



ensino médio  
**3ª 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 Padua

Coordenadora de Estudos e Normas Pedagógicas  
Valéria de Souza

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

Coordenador de Ensino do Interior  
Rubens Antonio Mandetta

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

### EXECUÇÃO

Coordenação Geral  
Maria Inês Fini

Concepção  
Guiomar Namó de Mello  
Lino de Macedo  
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, Fabíola Bovo Mendonça, Felipe Bandoni de Oliveira, Lucilene Aparecida Esperante Limp, Maria Augusta Querubim Rodrigues Pereira, Olga Aguiar Santana, Paulo Roberto da Cunha, Rodrigo Venturoso Mendes da Silveira e Solange Soares de Camargo

Ciências: Ghisleine Trigo Silveira, Cristina Leite, João Carlos Miguel Tomaz Micheletti Neto, Julio César Foschini Lisboa, 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 Piassi, Marcelo de Carvalho Bonetti, Maurício Pietrocola 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 Penteado 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 Pietropaulo e Walter Spinelli

#### Caderno do Gestor

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

#### Equipe de Produção

Coordenação Executiva: Beatriz Scavazza

Assessores: Alex Barros, 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 Pietropaulo, 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 Murrice

Edição e Produção Editorial: Conexão Editorial, Edições Jogo de Amarelinha, Jairo Souza Design Gráfico e Occy 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 - 3ª 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 Penteado Lamas, Yvone Mussa Esperidião. – São Paulo : SEE, 2009.

ISBN 978-85-7849-301-1

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

CDU: 373.5:54

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 10**

Situação de Aprendizagem 1 – Composição das águas naturais e usos da água doce 10

Situação de Aprendizagem 2 – Entendendo a escala de pH 14

Situação de Aprendizagem 3 – Como saber as quantidades de produtos e de reagentes que coexistem em equilíbrio químico 24

Situação de Aprendizagem 4 – Influência das variações de temperatura e pressão em sistemas em equilíbrio químico 34

Situação de Aprendizagem 5 – Como o ser humano usa a água do mar para a sua sobrevivência? 38

Questões para avaliação 58

Propostas de Situação de Recuperação 60

Recursos para ampliar a perspectiva do professor e do aluno para a compreensão do tema 61

**Considerações finais 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 5ª a 8ª 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

## Hidrosfera como fonte de materiais

**Nome da disciplina:** Química

**Área:** Ciências da Natureza e suas Tecnologias

**Etapa da educação básica:** Ensino Médio

**Série:** 3ª

**Período letivo:** 2º bimestre de 2009

**Temas e conteúdos:** Hidrosfera como fonte de materiais úteis ao ser humano

- Como o ser humano utiliza a água doce
- Acidez e basicidade nas águas naturais: conceito de Arrhenius, definição operacional de pH e reações de neutralização
- Força de ácidos e bases: significado da constante de equilíbrio químico e sua relação com o pH
- Perturbações do estado de equilíbrio químico: influência da pressão, da temperatura e das concentrações das espécies envolvidas
- Como o ser humano utiliza a água salgada
- Indústria do sal: cloreto de sódio
- Indústria cloro-álcali
- Dessalinização da água do mar (osmose reversa e destilação)

## **O**RIENTAÇÃO SOBRE OS CONTEÚDOS DO BIMESTRE

Caro(a) professor(a),

Neste 2º bimestre da 3ª série serão propostas atividades que permitam aos alunos compreender melhor o mundo em que vivem usando conhecimentos químicos. O tema da 3ª série é “Como o ser humano usa o meio ambiente – hidrosfera, biosfera e atmosfera – para extrair materiais úteis à sua sobrevivência”. No 1º bimestre, para que a atmosfera pudesse ser entendida como fonte de materiais, foram analisados métodos industriais de separação dos gases atmosféricos, assim como a utilização do nitrogênio no processo industrial de síntese da amônia. Conceitos relacionados à cinética e ao equilíbrio químico foram estudados para que processos industriais, como a produção de amônia, pudessem ser entendidos e avaliados segundo perspectivas históricas, sociais e econômicas.

O foco de estudo neste bimestre recairá sobre a hidrosfera como fonte de recursos para a sobrevivência humana aprofundando os conhecimentos já trabalhados na 2ª série. Para tanto, serão estudadas algumas maneiras de utilização da água. Este material é, portanto, um recurso que procura permitir que os alunos, ao refletirem sobre os usos das águas salgadas e doces como recursos naturais, aprendam Química e desenvolvam habilidades procedimentais e atitudinais que os instrumentem a avaliar situações de vida e tomar decisões que também considerem um bem comum maior.

Nesta proposta, a avaliação da qualidade da água doce será feita levando-se em conta suas propriedades e os usos a que se destina: consumo humano, consumo animal, irrigação e usos industriais. Será estudado como se pode estimar a acidez da água por meio do pH, que é uma maneira de determinar a concentração hidrogeniônica de uma solução, sem precisar recorrer a números fornecidos pelas constantes de equilíbrio químico. O termo pH, frequentemente mencionado na mídia, tem significado químico limitado para os alunos, que normalmente valorizam apenas o pH neutro, desconhecendo, por exemplo, a importância do controle da acidez no sistema produtivo. Por esse motivo, este parâmetro será usado como desencadeador do estudo quantitativo do equilíbrio químico, ou seja, como se pode saber a quantidade de produto formado em uma determinada reação reversível, em dadas condições de pressão e temperatura. Será também estudado como a adição de solutos pode modificar o pH da água, acidificando-a, alcalinizando-a ou neutralizando-a.

No 1º bimestre foi apresentada a ideia de que as quantidades relativas de reagentes e de produtos que coexistem em equilíbrio químico mudam de acordo com as condições de pressão e de temperatura. Essas ideias serão retomadas e ampliadas levando-se em conta agora aspectos quantitativos.

Para entender como o ser humano extrai materiais úteis da água do mar, serão retomados

processos industriais que exigem conhecimentos anteriormente estudados, como a solubilidade de sais (para o estudo de suas separações) e a eletrólise (para a obtenção do hidróxido de sódio, do sódio metálico e dos gases hidrogênio e cloro). O entendimento da obtenção do carbonato de sódio pelo processo Solvay dependerá da compreensão do conceito de solubilidade (já estudado na 2ª série) e da influência da modificação da concentração em um equilíbrio químico. No caso, será estudada a perturbação no equilíbrio estabelecido a partir da dissolução do gás carbônico ( $\text{CO}_2(\text{aq})$ ) em água.

Ao final deste bimestre, os alunos poderão reconhecer o ambiente – em especial a hidrosfera – como fonte de materiais e de vida, além de entender como os conhecimentos químicos estão presentes no desenvolvimento dos processos de extração e transformação de materiais da natureza. Pretende-se, com este estudo, oferecer subsídios para facilitar a formação de indivíduos que saibam usar conhecimentos adquiridos na escola para entender o mundo onde vivem e que considerem a preservação do ambiente como fundamental para a manutenção da vida.

Poderão ser desenvolvidas competências e habilidades tais como:

- ▶ construir os conceitos de equilíbrio químico e de constante de equilíbrio para estimar o rendimento de transformações químicas reversíveis e para entender como perturbações externas – mudanças de pressão, de temperatura e de concentrações – podem modificar sistemas em equilíbrio químico;
- ▶ a partir de equações químicas, escrever a expressão da constante de equilíbrio químico, reconhecendo as espécies químicas que coexistem no sistema em equilíbrio;
- ▶ selecionar, organizar, relacionar e interpretar dados e informações representados em textos, tabelas, gráficos, esquemas e figuras para entender os processos produtivos relacionados à extração de materiais da hidrosfera e os conhecimentos químicos neles envolvidos;
- ▶ relacionar informações obtidas através de observações diretas e de textos descritivos referentes às propriedades específicas da água doce e salgada, para construir argumentações consistentes sobre sua importância;
- ▶ refletir sobre os custos e benefícios envolvidos na obtenção e no uso de recursos provenientes da hidrosfera para avaliar escolhas individuais e coletivas.

Sugerimos a realização de experimentos, leitura de textos, interpretação de esquemas, tabelas e fluxogramas, exercícios e aulas expositivo-dialogadas e recomendamos o uso do material *Química e sobrevivência* (comentário na página 61) como estratégias de ensino para este 2º bimestre.

O processo de ensino-aprendizagem poderá ser avaliado por meio da participação e do interesse demonstrado e das respostas aos exercícios e atividades propostos.

# SITUAÇÕES DE APRENDIZAGEM

## SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1 COMPOSIÇÃO DAS ÁGUAS NATURAIS E USOS DA ÁGUA DOCE

Esta Situação de Aprendizagem tem a função de retomar os conhecimentos já discutidos no 1º bimestre da 2ª série sobre os usos que o ser humano faz da água doce,

enfocando as características necessárias da água para cada fim. Este assunto será retomado para discutir o pH, um dos critérios de potabilidade da água.

**Tempo previsto:** 1 aula.

**Conteúdos e temas:** distribuição de água no planeta; características da água doce para diferentes formas de consumo.

**Competências e habilidades:** interpretar dados apresentados em tabelas relativos à disponibilidade de água no planeta e à qualidade e usos de águas.

**Estratégias:** discussão desencadeada por perguntas e análise de tabelas.

**Recursos:** dados tabelados e questões.

**Avaliação:** respostas às questões e atividades propostas.

### Desenvolvimento da Situação de Aprendizagem 1

O estudo poderá ser problematizado por meio de uma discussão desencadeada por perguntas sobre como o ser humano usa a água doce e quais características ela deve apresentar para ser apropriada a diferentes finalidades.

- Que tipo de água você bebe? Como é utilizada a água na sua casa? Pense nos alimentos que você consome. Você acha que foi

necessário o uso de água para que eles chegassem à sua mesa? Pense nestes usos da água: abastecimento doméstico, irrigação, dessedentação (saciar a sede) de animais, recreação e lazer, abastecimento industrial e transporte. Será que toda água utilizada para essas funções deve apresentar as mesmas características?

A discussão dessa última questão pode ser facilitada com perguntas como:

*Você nadaria no trecho do Rio Tietê que corta a cidade de São Paulo<sup>1</sup>? Você andaria de barco nesse mesmo trecho do Rio Tietê? Você tomaria água de uma fonte desconhecida que apresentasse turbidez? Você tomaria água de uma fonte desconhecida, mas que apresenta-*

*se água transparente, inodora e sem detritos aparentes?*

Então, pode ser proposta a atividade a seguir (também presente no CA, p. 3), a partir da apresentação do quadro abaixo.

Relação entre usos da água e sua qualidade		
Uso geral	Uso específico	Qualidade requerida
Abastecimento doméstico		Isenta de substâncias químicas prejudiciais à saúde. Isenta de organismos prejudiciais à saúde. Baixa agressividade e baixa dureza <sup>2</sup> . Esteticamente agradável (baixa turbidez, ausência de cor, sabor e odor; ausência de microrganismos).
Abastecimento industrial	A água é incorporada ao produto final (ex.: bebidas, remédios).	Isenta de substâncias químicas prejudiciais à saúde. Isenta de organismos prejudiciais à saúde. Esteticamente agradável (baixa turbidez, ausência de cor, sabor e odor). Baixa agressividade e baixa dureza.
	A água entra em contato com o produto.	Variável de acordo com o produto final.
	A água não entra em contato com o produto final (ex.: refrigeração, caldeiras).	Baixa dureza. Baixa agressividade.
Irrigação	Hortaliças e produtos ingeridos crus ou com casca.	Isenta de substâncias químicas prejudiciais à saúde. Isenta de organismos prejudiciais à saúde. Salinidade não excessiva.
	Demais plantações.	Isenta de substâncias químicas prejudiciais ao solo e às plantações. Salinidade não excessiva.
Dessedentação de animais		Isenta de substâncias químicas prejudiciais à saúde dos animais. Isenta de organismos prejudiciais à saúde dos animais.

