJ
Energia necessária na quebra das ligações de 1 mol de CH₄

1 ligação O=O → 497 kJ
Energia necessária na quebra das ligações de 1 mol de O₂

- Segundo esse modelo explicativo, são formadas duas ligações entre H e O (para formar H₂O) e duas ligações entre C e O (para formar CO₂) nos produtos. Os valores dessas

energias de ligação são H-O: 463 kJ/mol e C = O: 802 kJ/mol. Quanto de energia é liberado na formação de 1 mol de cada um dos produtos?

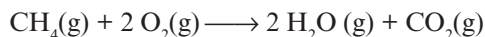
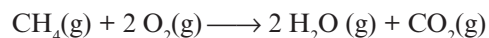
$$2 \text{ ligações O-H} \rightarrow 2 \times 463 = 926 \text{ kJ}$$

Energia liberada na formação de ligações de 1 mol de H₂O

$$2 \text{ ligações C=O (no CO}_2) \rightarrow 2 \times 802 = 1604 \text{ kJ}$$

Energia liberada na formação de ligações de 1 mol de CO₂

- Representando esses valores na equação química:



Ligações rompidas nos reagentes:

4 mols de ligações C-H
2 mols de ligações O = O

Ligações formadas nos produtos:

4 mols de ligação O-H
2 mols de ligação C = O

Energia envolvida na quebra ou formação das ligações:	1648 kJ/mol + 994 kJ/mol (quebra)	1852 kJ/mol + 1604 kJ/mol (formação)
-------------------------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------------

Energia necessária:	2642 kJ
---------------------	---------

Energia liberada:	3456 kJ
-------------------	---------

Saldo de energia: energia liberada – energia fornecida: 3456 – 2642 = 814 kJ

Liberação de 814 kJ/mol de metano

- Com base nesse modelo explicativo de transformação química, isto é, entendendo a transformação como quebra e formação de ligações em que há envolvimento de energia, podemos explicar por que a reação de combustão do metano é exotérmica?

Se achar conveniente, pode introduzir o sinal negativo para representar a energia liberada. Dessa maneira, o saldo energético deve ser calculado como soma das energias fornecida e liberada ($E_{\text{quebra}} + (-E_{\text{formação}})$).

$$2642 + (-3456) = -814 \text{ kJ/mol}$$

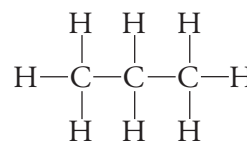
Uma síntese pode ser feita retomando desde o aspecto fenomenológico – ou seja, aquele observável na transformação que ocorre entre os gases metano e oxigênio, o calor liberado, a representação da transformação por meio da equação química e sua interpretação em termos das proporções entre as espécies reagentes e os produtos formados – até os aspectos microscópicos – ou seja, o modelo que explica a formação das ligações e a transformação química como quebra e formação de ligações envolvendo energia. Para finalizar, sugere-se questionar se esse modelo explica também as transformações endotérmicas (quando a energia necessária para a quebra de ligações é maior do que a liberada na formação das ligações).

É importante a aplicação dos conhecimentos construídos a outra situação. Por exemplo, peça que expliquem a energia liberada na queima do propano, um dos componentes do GLP.

Se você pretender dar outras questões, apresenta-se, a seguir, uma tabela com valores de energia de ligação.

Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm*			
Ligação	Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm (kJ/mol)	Ligação	Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm (kJ/mol)
H-H	436	C = O (CO ₂)	802
O = O	497	C-O	351
H-O	463	H-Cl	432
C-C	348	H-N	388
H-C	412	Cl-Cl	242
H-I	297	F-F	154

* Consulte o CA, Lição de Casa e “Desafio!”, pp. 39 e 40.



1. Escreva a equação que representa a queima do propano.
2. Considerando a queima de 1 mol de propano, calcule a energia necessária para a quebra das ligações nos reagentes. (Energia da ligação C-C = 348 kJ/mol.)
3. Calcule a energia liberada na formação das ligações dos produtos.
4. Calcule o saldo energético. O valor encontrado explica o fato da transformação ser exotérmica?