<sup>1</sup> No caso de escolas fora da cidade de São Paulo, o professor pode escolher um rio ou lago que seja bastante poluído.

<sup>2</sup> Dureza refere-se ao teor de íons cálcio e magnésio dissolvidos; agressividade refere-se à capacidade de corroer materiais.

Uso geral	Uso específico	Qualidade requerida
Preservação da flora e da fauna		Variável de acordo com os requisitos ambientais.
Recreação e lazer	Contato primário (ex.: natação, esqui, surfe).	Isenta de substâncias químicas prejudiciais à saúde. Isenta de organismos prejudiciais à saúde. Baixos teores de sólidos em suspensão, óleos e graxas.
	Contato secundário (ex.: velejar).	Aparência agradável.
Geração de energia	Usinas hidrelétricas.	Baixa agressividade.
	Usinas nucleares ou termelétricas (ex.: torres de resfriamento).	Baixa dureza e baixa agressividade.
Transporte		Baixa presença de materiais flutuantes que possam pôr em risco as embarcações.
Diluição de esgotos e outros efluentes		

Relação entre usos da água e sua qualidade. Extraída de: *Química e sobrevivência: hidrosfera – fonte de materiais*. Livro do aluno. GEPEQ. São Paulo: Edusp, 2005, p. 127.

Analise as informações apresentadas no quadro e responda às questões:

1. A água usada para os diversos fins mencionados precisa ter a mesma qualidade?
2. Você acha que usamos a água racionalmente em nossas residências? Por exemplo, deveríamos usar a mesma água para dar uma descarga e para cozinhar?
3. Você acha que seria possível reutilizar uma parte da água que consumimos em nossas residências? Como?

Ao responder à questão 1, os alunos devem perceber que os diferentes usos da água demandam diferentes critérios de qualidade. Ao responder às questões 2 e 3, devem concluir

que a água utilizada para cozinhar exige padrões de qualidade mais específicos do que a utilizada para descargas e que, para este segundo fim, poderia ser utilizada a água de reúso (por exemplo, a água anteriormente utilizada para lavar roupas). Desta maneira, pode ser levantada a ideia de que modificações na rede de esgoto doméstico, que permitam reúso de água, são importantes para seu uso racional.

Após a discussão e correção dessas questões, pode-se dar início ao estudo de pH, que será desenvolvido na próxima Situação de Aprendizagem, com a seguinte questão desencadeadora:

- A recomendação do Ministério da Saúde é de que o pH na água distribuída deva estar na faixa de 6,0 a 9,5. O que é pH? Você já ouviu falar de pH? (CA, questão 4, p. 5.)

### Atividade extra – Sugestão para projeto interdisciplinar\*

Caso você deseje, a tabela abaixo pode servir para desencadear o desenvolvimento de um projeto interdisciplinar com Geografia, Física, Matemática, História e Biologia, que investigue a distribuição de água entre os povos da Terra, o consumo de água *per capita* nos diferentes países do mundo e nas diferentes regiões desses países, as relações entre PIB e quantidade de água tratada por habitante, o tratamento de água, o custo do tratamento e da distribuição de água em São

Paulo, o custo do tratamento de esgotos domésticos, industriais e rurais, as alternativas para tratar a água para consumo humano, o custo para obtenção de água a partir da água do mar e o tempo de residência da água (ciclo). Uma outra discussão bastante polêmica no momento é a transposição do Rio São Francisco. Quais são as obras previstas, os pareceres técnicos (prós e contras) sobre os possíveis impactos ambientais e sociais, os custos e benefícios ambientais, sociais e econômicos, outras opções existentes além da transposição e a história do projeto.

Localização da água	Volume (km <sup>3</sup> )	% em relação à água não oceânica	% em relação à água total do planeta
Gelo polar e geleiras	29 x 10 <sup>6</sup>	75	2
Água subterrânea a profundidades até cerca de 800 m	4,2 x 10 <sup>6</sup>	11	0,3
Água subterrânea a profundidades entre cerca de 800 m e 4000 m	5,3 x 10 <sup>6</sup>	13,6	0,4
Lagos, rios e umidade do solo	156 x 10 <sup>3</sup>	0,39	0,01
Atmosfera	13 x 10 <sup>3</sup>	0,035	0,00094
Total em reservatórios não oceânicos	39 x 10 <sup>6</sup>		2,9
Reservatório oceânico	1350 x 10 <sup>6</sup>		97,2
Total de água no planeta	1389 x 10 <sup>6</sup>		

► Pense nas calotas polares. Elas estão próximas aos locais onde os seres humanos habitam? A tabela acima informa a distribuição da água no planeta Terra. Quanto da água disponível pode ser usada para os diferentes fins acima discutidos?

Com esta pergunta, pretende-se que os alunos analisem quais localidades podem oferecer água

utilizável. Geleiras, por exemplo, podem oferecer água doce utilizável, mas estão muito distantes dos locais onde os seres humanos habitam, e águas subterrâneas muito profundas nem sempre podem ser exploradas. Neste momento, o que se deseja é a percepção de que, se forem somadas todas as águas utilizáveis, excluindo-se as geleiras e as águas subterrâneas, a quantidade de água não chega a 0,012% da água total do planeta.

\* Consulte o CA, Lição de Casa, p. 5.

## Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 1

Nesta Situação de Aprendizagem, os alunos deverão refletir sobre os usos que o ser humano faz da água, bem como a qualidade requerida para cada uso. Espera-se

que esta reflexão, assim como a observação do trabalho e dos custos envolvidos no processo de tratamento de água para o abastecimento doméstico, permita que a água doce seja revalorizada e, eventualmente, que os alunos desenvolvam atitudes de consumo mais responsáveis.

## SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2 ENTENDENDO A ESCALA DE pH

Considerando a ideia de que a água pura, a 25 °C, apresenta-se neutra e com pH igual a 7, será discutido o significado do parâmetro pH, assim como sua utilização na identificação da acidez ou basicidade de soluções, sen-

do também introduzida a definição de ácidos e bases segundo Arrhenius. O conceito de neutralização será estudado para ácidos e bases com graus de dissociação iônica próximos de 100%.

**Tempo previsto:** 4 aulas.

**Conteúdos e temas:** definição de pH e a importância de seu controle – condutibilidade elétrica e autoionização da água; produto iônico da água – como explicar o  $\text{pH} = 7$ ; conceito de equilíbrio químico; autoionização da água – explicações no nível microscópico; acidificação e alcalinização da água; transformações de neutralização entre ácidos e bases fortes – formação de sais.

**Competências e habilidades:** ler e interpretar textos referentes à importância do controle de pH no sistema produtivo; estabelecer relações entre os conhecimentos químicos de pH e as ideias de Arrhenius; entender o processo de autoionização da água em nível microscópico; compreender, nos níveis macroscópico e microscópico, qualitativo e quantitativo, que a adição de solutos pode modificar o pH da água.

**Estratégias:** discussões desencadeadas por perguntas, análise de textos, tabelas, esquemas, e exercícios.

**Recursos:** textos, tabelas, questões e esquemas.

**Avaliação:** respostas às questões, atividades e participação em sala de aula.

## Desenvolvimento da Situação de Aprendizagem 2

Para que se entenda a relevância do estudo da acidez e da basicidade da água, o estudo é desencadeado por meio da leitura de peque-

nos textos que usam o parâmetro pH como medida da acidez da água.

Em um segundo momento, é apresentada aos alunos a ideia de que, a 25 °C, valores de pH abaixo de 7 indicam soluções ácidas; valo-

res de pH iguais a 7 indicam soluções neutras; e valores de pH acima de 7 indicam soluções alcalinas (ou básicas). A explicação, no nível microscópico, do valor 7 como indicativo de neutralidade é dada em função do equilíbrio dinâmico da autoionização da água.

Esta Situação de Aprendizagem é finalizada com a apresentação dos conceitos de ácido e base de Arrhenius como decorrência do aumento da concentração de íons  $H^+$  ou de  $OH^-$  presentes na água.

### Atividade 1 – Importância do controle da acidez de soluções (pH)

Muitos dos alunos já ouviram falar em pH, e alguns têm ideia de que esse parâmetro está relacionado à acidez dos materiais. Outros sabem ainda que valores de pH iguais a 7 são atribuídos a materiais neutros, por essa informação ser bastante difundida. Nesta primeira parte, propõe-se a leitura de três textos que atuarão como organizadores das ideias que os

alunos já possuem sobre o assunto e que também terão a função de ressaltar a importância do controle do pH no meio ambiente.

Procurou-se apresentar textos que permitam envolver a maioria dos alunos. Pode-se, entretanto, fazer uso de notícias locais ou mais atuais sobre a importância de se conhecer e controlar o pH de uma solução, para melhor problematizar o estudo.

Em duplas, os alunos poderão ler os três textos (CA, pp. 8 e 9), responder às perguntas e depois discutir as respostas com você. Também poderá ser distribuído apenas um dos textos para cada dupla, de forma que os três textos sejam lidos por diferentes alunos. Todos devem responder às questões propostas e deve haver uma discussão entre duplas que tenham lido diferentes textos. Para finalizar, pode-se fazer uma discussão geral com a classe e, ainda, recolher as respostas para avaliar as habilidades de leitura e compreensão de texto, bem como a competência escritora.

#### Texto 1 – Cultivo de cevada

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e  
Maria Fernanda Penteadó Lamas

Segundo estudos da Embrapa (Empresa Brasileira de Pesquisa Agropecuária), no Brasil, apenas a produção de cevada para malte cervejeiro é economicamente competitiva em relação à dos demais cereais. O órgão alerta, entretanto, que esta produção exige um planejamento cuidadoso de plantio, que atente para a escolha da região, o manejo e a conservação do solo, a adu-

bação, a calagem ou correção da acidez do solo e o controle de plantas daninhas e de pragas, entre outros. Nos primeiros anos de cultivo, quando se recorre ao sistema de plantio direto, é necessário corrigir solos ácidos e com baixos teores de fósforo (P) e de potássio (K). Para aumentar o pH, é fundamental a aplicação e incorporação de calcário, e, para aumentar os teores de fósforo e potássio, a solução é recorrer aos fertilizantes.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

## Texto 2 – Análise da água da Comunidade de Miriti Novo, em Alenquer

Em julho de 2007, foi realizada a análise da água de todas as propriedades que pretendem trabalhar com piscicultura na Comunidade de Miriti Novo (PA). As águas frias de igarapé que banham a região indicaram na sua análise um grau de acidez com pH médio de 5,5 a 6. Isto ocorre em função da grande quantidade de matéria orgânica proveniente da vegetação que constantemente cai em suas águas e margens e que é decomposta na água, liberando ácidos que contribuem para abaixar o pH. Para possibilitar a piscicultura em um ambiente com essas características, as medidas iniciais são:

- ▶ limpeza da água com a remoção de galhos e folhas e toda matéria em decomposição que se encontra depositada na água decorrente da vegetação ciliar, ou seja, da margem do igarapé;
- ▶ escolha de espécies de peixes que são naturalmente adaptadas para água fria e condições de acidez da água em pH em torno de 6, como, por exemplo, o matrinxã;

- ▶ reflorestamento das margens dos igarapés para dar maior proteção ao viveiro contra a incidência dos raios solares, evitando o aumento da temperatura da água, que pode prejudicar as boas condições do ambiente do viveiro.

Disponível em: Centro de Apoio a Projetos de Ação Comunitária (CEAPC) <[www.ceapac.org.br/?id=destaques&idn=000031](http://www.ceapac.org.br/?id=destaques&idn=000031)>. Acesso em: 29 jan. 2009. (Adaptado.)

## Texto 3 – A importância do controle do pH do sangue

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteado Lamas

O grau de acidez do sangue é habitualmente avaliado pela escala de pH. Nesta escala, a 25 °C, valores iguais a 7 indicam substâncias neutras; valores menores que 7 indicam substâncias ácidas; e maiores que 7 indicam substâncias básicas. Normalmente o pH do sangue é ligeiramente alcalino e apresenta valores entre 7,35 e 7,45. O controle da acidez no sangue é muito importante, pois pequenas alterações fora da faixa de pH considerado normal, pode afetar gravemente muitos órgãos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Com base nesses textos, proponha aos alunos que respondam às seguintes questões:

1. É importante que se conheça a acidez de diferentes sistemas? Cite exemplos que ilustrem sua resposta.
2. Cite um exemplo de material que pode ser adicionado ao solo para diminuir sua acidez.
3. Cite exemplos de materiais que, ao ser misturados à água, formam uma solução ácida.

A questão 1 visa levar os alunos a perceberem a importância do controle de pH em diferentes situações (cultivos agrícolas, piscicultura e sobrevivência do ser humano). Ao responder à questão 2, devem perceber que a adição de calcário ao solo aumentará seu pH. Na 3, devem perceber que a matéria orgânica se decompõe na água, liberando substâncias que diminuem seu pH.

Mesmo após as leituras, não se espera que os alunos saibam que pH é uma maneira de

expressar a concentração de  $H^+$  em uma solução, o que, em outras palavras, é uma maneira de expressar a sua acidez. Muitos alunos saberão dizer que a água neutra apresenta  $pH = 7$ . A maioria também sabe informar que  $pH$  é um parâmetro que indica a acidez de um material, dado que tal informação é bastante presente em diferentes mídias. Talvez alguns deles arrisquem responder que a “adição de ácidos torna as soluções ácidas”.

Antes de buscar explicações para o significado dos valores de  $pH$ , seria bom que ficasse claro para eles que, a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ , valores de  $pH$  abaixo de 7 indicam soluções ácidas, acima de 7 indicam soluções básicas e igual a 7 indicam soluções neutras.

Essa ideia pode ser rapidamente construída por meio da análise de uma tabela como a apresentada a seguir.

Sistemas	$pH$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$
Água “pura” (sem sais e gases nela dissolvidos)	7,0
Solução aquosa de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ )	< 7,0
Solução aquosa de ácido clorídrico (HCl)	< 7,0
Água e dióxido de carbono ( $CO_2$ )	< 7,0
Água e dióxido de enxofre ( $SO_2$ )	< 7,0
Solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl)	= 7,0
Solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH)	> 7,0
Água e amônia ( $NH_3$ )	> 7,0
Solução aquosa de óxido de cálcio (CaO)	> 7,0

As questões abaixo podem ser propostas para colaborar com essa análise.

- Algumas das substâncias apresentadas, ao serem dissolvidas em água, formam soluções com  $pH$  maior que 7. Quais são elas? Você diria que essas soluções são ácidas, básicas ou neutras?
- Qual das substâncias apresentadas, ao serem dissolvidas em água, praticamente não alterou o valor do  $pH$  da água pura? Você diria que essa solução é ácida, básica ou neutra?
- Algumas das substâncias apresentadas, ao serem dissolvidas em água, formam uma solução de  $pH$  menor que 7. Quais são elas? Você diria que essas soluções são ácidas, básicas ou neutras?
- Considerando uma escala de  $pH$  que varia de 0 a 14, qual valor indica que uma solução é neutra? Soluções ácidas estariam entre que valores de  $pH$ ? E soluções básicas (também chamadas de alcalinas)?

*Na questão 4, os alunos devem perceber que são alcalinas as soluções preparadas utilizando-se hidróxido de sódio, gás amônia e óxido de cálcio; na 5, que a solução preparada utilizando-se cloreto de sódio será neutra; na 6, que as soluções de ácido sulfúrico, ácido clorídrico, água e dióxido de carbono e água e dióxido de enxofre são ácidas; a questão 7 leva à retomada da ideia de que, a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ , soluções neutras apresentam*

valores de pH iguais a 7, soluções alcalinas apresentam valores de pH maiores que 7 e soluções ácidas apresentam valores de pH menores que 7.

### Grade de avaliação da Atividade 1

Nesta atividade foi ressaltada a importância do controle de pH em diferentes situações. A atividade deve permitir que as ideias que os alunos já tinham sobre pH sejam reorganizadas e que agora relacionem valores de pH menores que 7 a substâncias ácidas, valores de pH maiores que 7 a substâncias básicas e valores de pH iguais a 7 a substâncias neutras (a 25 °C).

### Atividade 2 – Entendimento do valor 7 da escala de pH como neutro usando as ideias de Arrhenius

Neste momento, busca-se entender porque o valor de  $\text{pH} = 7$  da água pura, a 25 °C, é considerado neutro. Para tanto, por meio de uma aula expositivo-dialogada, você poderá retomar a ideia de que a água pura conduz corrente elétrica. No 1º bimestre da 2ª série, foi sugerida uma experiência para testar a condutibilidade elétrica da água. Caso não seja possível a reprodução do experimento em sala de aula, os resultados descritos indicam que a água pura conduz corrente elétrica, embora muito pouco, posto que somente a lâmpada de neônio se acendeu.

Caso haja a possibilidade, pode ser demonstrada a atividade experimental proposta no 1º bimestre da 2ª série.

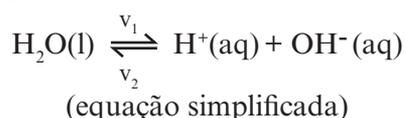
A compreensão do experimento ou da simulação pode ser facilitada com questões do tipo: *Como explicar as diferenças no brilho da lâmpada quando o sistema foi conectado a diferentes soluções? O que deve existir nas soluções para que haja passagem de corrente elétrica?*

Primeiro, os alunos deverão lembrar que é possível a passagem de corrente elétrica em uma solução (condutibilidade elétrica), se esta contiver íons e se estes íons puderem se movimentar. Neste momento se coloca a seguinte questão: *De onde podem ter vindo esses íons se a água é pura?* (CA, “Atividade 2”, p. 11).

Não se espera que os alunos saibam a resposta. Eles talvez arrisquem dizer que a água se contaminou com alguma coisa, mesmo sendo informados de que é pura ou, pelo menos, bastante pura. Você pode então sugerir que uma maneira de obter íons em solução seria se a própria água se autoionizasse. O modelo atualmente aceito explica que as moléculas de água líquida, em constante movimentação, chocam-se umas com as outras e, se esses choques forem efetivos<sup>3</sup>, algumas ligações entre o oxigênio e o hidrogênio de algumas das moléculas poderiam se romper, formando os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ . Tais íons também têm chance de se chocar, formando novamente uma molécula de água.

<sup>3</sup> Choques efetivos foram estudados no 1º bimestre da 3ª série.

Dessa forma, as espécies presentes na água pura são  $H^+$ ,  $OH^-$  e moléculas de  $H_2O$  não ionizadas. Essas partículas coexistem em equilíbrio dinâmico, pois a rapidez com que os íons se formam é igual à rapidez de formação de moléculas de água. Se forem analisadas as concentrações de  $H^+$ , de  $OH^-$  e de  $H_2O$ , estas se mostrarão constantes ao longo do tempo. Externamente, a impressão que se tem é de que a ionização parou de acontecer, pois não se obterá mais  $H^+$  nem  $OH^-$ , mas, microscopicamente, as espécies estão se interconvertendo incessantemente e com a mesma rapidez. Uma representação possível para isso é:

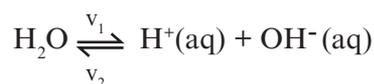


O que deve ficar claro é que existe uma relação proporcional entre as quantidades de moléculas **que se ionizam** e as quantidades de íons formados. Deve ser frisado que, apesar de haver uma proporção constante entre essas espécies, elas coexistem em um equilíbrio dinâmico, ou seja, a rapidez com que elas se interconvertem é igual e constante.

Deve ser discutido que esses íons estão em equilíbrio químico dinâmico com moléculas de  $H_2O$  não ionizadas. Alguns alunos poderão pensar que todas as moléculas de

água, em um volume qualquer de água, autoionizam-se: vale a pena frisar que somente uma pequena quantidade de moléculas se autoioniza. Para sermos mais exatos, a  $25^\circ C$ , a concentração de cada espécie de íons é constante e igual a  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ , ou seja, existem 0,0000001 mol de  $H^+$  e 0,0000001 mol de  $OH^-$  em um litro de água. São quantidades muito pequenas de íons em solução, o que explica a baixa condutibilidade elétrica da água (só permite que a lâmpada de neônio se acenda). (CA, “Atividade 2”, questão 4, p. 11.)

Antes de dar prosseguimento ao estudo, seria interessante que se fizesse uma síntese, junto com os alunos, para que ficasse explícito que a água sofre autoionização, que entra em equilíbrio químico, que esse equilíbrio é dinâmico, e que, a  $25^\circ C$ , as concentrações de cátions  $H^+$  e ânions  $OH^-$  são iguais e correspondem a  $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ .



O estudo prossegue com a introdução da equação que permite o cálculo do pH, usando as ideias que o cientista sueco Svante Arrhenius apresentou em sua tese de doutoramento, em 1889. Sua teoria foi desenvolvida sobre as diferentes condutividades elétricas de soluções aquosas. Ele observou

que diferentes substâncias sofriam dissociação iônica em maior ou menor grau. A caracterização de Arrhenius para ácidos e bases deriva desse estudo. Substâncias que sofrem ionização em água produzindo cátions  $H^+$  e o ânion correspondente são conhecidas como **ácidos de Arrhenius**. Bases, por sua vez, são substâncias que sofrem dissociação iônica em água, produzindo ânions  $OH^-$  e o cátion correspondente.

Por meio de uma discussão orientada por perguntas, pode-se ajudar os alunos a concluir que, segundo Arrhenius, a água deve ser neutra, pois sofre autoionização, entra em equilíbrio químico e, como nesse estado as concentrações de cátions  $H^+$  e ânions  $OH^-$  são iguais, ela não apresenta caráter nem ácido nem básico, sendo portanto neutra. Sugerimos que a primeira pergunta seja mais abrangente e aponte o problema. Depois, perguntas mais específicas podem direcionar melhor a conclusão. Veja a seguir.