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 3

Espera-se que os alunos compreendam a transformação do ponto de vista energético. Assim, na questão proposta sobre as curvas no gráfico (CA, questão 2, p. 38), devem perceber que a formação da molécula de nitrogênio libera mais energia que a de oxigênio; portanto, a curva que apresenta a maior variação de energia corresponde à formação da molécula do nitrogênio.

Espera-se que eles apliquem os conhecimentos construídos sobre o modelo de quebra e formação de ligações desenvolvido para explicar a transformação química na combustão do propano. Embora o raciocínio seja muito próximo ao empregado no entendimento da reação entre metano e oxigênio, é importante refazer os passos, de maneira a facilitar a interação desses novos conhecimentos com os que já têm e dar oportu-

nidade para que suas dúvidas possam aflorar. Na questão 1 (CA, p. 41), da combustão do propano, espera-se que indiquem que devem ser quebradas duas ligações C-C, oito C-H e cinco O = O, $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 H_2O(g) + 3 CO_2(g)$, havendo necessidade de 6477 kJ ($5 \times 497 + 2 \times 348 + 8 \times 412$). Daí são formadas oito ligações H-O e seis C = O, com a liberação de 8516 kJ ($8 \times 463 + 6 \times 802$). Devem explicar que a energia liberada é maior do que a absorvida e, portanto, a reação é exotérmica. Espera-se que eles expressem a ideia de que a transformação química pode ser entendida como quebra e formação de ligação, sendo necessária energia para que ocorra a ruptura da ligação e liberação de energia na formação da ligação. Devem, ainda, reconstruir seu entendimento sobre a transformação química, desde uma visão fenomenológica até a visão microscópica apresentada nesta atividade, e, assim, perceber a natureza dinâmica da ciência, a transformação de ideias.

SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4 REPRESENTANDO A ENERGIA ENVOLVIDA NAS TRANSFORMAÇÕES: O USO DE DIAGRAMAS DE ENERGIA

Esta Situação de Aprendizagem complementa a anterior, introduzindo uma maneira de representar a variação de energia nas

transformações químicas (CA, “Questão para a sala de aula”, p. 42).

Tempo previsto: 1 aula.

Conteúdos e temas: diagramas de energia; calor de reação; reação endotérmica e exotérmica.

Competências e habilidades: fazer uso da linguagem química; compreender, utilizar e saber construir gráficos de energia.

Estratégias: aula dialogada; resolução de problemas.

Recursos: texto; experimento.

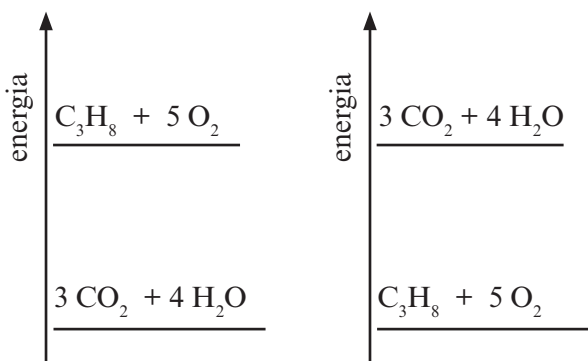
Avaliação: exercícios resolvidos; elaboração de texto.

Para iniciar a atividade, você pode retomar a combustão do propano, apresentando a equação dessa transformação e perguntando como poderia ser representada a variação de energia que acontece nessa transformação.

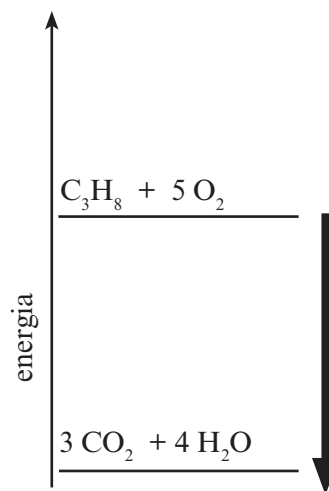


Relembre que na queima do propano há liberação de 2446 kJ/mol (valor experimental; o calculado por meio das energias de ligação foi de 2039 kJ/mol) de propano. É interessante comentar que o valor calculado por meio das energias de ligação é um valor teórico, em que são utilizados valores médios de energias de ligação a uma dada temperatura, e, por isso, não é exatamente igual ao valor experimental.