1. De acordo com a teoria de Arrhenius, a água pura seria um ácido ou uma base? O que você lembra sobre o que discutimos na aula passada a respeito da autoionização da água?

Os alunos podem ser, então, solicitados a registrar em seus cadernos uma síntese das ideias principais discutidas até agora, síntese esta que, além de ajudá-los a organizar melhor as ideias discutidas, permitirá o desenvolvimento da competência escritora. Poderão ser solicitados a responder, desta vez por escrito, às perguntas a seguir.

2. Como Arrhenius caracterizou as substâncias ácidas?
3. Por que a teoria de Arrhenius classifica a água pura como neutra?
4. O que valores de pH indicam?
5. O que valores de pH abaixo de 7 indicam?
6. E valores acima de 7?

As respostas a essas questões servirão como ponto de partida para que seja estudado como, a partir de um valor de pH, pode-se obter a concentração de cátions  $H^+$  em uma solução.

Apresente a seguinte tabela para a classe:

Solução	$[H^+(aq)]$ (mol.L <sup>-1</sup> )	pH
A	0,1 (ou $1.10^{-1}$ )	1
B	0,01 (ou $1.10^{-2}$ )	2
C	0,001 (ou $1.10^{-3}$ )	3
D	0,0001 (ou $1.10^{-4}$ )	4

A análise dos dados da tabela pode ser desencadeada por questões como: *O que ocorre com o pH de uma solução quando aumenta sua concentração de  $H^+$ ? E quando esta diminui?* (CA, p. 12.)

A análise da tabela deverá permitir que os alunos concluam que o aumento da concentração de  $H^+$  se reflete na diminuição dos valores de pH.

Informe-os ainda de que a notação pH foi o resultado da tentativa de Sorensen, um bioquímico dinamarquês, de encontrar uma maneira mais conveniente para expressar a acidez de uma solução e pode ser descrita por:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

- Você concorda com a afirmação de que quanto menor o pH, mais ácida é a solução? Explique.

Os alunos devem concordar com a afirmação e podem explicá-la dizendo que quanto maior a concentração de íons  $\text{H}^+$ , mais ácida é a solução e que, como os valores de pH são calculados sobre o negativo do logaritmo decimal das concentrações dos íons  $\text{H}^+$ , quanto maior a concentração de  $\text{H}^+$ , menor será o valor do pH calculado.

Poderá ser apontado também que a vantagem do uso dessa notação se mostra em situações nas quais se tem que trabalhar com concentrações de  $\text{H}^+$  representadas por valores pequenos e nem sempre fáceis de serem utilizados em cálculos. Por exemplo, trabalhar com um valor de acidez como o expresso pela

concentração de  $\text{H}^+ = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  é mais difícil do que trabalhar com o valor 3,6, que é o valor negativo do seu logaritmo. Deve ser ressaltado que a escala de pH é logarítmica (na base 10), o que significa que o valor de pH 2 representa uma concentração de íons  $\text{H}^+$  dez vezes maior que aquela representada pelo pH 3. O uso desta notação permite também a linearização de gráficos, o que facilita a leitura e a interpolação de dados.

Neste momento, podem também ser retomadas as ideias de Arrhenius a respeito das soluções básicas, resultantes da dissociação de materiais iônicos que possuem o ânion  $\text{OH}^-$ .

Essa notação logarítmica também pode ser utilizada para expressar as concentrações de íons  $\text{OH}^-$ , tendo-se então:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Relacionando pH e pOH a 25 °C, temos:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Ou seja:

	Soluções ácidas							Soluções neutras	Soluções básicas						
pH (a 25 °C)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH (a 25 °C)	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Pode ser proposta uma tarefa envolvendo a identificação de ácidos e bases a partir de equações químicas de dissolução de diferentes compostos em água.

## Grade de avaliação da Atividade 2

Nesta atividade, espera-se que os alunos tenham entendido que o pH e o pOH são maneiri-

ras mais simplificadas de se expressar a acidez e a basicidade de soluções aquosas por meio da comparação da  $[H^+(aq)]$  da solução com a  $[H^+(aq)]$  da água pura, neutra, a 25 °C. **Nessas condições, o pH = 7 da água pura é considerado neutro**; valores acima de 7 indicam soluções básicas e abaixo de 7 indicam soluções ácidas (a 25 °C).

Os alunos também devem ter compreendido o fenômeno de autoionização da água, relacionando este fenômeno com medidas de condutibilidade elétrica e interpretando-o microscopicamente.

### Atividade 3 – Transformações entre ácidos e bases: reações de neutralização e formação de sais

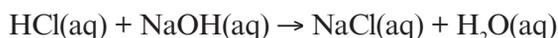
O conceito de sal, um dos produtos resultantes da reação entre ácidos e bases, também pode ser introduzido.

Pode ser discutido que é possível obter soluções neutras (pH = 7) a partir da interação entre soluções ácidas e básicas. Quando um ácido e uma base interagem, essa reação é chamada de **reação de neutralização**. Esta discussão pode envolver aspectos quantitativos, da mesma forma que foi feito na abordagem dada para o tratamento da água no 1º bimestre da 2ª série.

As questões a seguir podem ser utilizadas para esse propósito. (CA, “Atividade 3”, p. 14):

<sup>4</sup> Já estudado no 1º bimestre da 1ª série.

1. Considere a reação entre 10 mL de uma solução 0,1 mol.L<sup>-1</sup> de HCl e 10 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol.L<sup>-1</sup>, representada pela equação química a seguir.



Caso ache conveniente, você pode discutir que se está trabalhando com um ácido e uma base fortes em soluções aquosas diluídas. Por esse motivo, as espécies se encontram quase que 100% na forma iônica. Uma melhor representação seria:  $H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(aq)$ . Como o cloreto de sódio é um sal bastante solúvel à temperatura ambiente (cerca de 36 g/100 g de água)<sup>4</sup>, para se obter o sal sólido, a água deve ser evaporada.

- a) Utilizando os volumes citados de cada uma das soluções e as suas respectivas concentrações em quantidade de matéria (mol.L<sup>-1</sup>), calcule as quantidades de matéria (mol) de cada um dos reagentes envolvidos na reação.
  - b) Tomando como base os cálculos feitos no item **a**, haverá excesso de algum dos reagentes? Qual será o pH da solução resultante?
2. Considere a mistura entre 20 mL de uma solução 0,2 mol.L<sup>-1</sup> de HCl e 10 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol.L<sup>-1</sup>.

- a) Calcule as quantidades de matéria (mol) de cada um dos reagentes envolvidos na reação.
- b) Tomando como base os cálculos feitos no item anterior, haverá excesso de algum dos reagentes? A solução será ácida, básica ou neutra?
- c) Calcule o pH da solução resultante.
3. Considere a mistura entre 10 mL de uma solução  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  de HCl e 10 mL de uma solução de NaOH  $0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- a) Calcule as quantidades de matéria (mol) de cada um dos reagentes.
- b) A solução resultante será ácida, básica ou neutra?
- c) Calcule o pOH e o pH da solução resultante.

Ao responderem aos itens **a** e **b** da questão 1, os alunos deverão concluir que ao serem utilizados 10 mL de soluções  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  preparou-se uma solução contendo  $0,001 \text{ mol}$  de cada um dos reagentes. Como se tratam de soluções diluídas de ácido e base fortes, pode-se considerar que estes se encontram 100% dissociados ionicamente. Conseqüentemente, a quantidade de íons  $\text{OH}^-$  será igual a de  $\text{H}^+$ , não havendo excesso dessas espécies. Logo, a solução formada deverá ser neutra, com  $\text{pH} = 7$ .

Com relação à questão 2, deverão concluir que em 20 mL de solução de HCl  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  há  $0,004 \text{ mol}$  de  $\text{H}^+$  e em 10 mL de solução  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  de NaOH há  $0,001 \text{ mol}$  de  $\text{OH}^-$ . Logo, haverá excesso de  $0,003 \text{ mol}$  de HCl, ou seja,  $0,003 \text{ mol}$  de íons  $\text{H}^+$  em 30 mL da solução final, o que torna a solução ácida, com  $\text{pH} = 1$ .

Na questão 3, os alunos deverão concluir que, em 20 mL da solução preparada, haverá  $0,001 \text{ mol}$  de íons  $\text{H}^+$  e  $0,003 \text{ mol}$  de íons  $\text{OH}^-$ , o que confere à solução um caráter básico (dado o excesso de  $0,002 \text{ mol}$  de íons  $\text{OH}^-$ ). Como teremos  $0,002 \text{ mol}$  de  $\text{OH}^-$  em 20 mL de solução, o pOH será igual a 1 e o pH 13.

#### Retomando ideias

Quando se adicionam ácidos em água, costuma-se dizer que ocorreu **ionização** pois as ligações que os constituem são covalentes, como visto no 2º bimestre da 2ª série. Os íons surgem das quebras nas ligações covalentes ao interagirem com a água. Em substâncias iônicas, os íons já existem nos sólidos; a interação com a água causa a separação desses íons, deixando-os livres na solução. Por esse motivo, diz-se que substâncias iônicas se dissociam ionicamente em água. Contudo, há quem defenda que ambos os processos podem ser chamados de dissociação iônica, pois na solução final o que se obtém são íons em solução.

### Grade de avaliação da Atividade 3

A discussão a respeito das reações de neutralização foi feita envolvendo apenas ácidos e bases considerados fortes. Essa simplificação visa permitir que os alunos compreendam a possibilidade de obtenção de uma solução neutra quando há igualdade nas quantidades de matéria de  $\text{OH}^{\text{-(aq)}}$  e

$\text{H}^{\text{+(aq)}}$ . Os cálculos envolvendo estequiometria e concentração de soluções deverão ser corretamente aplicados.

No caso das neutralizações envolvendo ácidos e bases fracas, haverá a necessidade de se levar em conta os equilíbrios existentes, o que exige um raciocínio mais complexo e que foge ao escopo deste estudo.

## SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3 COMO SABER AS QUANTIDADES DE PRODUTOS E DE REAGENTES QUE COEXISTEM EM EQUILÍBRIO QUÍMICO

Esta atividade visa essencialmente trabalhar o conceito de equilíbrio químico em uma perspectiva macroscópica e quantitativa. Para iniciá-la, serão problematizadas as diferenças observadas nos valores de pH de soluções preparadas a partir da mesma concentração de ácidos fortes ou fracos. Essa análise deve levar a uma discussão sobre variações na extensão dos processos de dissociação iônica e sobre as formas utilizadas para quantificá-las (grau de ionização/dissociação e constantes de equilíbrio).

Por meio da análise das concentrações das espécies presentes em uma dada situação de equilíbrio, podem-se definir constantes matemáticas ( $K_c$ ) que, por sua vez, definem uma expressão que permite avaliar a extensão das reações químicas.

Por fim, os estudos sobre as variações na extensão dos processos de dissociação iônica serão retomados e reinterpretados utilizando-se as constantes de equilíbrio químico.

**Tempo previsto:** 3 aulas.

**Conteúdos e temas:** dissolução de ácidos e bases em água; retomada do conceito de Arrhenius; construção empírica da expressão da constante de equilíbrio químico; relação entre o valor da constante de equilíbrio e a extensão de uma transformação química; extensão da dissociação iônica – força de ácidos e de bases.

**Competências e habilidades:** interpretar e analisar textos e tabelas que utilizam dados referentes à acidez de soluções; relacionar valores de pH com a extensão do processo de dissociação iônica; compreender o significado da constante de equilíbrio e saber aplicá-la na previsão da extensão das transformações.

**Estratégias:** discussão desencadeada por perguntas e análise de textos, fluxogramas, tabelas e esquemas.

**Recursos:** textos, tabelas, questões e esquemas.

**Avaliação:** respostas às questões e atividades propostas.

## Desenvolvimento da Situação de Aprendizagem 3

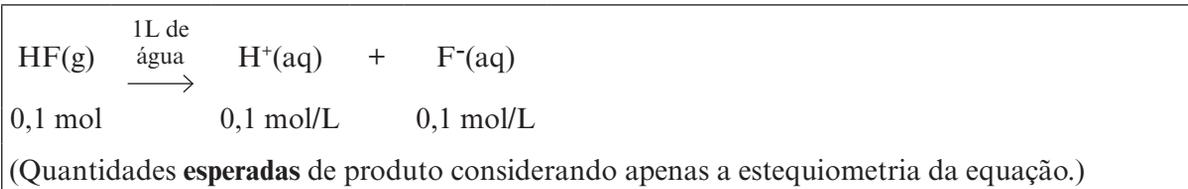
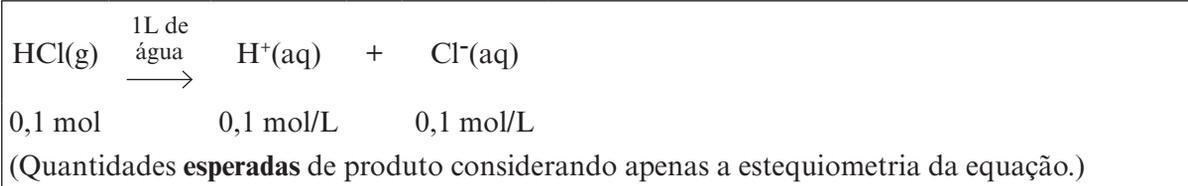
### Como a presença de alguns solutos modifica o pH da água?

Nesta fase do trabalho, é importante retomar os processos de ionização dos ácidos em água para que sejam discutidas as diferenças nas suas extensões. Podem, inicialmente, ser revistas as ideias de Arrhenius, para que, em seguida, sejam estudadas as forças de ácidos em função da extensão de suas dissociações. Posteriormente, esse conceito também será ampliado para as bases.

Esse estudo pode ser conduzido utilizando-se o texto abaixo e as questões a seguir. (CA, “Atividade 1”, p. 17).

- ▶ Segundo Arrhenius, quando os ácidos reagem com a água, formam-se os cátions  $H^+$ , juntamente com outros ânions. A análise dos exemplos a seguir permitirá que os alunos relacionem a força dos ácidos com a extensão de sua ionização em água.

Considere dois sistemas: em um foi dissolvido 0,1 mol de  $HCl(g)$  em 1 litro de água e no outro, 0,1 mol de  $HF(g)$  em 1 litro de água, a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ .



Analisando as informações acima, responda às questões a seguir.

- ▶ Se considerarmos que os ácidos se ionizaram totalmente, qual será o pH esperado para essas soluções? Será o mesmo?

Após o levantamento das hipóteses pelos alunos, você pode calcular o pH esperado caso ambos se ionizassem totalmente (o pH seria 1) e apresentar os valores reais de pH quando se dissolve 0,1 mol de  $HCl$  e de  $HF$  em 1 litro de água a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ .

Soluções de concentração 0,1 mol/L	pH a 25 °C
HCl(aq)	1,0
HF(aq)	2,1

Continue a aula questionando:

1. Os valores de pH encontrados foram os que você esperava? Como você explica esses valores?
2. Relacione os valores de pH acima calculados com as concentrações de íons  $H^+$  dissolvidos. Qual dos ácidos se ionizou mais?
3. Considerando que o fluoreto de hidrogênio não se ionizou totalmente, quais espécies devem estar presentes na solução de ácido fluorídrico? Você diria que esse sistema está em equilíbrio químico?

Espera-se que os alunos percebam que o HF não se ionizou totalmente, pois a solução aquosa resultante apresentou um  $pH = 2,1$ , o que significa que há, em solução, uma menor concentração de íons  $H^+$  do que a prevista pela estequiometria da reação. Este resultado indica que este sistema deve se encontrar em equilíbrio químico e que, em solução, devem coexistir os íons  $H^+(aq)$ ,  $F^-(aq)$  e moléculas de HF(aq). Com relação à ionização do HCl, a rigor, um equilíbrio químico também é atingido, mas, como a ionização é quase de 100%, este equilíbrio pode ser desprezado quando se trabalha com soluções diluídas.

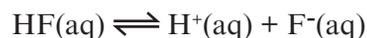
Essa análise deve levar à conclusão de que **nem todos os ácidos alteram o pH da água da**

**mesma forma**, apesar de serem utilizadas inicialmente as mesmas quantidades de soluções com concentrações iguais. Dessa forma, deve-se compreender que há processos de ionização que ocorrem em maior ou em menor extensão do que outros e que, no caso dos processos em que não há extensão total, há a coexistência dos íons e da espécie não ionizada, estabelecendo-se um equilíbrio químico. Após a conclusão, os alunos devem ser lembrados novamente de que, em sistemas em equilíbrio químico, as concentrações dos produtos obtidos são sempre menores que as previstas pela estequiometria da reação (CA, “Desafio!”, p. 18).

### Construção empírica da constante de equilíbrio químico

A atividade a seguir (CA, p. 19) permitirá a compreensão de como se construiu a expressão da constante de equilíbrio químico a partir de dados experimentais.

Considerando que a ionização do fluoreto de hidrogênio não ocorre em extensão total e que na solução preparada coexistem as espécies HF(aq),  $H^+(aq)$  e  $F^-(aq)$  em solução aquosa, pode-se considerar que é estabelecido um equilíbrio químico no sistema, conforme descrito pela equação química abaixo:



A tabela a seguir apresenta as concentrações das espécies em equilíbrio em soluções aquosas preparadas a partir de diferentes concentrações iniciais de ácido fluorídrico, a 25 °C.

Experiência	Concentração inicial de ácido fluorídrico (mol.L <sup>-1</sup> )	Concentrações no equilíbrio (mol.L <sup>-1</sup> )			
	[HF(aq)]	[HF(aq)]	[H <sup>+</sup> (aq)]	[F <sup>-</sup> (aq)]	$\frac{[H^+(aq)] \cdot [F^-(aq)]}{[HF(aq)]}$
1	0,1000	0,0920	0,0079	0,0079	$6,8 \cdot 10^{-4}$
2	0,0100	0,0077	0,0023	0,0023	$6,8 \cdot 10^{-4}$
3	0,2000	0,1890	0,0113	0,0113	$6,8 \cdot 10^{-4}$

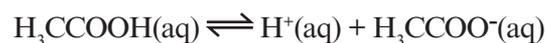
Analisando os valores das concentrações das espécies HF(aq), H<sup>+</sup>(aq) e F<sup>-</sup>(aq), depois que o equilíbrio químico é estabelecido, não se percebe imediatamente uma relação constante entre elas. Mas, considerando que todas as soluções foram feitas a partir de um mesmo soluto e que, no equilíbrio, as concentrações de todas as espécies permanecem constantes, é possível pensar que deve haver uma relação constante entre as concentrações das espécies presentes no equilíbrio e que esta não deve variar a uma determinada temperatura.

A partir dos dados apresentados, várias relações podem ser estabelecidas. Há, porém, apenas duas relações possíveis que resultam em números constantes. A primeira é

$[H^+].[F^-] / [HF]$  e a segunda é  $[HF] / [H^+].[F^-]$ . Nota-se que o valor resultante da relação entre as concentrações se mantém constante.

Os alunos podem ser solicitados, agora, a observar um outro exemplo e verificar se as relações entre as concentrações também apresentam valores constantes a uma mesma temperatura.

O ácido acético não se ioniza totalmente e entra em equilíbrio químico. Na tabela a seguir são apresentadas as concentrações das espécies em equilíbrio em soluções aquosas preparadas a partir de diferentes concentrações iniciais de ácido acético a 25 °C.



Solução	Concentração inicial de ácido acético (mol.L <sup>-1</sup> )	Concentrações no equilíbrio (mol.L <sup>-1</sup> )		
	[H <sub>3</sub> CCOOH(aq)]	[H <sub>3</sub> CCOOH(aq)]	[H <sup>+</sup> (aq)]	[H <sub>3</sub> CCOO <sup>-</sup> (aq)]
1	0,100	0,0987	0,00133	0,00133
2	0,0100	0,00958	0,000415	0,000415
3	0,200	0,198	0,00188	0,00188

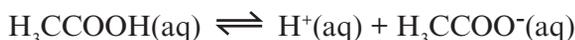
1. Calcule o valor da relação  $[H^+(aq)].[H_3CCOO^-(aq)] / [H_3CCOOH(aq)]$  para cada solução e complete a tabela a seguir.

Observe que esta expressão permite avaliar a proporção entre as espécies em equilíbrio.

Solução	$\frac{[H^+(aq)] \cdot [H_3CCOO^-(aq)]}{[H_3CCOOH(aq)]}$
1	
2	
3	

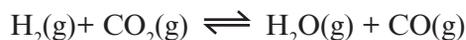
2. Essa relação é constante?

O cálculo da relação para todas as soluções resultará em  $1,8 \times 10^{-5}$ . Então, os alunos devem concluir que existe uma relação numérica constante entre as concentrações das espécies que coexistem em um equilíbrio químico. Deverá ficar bem claro que as temperaturas e pressões devem ser iguais para que esta constante seja a mesma. Essa relação é chamada de **constante de equilíbrio** e é representada por  $K_c$ .

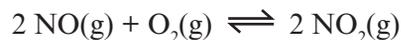


$$K_c = \frac{[H^+(aq)] \cdot [H_3CCOO^-(aq)]}{[H_3CCOOH(aq)]}$$

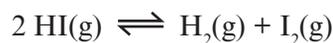
Os alunos também deverão ter claro que a expressão dessa constante pode ser representada pela razão entre o produto das concentrações em  $\text{mol.L}^{-1}$  dos produtos elevadas aos seus coeficientes estequiométricos e o produto das concentrações dos reagentes elevadas aos seus coeficientes estequiométricos. Mais exemplos são apresentados a seguir.



$$K_c = \frac{[H_2O(g)] [CO(g)]}{[H_2(g)] [CO_2(g)]}$$



$$K_c = \frac{[NO_2(g)]^2}{[NO(g)]^2 [O_2(g)]}$$

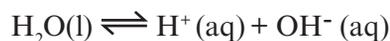


$$K_c = \frac{[H_2(g)] [I_2(g)]}{[HI(g)]^2}$$

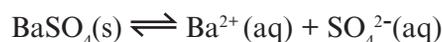
Deve ser ressaltado também que, em alguns casos, as concentrações dos reagentes ou produtos não serão incluídas na expressão de  $K_c$ , pois a variação dessas concentrações não afetará o estado de equilíbrio. Esses casos são:

- quando alguma espécie estiver no estado sólido;
- quando se tratar da água e esta atuar como solvente (ou quando se estiver considerando a sua autoionização).