Peça aos alunos que discutam se a energia dos reagentes deve ser maior ou menor que a dos produtos, lembrando que há liberação de calor nessa transformação. Pode apresentar duas possibilidades de representação da energia envolvida e pedir a eles que argumentem a favor de uma ou de outra.



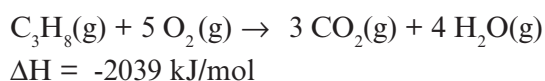
Decidido o diagrama, pode-se, finalmente, representar a energia liberada desenhando uma seta e pedir que expliquem a representação feita.



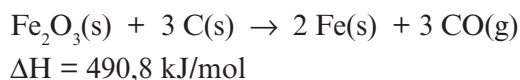
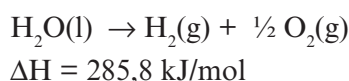
Pode, também, pedir que eles representem o valor do calor de combustão na figura, reelaborando o conceito de calor de combustão como a variação de energia na queima de 1 mol de uma substância, ou seja, a diferença de energia entre produtos e reagentes. Pode, ainda, introduzir o sinal negativo para representar a liberação de energia, expressando-a, no caso da combustão do propano, como -2039 kJ/mol. A extrapolação do conceito de variação de energia para outras reações que não a de combustão pode ser feita utilizando a ideia de calor de reação.

Pode apresentar, se achar conveniente, o termo entalpia, utilizado para expressar variações de energia que acontecem à pressão constante. A entalpia (H) pode ser determinada a partir dos estados inicial e final de um sistema. Medindo-se a variação de temperatura desse sistema antes da reação e quando a reação se

completa, sem que haja perda de calor ou que esta seja mínima, pode-se calcular o calor envolvido na transformação, ou seja, a entalpia da reação. Assim, o calor de combustão do propano pode ser representado como variação de entalpia (ΔH):



Para problematizar as reações endotérmicas, pode-se solicitar aos alunos que façam uma representação da variação de energia de transformações químicas que acontecem com absorção de energia, como, por exemplo (CA, “Desafio!”, p. 43):



Para avaliação da aprendizagem, você pode fazer a síntese dessa atividade com os alunos (CA, “Atividade-síntese”, p. 43), ou pedir que eles a façam. Nesse caso, pode apresentar algumas questões e pedir que a classe, em grupos, elabore um texto que englobe as respostas:

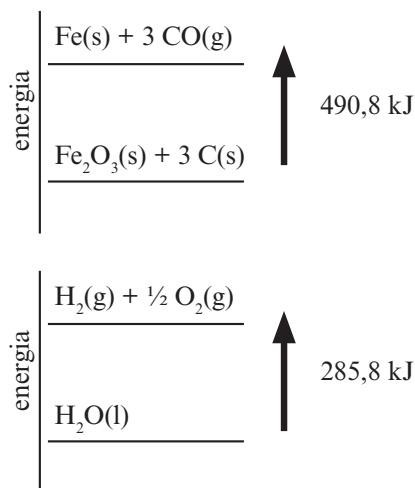
1. Como se pode explicar o envolvimento de energia numa transformação química?
2. Como se podem relacionar formação e quebra de ligação à energia?

3. Considerando essas ideias, como se pode explicar que certas transformações químicas liberam energia e outras absorvem energia?
4. Qual o significado de calor de uma reação? Como se pode expressá-lo?
5. Qual o significado do sinal negativo que precede o valor de ΔH ?

O texto elaborado, ou partes do texto de um grupo, pode ser colocado na lousa, e os outros grupos podem propor modificações e complementações, chegando a um texto final. A síntese, realizada desta maneira, contribui para o desenvolvimento de competências relacionadas à comunicação, exigindo que o aluno mobilize ideias para sistematizar as informações e utilize a linguagem própria da Química.

Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 4

Espera-se que os alunos compreendam a representação gráfica e que saibam interpretar por essa representação uma transformação química exotérmica e endotérmica, atribuindo maior energia aos reagentes do que aos produtos, nas exotérmicas, e maior energia aos produtos, no caso das endotérmicas. Espera-se que sejam capazes de construir um esquema para representar o envolvimento de energia nas transformações endotérmicas, como o mostrado a seguir (CA, “Desafio!”, p. 43).



A síntese sugerida (CA, p. 43) pode ser uma atividade bastante importante para o

professor reconhecer as dúvidas que os alunos podem ter e os conceitos que formaram, além de possibilitar o desenvolvimento de competências da escrita e de integrar conhecimentos.

Sugestão de experimento

A seguir, há uma sugestão de experimento que permite a aplicação dos conhecimentos elaborados. Pode ser realizado como atividade extra ou um projeto de recuperação. Esta atividade exige a sua supervisão. Recomenda-se o uso de óculos de segurança.

Queima de combustíveis*

Objetivo

Comparar o poder calorífico de alguns combustíveis.

Materiais e reagentes

- ▶ 1 latinha de refrigerante;
- ▶ água;
- ▶ 1 lamparina;
- ▶ querosene ou etanol;
- ▶ 1 rolha furada;
- ▶ pedaços de arame;
- ▶ 1 termômetro;
- ▶ 1 suporte universal;
- ▶ 1 argola;
- ▶ 1 mufa;
- ▶ fósforos de segurança;
- ▶ 1 béquer de 250 mL;
- ▶ balança.

Procedimento

- ▶ Medir, com o béquer, 200 mL de água e transferir para a latinha de refrigerante.
- ▶ Adaptar o termômetro à rolha furada e colocar na latinha, de modo que o bulbo do termômetro esteja a uma altura equivalente à metade da altura da água contida na latinha.
- ▶ Montar como no esquema:



Samuel Silva

* Consulte o CA, p. 43.

- ▶ Colocar o etanol na lamparina.
- ▶ Medir a massa do conjunto lamparina + combustível.
- ▶ Medir a temperatura inicial da água.
- ▶ Acender a lamparina e colocá-la sob a lata contendo a água com a maior proximidade possível.
- ▶ Apagar a lamparina quando a temperatura da água chegar a 90 °C. Caso esse valor seja ultrapassado, anote a temperatura que foi alcançada.
- ▶ Esperar o conjunto lamparina + combustível esfriar e medir sua massa novamente.
- ▶ Repetir o procedimento com um dos outros combustíveis.

Sugestão para a análise de dados*

Uma tabela como a que segue pode ser construída para registrar os dados coletados.

Combustível	Massa inicial (g)	Massa final (g)	Massa de combustível que reagiu (g)	Temperatura inicial da água (°C)	Temperatura final da água (°C)	Varição de temperatura (°C)

É preciso calcular a massa de combustível utilizada para aquecer a massa de água, assim como a variação de temperatura. (Como se fixou uma dada temperatura, 90 °C, espera-se que a variação de temperatura seja igual para os dois combustíveis, o que facilita a comparação dos calores de combustão.)

Os alunos devem perceber que a massa da água e a variação de temperatura são constantes. Você pode sugerir a eles que, com base nas massas consumidas dos combustíveis, apontem qual dos dois combustíveis forneceu maior quantidade de calor por grama. O de menor massa consumida é o que fornece maior quantidade de calor por grama. Outra pergunta pode ser: *Qual deles apresenta calor de combustão maior?*

Eles podem fazer considerações sobre os diferentes fatores que devem ser levados em conta na escolha de um combustível, sendo o calor de combustão um deles, mas não o único.

* Consulte o CA, p. 44.

PROPOSTAS DE SITUAÇÃO DE RECUPERAÇÃO

É muito importante que o aluno compreenda o modelo de átomo nuclear, reconhecendo a relação existente entre certas propriedades que a matéria manifesta (condutibilidade elétrica e radioatividade) e as ideias construídas na tentativa de explicar tais propriedades.

Também é importante que ele compreenda a ligação química como uma série de interações eletrostáticas, das quais resultam transferência ou compartilhamento de elétrons, reconhecendo as ligações covalentes, iônicas e metálicas e relacionando-as às propriedades das substâncias.