Como exemplos, podem ser observados os seguintes equilíbrios:



$$K_w = [H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)]$$



$$K_c = [Ba^{2+}(aq)] \cdot [SO_4^{2-}(aq)]$$

Pode ser dito também que, no caso dos equilíbrios químicos envolvendo a produção de soluções a partir da ionização de ácidos, a constante de equilíbrio que utiliza a concentração em  $\text{mol.L}^{-1}$  das espécies presentes no sistema é chamada  $K_a$  e, no caso da produção

de soluções a partir da dissociação de bases, essa constante de equilíbrio é chamada  $K_b$ .

Para se discutir que  $K_w$  nada mais é do que a expressão de  $K_c$  na qual não aparece o termo  $[H_2O]$ , pode-se mostrar que em 1 litro de água, a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  e 1 atm, as quantidades de íons  $H^+$  e  $OH^-$  que coexistem em equilíbrio com a espécie  $H_2O$  são muito pequenas. Por esse motivo, podemos considerar que a concentração de água não se altera e pode ser incorporada à

expressão da constante de equilíbrio  $K_c$ , que receberá neste caso o nome de  $K_w$ .

Os cálculos que demonstram tal fato estão apresentados no quadro a seguir. As notações das concentrações foram expressas tanto em potências de 10 como em números decimais, para que os alunos leiam e façam as correspondências entre os números. Muitos alunos normalmente apresentam dificuldades no entendimento de grandezas expressas em potências.

### Cálculo da quantidade de matéria de água em 1 L de água a $25\text{ }^\circ\text{C}$

Sabendo-se que a densidade da água a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  é de  $1\text{ g/mL}$ , pode-se calcular a massa da água contida em 1 litro:

$$\begin{array}{l} 1\text{ g} \quad \text{---} \quad 1\text{ mL} \\ ? \quad \text{---} \quad 1\,000\text{ mL} \end{array}$$

Logo, 1 litro de água corresponderá a uma massa de 1 000 g.

Como a massa molar da água é de  $18\text{ g/mol}$ ,

$$\begin{array}{l} 18\text{ g} \quad \text{---} \quad 1\text{ mol} \\ 1\,000\text{ g} \quad \text{---} \quad ? \end{array}$$

Logo, em 1 litro haverá  $\sim 55,5555566$  mol de moléculas de água.

Mesmo cursando a 3ª série, por vezes, os alunos apresentam dificuldades na compreensão de algumas notações químicas. É importante que sempre se faça a tradução dos símbolos próprios da Química. Por exemplo: ao escrever  $[H^+(aq)]$ , deve-se ler “concentração de íons  $H^+$  em solução aquosa”. Deve-se apontar cada detalhe das notações, ao se perceber que os alunos não estão conseguindo compreendê-las. Por exemplo, dizer que o uso de colchetes “[ ]” indica concentração, que o sinal positivo (+) colocado acima e à direita da letra H indica

que se trata de um cátion de hidrogênio, ou seja, um átomo de hidrogênio que perdeu seu elétron. Os alunos podem também não saber se há diferença entre as palavras íons, cátions e ânions. Toda vez que dúvidas surgirem, devem ser esclarecidas.

A análise da tabela a seguir pode auxiliar os alunos a compreenderem quantitativamente o equilíbrio iônico da água a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  e o porquê de se desprezar a  $[H_2O]$  ao se escrever a expressão da constante deste equilíbrio.

	H <sub>2</sub> O (l)	⇌	H <sup>+</sup> (aq)	+	OH <sup>-</sup> (aq)
Quantidade de matéria de água em 1 litro, caso nenhuma molécula seja ionizada (mol)	55,5555556		-		-
Quantidade de matéria das espécies ionizadas em 1 L de água (concentração das espécies ionizadas em mol.L <sup>-1</sup> )			0,0000001		0,0000001
Quantidade de matéria das espécies em equilíbrio (mol.L <sup>-1</sup> )	55,5555556 - 0,0000001 = 55,5555555		0,0000001 (1,0.10 <sup>-7</sup> )		0,0000001 (1,0.10 <sup>-7</sup> )

Pelos cálculos acima, verifica-se que a quantidade de água não ionizada é muito grande quando comparada com a quantidade de água que se ioniza. Por esse motivo, a sua variação é proporcionalmente muito pequena. Por essa razão, sua concentração<sup>5</sup> pode ser incorporada à constante de equilíbrio.

$$K_c = \frac{[H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)]}{[H_2O(aq)]}$$

então

$$K_c \cdot \text{constante} = [H^+(aq)][OH^-(aq)] = K_w$$

Por esse motivo, o produto entre as concentrações em mol/L dos íons H<sup>+</sup>(aq) e OH<sup>-</sup>(aq), chamado de produto iônico da água (K<sub>w</sub>), pode ser usado como representativo do equilíbrio de autoionização da água.

$$\text{Como: } [H^+(aq)] = [OH^-(aq)] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}^6$$

O produto iônico da água (K<sub>w</sub>) pode ser expresso por:

$$\begin{aligned} K_w &= [H^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] \\ &= (1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}) \\ &= 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)} \end{aligned}$$

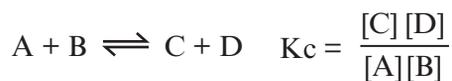
### Relação entre o valor da constante de equilíbrio e a extensão de uma transformação

É importante que se associe os valores de K<sub>c</sub> à extensão das transformações. Isso pode ser feito em uma aula expositivo-dialogada, orientada por discussões baseadas em exemplos e em exercícios. Os alunos podem responder às questões em duplas à medida que a aula vai sendo desenvolvida.

<sup>5</sup> Concentração de água na solução em equilíbrio em que coexistem H<sub>2</sub>O(l), íons H<sup>+</sup>(aq) e OH<sup>-</sup>(aq).

<sup>6</sup> mol.L<sup>-1</sup> = mol/L

1. Considere o equilíbrio químico representado abaixo:



**Condição 1:** T = 25 °C e P = 1 atm, K<sub>c</sub> = 2

**Condição 2:** T = 50 °C e P = 1 atm, K<sub>c</sub> = 0,5

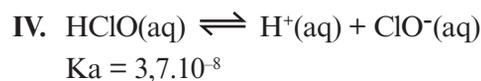
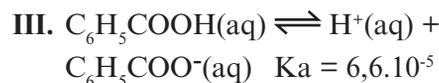
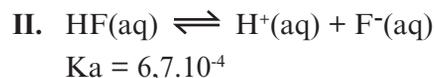
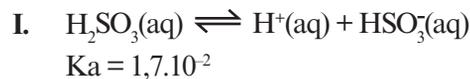
Qual das condições apresentadas para o equilíbrio envolvendo as espécies A, B, C e D favorece a formação de uma maior quantidade de produtos? Por quê?

Neste momento, espera-se que os alunos percebam que na condição 1 haverá maiores concentrações de produtos, pois K<sub>c</sub> é calculada pela razão entre as concentrações dos produtos e dos reagentes.

Pode também ser apontado que, como constante de equilíbrio, K<sub>c</sub> é uma razão entre as concentrações de produtos e reagentes: quanto mais altos os valores de constante de equilíbrio, maiores serão as concentrações dos produtos no sistema.

O conceito de constante de equilíbrio pode agora ser aplicado na compreensão das diferenças nas extensões dos processos de dissociação iônica de ácidos e bases. Para isso, sugerem-se as questões:

2. Analise os equilíbrios químicos envolvendo a formação de soluções ácidas que são apresentados a seguir e responda às questões propostas (CA, questão 1, p. 20):



a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio químico em função das concentrações para cada um dos sistemas apresentados.

b) Considerando as expressões escritas no item a e os valores para cada uma das constantes apresentados nas equações acima, qual das soluções apresentará maior extensão no processo de formação de produtos?

c) Sabendo que, quanto mais forte for um ácido, maior será a extensão de sua ionização, qual dos ácidos é o mais forte? Qual é o mais fraco?

Os alunos deverão escrever as seguintes expressões que representam as constantes de equilíbrio:

Ⓘ

$$K_a = \frac{[H^+(aq)] \cdot [HSO_3^-(aq)]}{[H_2SO_3(aq)]} = 1,7 \cdot 10^{-2}$$

II

$$K_a = \frac{[H^+(aq)] \cdot [F^-(aq)]}{[HF(aq)]} = 6,7 \cdot 10^{-4}$$

III

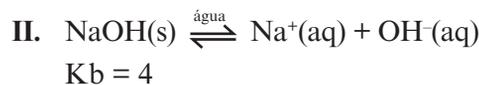
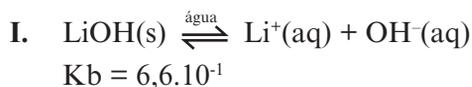
$$K_a = \frac{[H^+(aq)] \cdot [C_6H_5COO^-(aq)]}{[C_6H_5COOH(aq)]} = 6,6 \cdot 10^{-5}$$

IV

$$K_a = \frac{[H^+(aq)] \cdot [ClO^-(aq)]}{[HClO(aq)]} = 3,7 \cdot 10^{-8}$$

É provável que escrevam  $K_c$  em vez de  $K_a$ . Lembre-os de que, por se tratar de equilíbrios de ionização de ácidos, as constantes de equilíbrio são chamadas de  $K_a$ . Neste caso, os alunos deverão responder que, como o  $H_2SO_3$  apresenta o maior valor da constante de equilíbrio, a extensão de sua ionização é maior e, consequentemente, apresenta a maior concentração de íons no equilíbrio. Por esses motivos, é o ácido mais forte. O  $HClO$  será o ácido mais fraco, pois apresenta o menor valor da constante de equilíbrio, estando menos ionizado e apresentando menor concentração de íons  $H^+$  em solução. Caso você, professor, considere adequado, o estudo pode ser aprofundado e podem ser discutidos os casos de ácidos polipróticos, assim como suas várias constantes de ionização.

3. Analise agora os equilíbrios químicos envolvendo a formação de soluções básicas que são apresentados a seguir e responda às questões propostas (CA, questão 2, p. 21):



a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio químico em função das concentrações em  $mol \cdot L^{-1}$  para cada um dos sistemas apresentados. Obs.: não esqueça que há materiais no estado sólido.

b) Considerando as expressões escritas no item a e os valores apresentados para cada uma das constantes nas equações mencionadas, qual das soluções apresentará maior extensão no processo de formação de produtos?

Os alunos novamente deverão escrever as expressões das constantes de equilíbrio, desta vez para as dissociações iônicas das bases. Espera-se que se lembrem de usar  $K_b$  para expressar a constante de equilíbrio.

$$K_b = [Li^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 6,6 \cdot 10^{-1}$$

$$K_b = [Na^+(aq)] \cdot [OH^-(aq)] = 4$$

Deverão também reconhecer que a dissociação iônica do  $NaOH$  é a que ocorre em maior extensão, pois apresenta o maior valor da constante de equilíbrio.

Ao responder às questões, os alunos poderão ter dificuldades em compreender números descritos utilizando potências de dez. Você pode então, “traduzir” esses números, utilizando a notação decimal para facilitar a resolução do exercício.

## Algumas observações

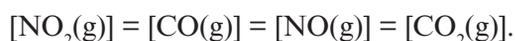
Os alunos costumam apresentar algumas ideias indesejáveis após o estudo do equilíbrio químico.

Acreditam, por exemplo, que, em um sistema em equilíbrio químico, as concentrações dos reagentes são iguais às concentrações dos produtos, independentemente dos valores apresentados pelas constantes de equilíbrio.

Exemplo: dada a equação



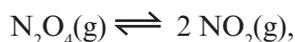
mesmo sendo informados que o valor de  $K_c$  a uma dada temperatura é de 5,4, há alunos que admitem que as concentrações de todas as espécies envolvidas são iguais, ou seja, que a



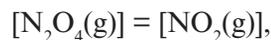
Pesquisadores atribuem esses equívocos a analogias entre a ideia de equilíbrio químico e o equilíbrio entre os pratos de uma balança, no qual deve haver igualdade entre massas.

Muitos alunos não conseguem usar as relações expressas na constante de equilíbrio para calcular as concentrações das espécies químicas presentes.

Por exemplo: dada a equação



se o valor de  $K_c$  for igual a 1, os alunos acreditam que a



e não que a  $[\text{NO}_2(\text{g})]^2 = [\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})]$ . Muitos alunos também extraem a raiz quadrada e dividem o resultado por 2, por causa dos índices da equação balanceada.

Outros confundem rapidez com extensão, ou seja, acreditam que, quanto maior a rapidez com que uma transformação atinge o equilíbrio químico, maior será a concentração dos produtos obtidos. Essa ideia indesejável pode ajudar a formação de outras, como as apresentadas a seguir.

- ▶ Acreditar que a adição de catalisador aumenta a quantidade de produtos, o que eleva o valor da constante de equilíbrio.
- ▶ Acreditar que o aumento da temperatura, obrigatoriamente aumentará o valor da constante de equilíbrio. Conforme será visto na Situação de Aprendizagem 4, isso só ocorre nas transformações endotérmicas.
- ▶ Acreditar que a constante de equilíbrio não varia com a temperatura. Essa ideia indesejável é atribuída à própria palavra “constante”.
- ▶ Não levar em conta que, para que um sistema atinja o equilíbrio químico, não podem ocorrer trocas de energia ou massa com o meio; portanto, o sistema deve ser fechado e isolado.

### Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 3

Nesta Situação de Aprendizagem, espera-se que os alunos tenham compreendido que podem ocorrer diferenças na extensão dos processos de dissociação iônica e que essas diferenças podem ser avaliadas quantitativamente utilizando-se a

constante de equilíbrio químico. Devem saber relacionar essas ideias com a força de ácidos e de bases. Espera-se também que saibam construir a expressão de constantes de equilíbrio a partir de equações químicas balanceadas, que saibam avaliar o significado químico de valores numéricos assumidos por essas constantes, assim como saibam em que condições elas são definidas.

## SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4 INFLUÊNCIA DAS VARIAÇÕES DE TEMPERATURA E PRESSÃO EM SISTEMAS EM EQUILÍBRIO QUÍMICO

A importância de se entender como se pode modificar um equilíbrio químico fica clara quando se necessita modificar a quantidade de produtos formados.

Como foi visto na atividade anterior, muitas soluções aquosas ácidas constituem-se em sistemas em equilíbrio químico. Dado que a acidez de soluções está diretamente ligada à manutenção da vida, como,

por exemplo, à sobrevivência de espécies animais em ambientes aquáticos e à manutenção do pH sanguíneo, o controle desta acidez – sua manutenção ou modificação – é muito importante.

Nesta Situação de Aprendizagem serão discutidas perturbações em equilíbrios químicos causadas por mudanças de temperatura ou de pressão.

**Tempo previsto:** 2 aulas.

**Conteúdos e temas:** perturbações no estado de equilíbrio químico provocadas por mudanças de temperatura ou de pressão.

**Competências e habilidades:** fazer uso de linguagens próprias da Química e da Matemática para obter informações sobre as concentrações presentes em equilíbrios químicos; avaliar dados referentes às perturbações em sistemas que já atingiram o equilíbrio químico causadas por mudanças de pressão ou de temperatura; prever mudanças em equilíbrios químicos aplicando o princípio de Le Chatelier.

**Estratégias:** análise de tabelas, questões, interpretação de textos e aulas expositivo-dialogadas.

**Recursos:** questões.

**Avaliação:** execução de atividades e respostas às questões propostas.

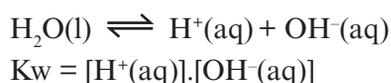
## Desenvolvimento da Situação de Aprendizagem 4

### Influência da temperatura

O estudo da influência da temperatura em equilíbrios químicos (CA, p. 23) será realizado no equilíbrio de autoionização da água. A atividade pode ser problematizada por uma provocação.

- Uma amostra de água pura, a 0 °C, é neutra? Qual será o seu pH? Se aquecermos essa água a 50 °C, ela continuará neutra? Qual será o seu pH?

É provável que os alunos respondam que, se a água é pura, ela é neutra, e que seu pH é igual a 7 a qualquer temperatura. Neste momento, solicita-se que seja escrita a equação que representa o equilíbrio de autoionização da água, assim como a expressão de sua constante de equilíbrio:



Para desestabilizar a ideia de que o pH da água neutra é sempre igual a 7, os alunos poderão calcular o pH da água a diferentes temperaturas e completar a tabela seguinte. Para facilitar a conferência dos resultados, seus valores foram colocados em *itálico*.

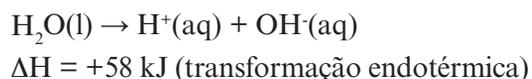
Valores de Kw de uma amostra de água a várias temperaturas		
Temperatura (°C)	Kw (mol <sup>2</sup> .dm <sup>-6</sup> )	pH
0	0,11 · 10 <sup>-14</sup>	<i>7,5</i>
10	0,30 · 10 <sup>-14</sup>	<i>7,3</i>
20	0,68 · 10 <sup>-14</sup>	<i>7,1</i>
25	1,00 · 10 <sup>-14</sup>	<i>7</i>
50	5,47 · 10 <sup>-14</sup>	<i>6,6</i>
100	51,3 · 10 <sup>-14</sup>	<i>6,1</i>

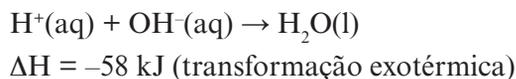
- O pH da água pode mudar? O que foi alterado para que isso acontecesse? A água continua neutra? Explique.

Os alunos deverão concluir que, pela equação da autoionização da água, a [H<sup>+</sup>(aq)] é igual à de [OH<sup>-</sup>(aq)]; portanto, a água deverá continuar neutra, a qualquer temperatura, mas como o pH é definido em função da [H<sup>+</sup>(aq)], este não será mais 1,0 x 10<sup>-7</sup>; logo, o seu pH não será mais 7.

Você, professor, pode, então, reforçar a ideia de que o valor da constante de equilíbrio se modifica com mudanças de temperatura.

A previsão de como mudanças de temperatura podem alterar sistemas em equilíbrio químico pode ser feita observando-se a entalpia das transformações envolvidas no equilíbrio de autoionização da água.





Deve ser lembrado que as transformações são reversíveis; logo, a energia absorvida na ionização de um mol de moléculas de água deve ser a mesma liberada na formação de 1 mol de moléculas de água a partir de seus íons. A outra condição de equilíbrio a ser lembrada é a de que a rapidez das transformações direta e inversa deve ser igual.

Solicite ainda aos alunos que observem os valores de  $K_w$  apresentados na tabela e que relacionem o aumento da temperatura com o favorecimento da transformação de ionização da água ou de formação da água. Deve-se então pedir que observem que, como a reação de ionização é endotérmica, ocorre com absorção de calor devendo, pois, ser favorecida com aumentos de temperaturas.

Proponha a análise de outro exemplo. A transformação  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  admite os seguintes valores para a constante de equilíbrio  $K_c$ :

T (°C)	225	625	995
$K_c$	0,007	0,455	1,76

- Sabendo-se que a transformação  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  é endotérmica, relacione a variação da temperatura, os valores da constante de equilíbrio e a entalpia das transformações envolvidas.

Ao analisarem os valores da tabela, os alunos poderão perceber que aumentos da tem-

peratura estão relacionados aos aumentos dos valores da constante do equilíbrio em questão. Isto significa que aumentos na temperatura se relacionam aos aumentos das concentrações de  $\text{CO}_2(\text{g})$  e de  $\text{H}_2(\text{g})$ , ou seja, que aumentos da temperatura favorecem a reação endotérmica do equilíbrio.

Poderão então concluir que o aumento da temperatura favorece a transformação endotérmica de um equilíbrio, e que a diminuição da temperatura favorece a transformação exotérmica do equilíbrio.

### Influência da pressão

Influências de mudanças da pressão em sistemas aquosos são mais difíceis de serem estudadas. Pode-se perceber essa influência ao se estudar o equilíbrio de solubilidade de gases. A análise da tabela da solubilidade do gás oxigênio em água pode mostrar que o aumento da pressão total provoca um aumento na concentração do oxigênio dissolvido em água (CA, p. 25).



#### Solubilidade do oxigênio em água a 25 °C em função da pressão

Pressão (atm)	Concentração mol/L do $\text{O}_2(\text{aq})$
1,05	0,00123
4,60	0,00529
5,91	0,00674
8,55	0,00951
9,86	0,01082

Os alunos podem ser solicitados a interpretar a tabela e a levantar hipóteses sobre a influência que a pressão e, conseqüentemente, a quantidade de gases dissolvidos na água pode ter na vida aquática. Para tanto, podem ser informados que, a cada 10 metros abaixo da superfície do mar, a pressão aumenta em cerca de 1 atm. Talvez levantem hipóteses de que, a profundidades maiores, possam sobreviver espécies que necessitem de mais oxigênio, que resistam a altas pressões, mas que não necessitem de muita luz para sobreviver, por exemplo. O importante neste momento é permitir que reflitam sobre os dados apresentados na tabela e que relacionem o aumento da pressão com o aumento da solubilidade dos gases em líquidos.

Mergulhadores que descem a grandes profundidades usam diferentes misturas de gases em seus cilindros. A escolha da mistura vai depender da profundidade do mergulho e do seu tempo de duração. Independentemente da mistura de gás escolhida, mergulhos a grandes profundidades devem levar em conta o tempo de descompressão. Por quê?

Para se discutir esta pergunta, pode-se analisar o planejamento de um mergulho a 73 metros de profundidade, que deve durar 25 minutos no fundo.

Segundo um especialista em mergulho, para retornar à superfície, o mergulhador teria que fazer dez paradas de descompressão a 30, 27, 24, 21, 18, 15, 12, 9, 6 e 3 metros de profundidade, com tempos de parada de 1, 1, 2, 3, 4, 6, 8, 13, 16 e 27 minutos, respectivamente.

Observe que, para este mergulhador explorar o fundo durante 25 minutos, deve levar quase 1 hora e meia para fazer a descompressão.

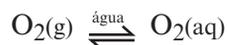
Solicite aos alunos que usem o que aprenderam a respeito da influência da pressão sobre a solubilidade de gases para explicar porque mergulhos profundos necessitam de paradas a várias profundidades para que se faça a descompressão. Esta questão pode ser dada como tarefa.