Na Situação de Aprendizagem 2, Atividade 2.2, foi proposta uma ampliação que pode ser utilizada em um trabalho de recuperação,

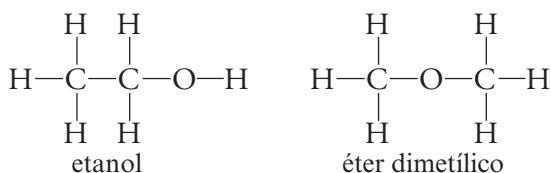
pois é pedido que escolham uma substância e procurem informações sobre o tipo de ligação existente entre os elementos que a constituem e suas propriedades. As fontes de informação a que se pode recorrer são internet, livros de Química Inorgânica, dicionários de Química e livros como o *Merck Index*.

O experimento proposto na Situação de Aprendizagem 4 pode, igualmente, ter a finalidade de revisão de conceitos, uma vez que envolve conceitos de calor de combustão, energias de ligação etc.

Uma atividade muito interessante para que se revejam os conceitos de energia de ligação é apresentada a seguir.

Reconhecendo a estrutura de uma substância – álcool ou éter?

Tanto o etanol quanto o éter dimetílico são compostos pelas mesmas quantidades de C, H e O, apresentando a fórmula molecular C_2H_6O . As estruturas de cada um deles estão representadas a seguir.



1. Escreva a equação da reação que representa a combustão dessas substâncias.
2. O calor de combustão de uma dessas substâncias é 1410 kJ/mol, e o da outra é 1454 kJ/mol. Utilizando os valores de energia média de ligação, identifique qual desses valores é o de combustão do etanol e qual é o do éter.

$$\begin{array}{ll} E(\text{O-H}) = 463 \text{ kJ/mol} & E(\text{C-H}) = 412 \text{ kJ/mol} \\ E(\text{C-C}) = 348 \text{ kJ/mol} & E(\text{C-O}) = 351 \text{ kJ/mol} \end{array}$$

A seção “Você aprendeu?”, do CA, p. 46, traz uma série de exercícios envolvendo os conceitos tratados neste Caderno.

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

AMBROGI, A.; VERSOLATO, E.; LISBOA, J. C. F. *Unidades modulares de Química: unidade II*. CECISP/FUNBEC/SEESP. São Paulo: Gráfica Ed. Hamburgo Ltda., 1987. Trata-se de um livro (um projeto de ensino) em que um dos capítulos aborda as reações de combustão como fontes de energia. O experimento sobre a queima de combustíveis é apresentado como um exemplo a partir do qual são desenvolvidos os conceitos relacionados a esse tema.

ESPERIDIÃO, Y. M.; LIMA, N. C. S. A. *Química: dos experimentos às teorias*, v. 2. São Paulo: Cia. Ed. Nacional, 1977, p. 41-4.

FERNANDEZ, C.; MARCONDES, M. E. R. Concepções dos estudantes sobre ligação química. *Química Nova na Escola*, v. 24, nov. 2006, p. 20-4. Este artigo discute algumas das dificuldades conceituais dos estudantes sobre os modelos de ligação química.

JUSTI, R. S. A afinidade entre as substâncias pode explicar as reações químicas? *Química Nova na Escola*, v. 7, maio. 1998, p. 26-9. Este artigo apresenta uma abordagem histórica do conceito de afinidade e relaciona-

às concepções que os alunos, muitas vezes, apresentam sobre a ocorrência das transformações químicas.

MORTIMER, E. F.; MOL, G.; DUARTE, L. P. Regra do octeto e teoria da ligação química no ensino médio: dogma ou ciência? *Química Nova On-line*, v. 17, n. 3, 1994. Disponível em: <<http://quimicanova.s bq.org.br/qn/qnol/1994/vol17n3/index.htm>>. Acesso em: 10 fev. 2009. Este artigo discute as respostas dadas por estudantes na resolução de uma questão de vestibular sobre a formação de NaCl, em que é questionada a formação dos íons e o uso da regra do octeto na explicação dessa formação.

NUFFIELD FOUNDATION. *Química: coleção de experimentos*. Barcelona/Buenos Aires/México: Ed. Reverté S.A., 1971, p. 356-7.

RIVED (Rede Internacional Virtual de Educação), MEC. *Estrutura atômica*. Disponível em: <http://ciencias.huascar.edu.pe/modulos_brasil/quimica/estrutura_atom/index.htm>. Acesso em: 10 fev. 2009. Trata-se de um módulo sobre a estrutura atômica, com animações e materiais complementares para os professores.