A resposta deve levar em conta que, a grandes profundidades, as pressões a que o mergulhador está exposto são muito grandes, dado que a cada 10 metros abaixo da superfície do mar a pressão aumenta cerca de 1 atm. Logo, a solubilidade dos gases no sangue do mergulhador aumenta muito. Se o mergulhador subir de uma só vez, a quantidade de gases que se encontram dissolvidos diminuirá abruptamente e poderão se formar bolhas no sangue, que podem causar a morte do mergulhador. Uma subida lenta permite que a pressão diminua aos poucos. Isso dará tempo para que o mergulhador vá expirando o gás em excesso. Muitas vezes, subir aos poucos não basta: é necessário que o mergulhador faça várias “paradas de descompressão” para garantir que o excesso de gases não dissolvidos seja expelido (CA, Lição de Casa, p. 26).

Você pode, professor, se desejar, apresentar uma generalização proposta por Le Chatelier, que permite boas chances de prever como o equilíbrio será alterado quando são modificadas as condições de pressão e de temperatura. O princípio diz que “quando uma perturbação

é imposta a um sistema em equilíbrio químico dinâmico, este tende a se ajustar para minimizar o efeito desta perturbação”.

Assim, se for aumentada a pressão em um sistema, este tenderá a se ajustar para minimizar o efeito desse aumento. O ajuste implica a diminuição do número de partículas em equilíbrio. Tal efeito deve ser especialmente considerado quando se trabalha com gases. Por exemplo, no equilíbrio de dissolução do gás oxigênio, se a pressão externa é aumentada, o equilíbrio sofre modificações e tende a diminuir a pressão do gás em equilíbrio com o gás dissolvido, e com isto a  $[O_2(aq)]$  aumentará.



Da mesma maneira, se a temperatura do sistema for aumentada, o equilíbrio tenderá a

se ajustar para consumir o calor fornecido e a transformação endotérmica será favorecida.

### Grade de avaliação da Situação de Aprendizagem 4

Nesta Situação de Aprendizagem, os alunos deverão ser capazes de entender que equilíbrios químicos podem ser modificados por alterações nas condições de pressão e de temperatura<sup>7</sup>. Deverão também saber prever como modificações nas temperaturas afetam os equilíbrios químicos, levando em conta as entalpias das transformações direta e inversa. E também entender que aumentos de pressão favorecem situações de equilíbrio nas quais haja menores quantidades de partículas gasosas, pois a pressão é proporcional ao número de partículas quando V e T são constantes.

## SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 5 COMO O SER HUMANO USA A ÁGUA DO MAR PARA A SUA SOBREVIVÊNCIA?

Muitas matérias-primas usadas no sistema produtivo provêm da água do mar. O conhecimento dos processos de extração dessas substâncias pode evidenciar a importância do meio ambiente no desenvolvimento sustentável. Nesta Situação de Aprendizagem, será

apresentado o processo de extração do cloreto de sódio a partir da água do mar, bem como sua utilização industrial para a obtenção de matérias-primas intermediárias como o gás cloro, o hidróxido de sódio (soda cáustica), o gás hidrogênio e o carbonato de sódio (nomes usuais:

<sup>7</sup> Modificações causadas por alterações nas concentrações das espécies presentes serão discutidas na Parte 3 da Situação de Aprendizagem 5.

barrilha ou soda). Para tanto, serão retomadas ideias sobre eletrólise e sobre solubilidade.

Também serão estudadas modificações ocasionadas no equilíbrio  $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$  e seus reflexos no sistema produtivo e na saúde – pela alteração das concentrações de

espécies presentes: no caso do sangue, pela retirada do  $\text{CO}_2$  do sistema e, no caso do processo Solvay, pela retirada do cátion  $\text{H}^+$ .

A obtenção de outros produtos a partir da água do mar poderá ser estudada por meio de pesquisas extraclasse.

**Tempo previsto:** 6 aulas.

**Conteúdos e temas:** processos que permitem a obtenção de produtos a partir da água do mar: separação do sal por evaporação, eletrólise ígnea do cloreto de sódio, eletrólise da salmoura e processo Solvay para obtenção do carbonato de sódio; conceitos retomados: solubilidade de sais, constante de solubilidade, eletrólise e equilíbrio químico; conceito novo: perturbação de equilíbrios químicos por mudanças nas concentrações de espécies participantes dos mesmos.

**Competências e habilidades:** fazer uso da linguagem química para representar e expressar sistemas químicos em equilíbrio químico e transformações de oxirredução; interpretar dados apresentados em tabelas relativos à composição, à produção e ao consumo do cloreto de sódio e aplicar as informações obtidas para entender a importância da água do mar como fonte de matérias-primas; interpretar esquemas que representam processos industriais e relacioná-los com os conhecimentos que já possuem ou recém-aprendidos; reconhecer como fatores que afetam o equilíbrio químico são importantes na obtenção de produtos – processo Solvay; entender a importância da ingestão de iodo para a saúde; entender a importância de órgãos de fiscalização; refletir sobre como saberes escolares podem fundamentar escolhas e atitudes na vida cotidiana.

**Estratégias:** levantamento de ideias prévias, leitura de textos, discussões, resolução de problemas, pesquisa, trabalho em grupo, apresentação oral e aulas expositivo-dialogadas.

**Recursos:** textos, questões abertas e tabelas.

**Avaliação:** respostas às questões, participação na discussão de textos e realização de trabalhos em grupo.

## Desenvolvimento da Situação de Aprendizagem 5

### Atividade 1 – Obtenção do cloreto de sódio (sal de cozinha) a partir da água do mar e sua utilização como matéria-prima em processos produtivos

O estudo poderá ser desencadeado por perguntas que procurarão investigar quais materiais os alunos acham que podem ser extraídos

da água do mar e se são capazes de relacionar o processo de evaporação com a obtenção do sal marinho. (O CA traz tabelas e questões a partir da p. 28.)

- ▶ Você sabe dizer como retiramos o sal de cozinha – cloreto de sódio – da água do mar?
- ▶ Você sabe quais são os principais produtores brasileiros do sal de cozinha (sal com grande teor de cloreto de sódio)?

- ▶ Você conhece outros usos para o cloreto de sódio além da alimentação?
- ▶ Você acha que o cloreto de sódio pode ser obtido apenas a partir da água do mar?

Você pode prosseguir apresentando a seguinte tabela e solicitando que a segunda pergunta seja novamente respondida.

Tipo de sal	Estado	Produção anual/10 <sup>3</sup> t	Contribuição na produção (%)
Marinho	Piauí	10	0,15
	Ceará	74	1,1
	Rio de Janeiro	120	1,8
	Rio Grande do Norte	4 918	73,0
Total de sal marinho		5 122	75,9
Gema	Alagoas e Bahia	1 623	24,1
Total geral de sal		6 745	100,0

Tabela construída a partir de dados sobre o consumo brasileiro de sal marinho em 2006, apresentados no documento “Sal marinho”, de Jorge Luiz da Costa, do Departamento Nacional de Produção Mineral – DNPM/RN. Disponível em: <[www.dnpm.gov.br/assets/galeriaDocumento/SumarioMineral2007/sal\\_marinho\\_SM2007.doc](http://www.dnpm.gov.br/assets/galeriaDocumento/SumarioMineral2007/sal_marinho_SM2007.doc)>. Acesso em: 28 jan. 2009.

Proseguindo, pergunte o que entendem por sal-gema, e então explique que é o sal obtido por mineração de jazidas terrestres, provavelmente formadas pela evaporação de mares pré-históricos ou a partir de leitos secos de lagos salgados. Este sal é constituído basicamente por cloreto de sódio, mas também contém cloreto de potássio e cloreto de magnésio. Também deve ser explicado que o sal marinho é obtido pela evaporação da água do mar em salinas. Os dados da tabela permitem que os alunos conheçam os Estados brasileiros que mais produzem sal.

Para iniciar o estudo da obtenção do sal marinho, informe os alunos de que a água dos oceanos contém, em média, cerca de 35 gra-

mas de sal em cada quilograma de água. Isso significa que, para cada litro de água do mar, há cerca de 35 gramas de sais dissolvidos. A tabela a seguir informa alguns dos principais íons dissolvidos na água do mar.

Solicite aos alunos que façam previsões de quais sais podem ser formados após a evaporação de toda a água. Dessa maneira, permite-se a reflexão sobre quais espécies podem se ligar ionicamente para formar um sal<sup>8</sup>. As respostas esperadas seriam todas as combinações entre cátions e ânions: NaCl(s), Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(s), NaBr(s), NaHCO<sub>3</sub>(s), MgCl<sub>2</sub>(s), MgSO<sub>4</sub>(s), Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(s), MgBr<sub>2</sub>(s), CaCl<sub>2</sub>(s), CaSO<sub>4</sub>(s), Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(s), CaBr<sub>2</sub>(s), KCl(s), K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(s), KHCO<sub>3</sub>(s) e KBr(s).

<sup>8</sup> Ligações foram estudadas no 2º bimestre da 2ª série.

Composição média das águas superficiais do Oceano Atlântico: íons mais abundantes		
Íons dissolvidos na água do mar	$\frac{g_{\text{íon}}}{kg_{\text{água do mar}}}$	Quantidade de matéria (mol)
Cloreto (Cl <sup>-</sup> )	19,353	0,545
Sódio (Na <sup>+</sup> )	10,76	0,47
Sulfato (SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	2,712	0,028
Magnésio (Mg <sup>2+</sup> )	1,297	0,053
Cálcio (Ca <sup>2+</sup> )	0,413	0,01
Potássio (K <sup>+</sup> )	0,3840	0,0098
Hidrogenocarbonato (HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> )	0,1420	0,0023
Brometo (Br <sup>-</sup> )	0,0670	0,00085
Obs.: estes íons representam mais de 99% (em massa) dos íons presentes.		

Pode-se também perguntar qual sal deveria aparecer em maior proporção. A análise da tabela permite que os alunos concluam que o sal que poderia aparecer em maior proporção é o NaCl, pois seus componentes aparecem em maior proporção molar. Pode-se perguntar ainda se eles acham que, com a evaporação da água do mar, será obtido um sal bastante puro em NaCl. Pode-se também esclarecer que o sal de cozinha que consumimos contém MgCl<sub>2</sub> que, por ser muito higroscópico, absorve água do ambiente fazendo com que o sal empedre em saleiros.

A discussão de como se obtém um sal marinho com maior teor de cloreto de sódio

(NaCl) poderá então ser desencadeada. Esse método baseia-se nas diferenças de solubilidade dos diferentes sais<sup>9</sup>. Eles deverão refletir sobre a ordem de precipitação (cristalização) dos diferentes sais de acordo com suas solubilidades, apresentadas na tabela abaixo. Podem ser retomadas as perguntas: *Qual dos sais é o mais solúvel? Se todas as espécies forem solubilizadas e, depois, ao se deixar a água evaporar, qual sólido se depositará primeiro? Quais sólidos serão difíceis separar? Como estes conhecimentos são usados em salinas para separar os sais dissolvidos na água do mar?*

Solubilidade de alguns solutos da água do mar a 25 °C		
Soluto	Fórmula química	Solubilidade (g/100g de H <sub>2</sub> O)
Cloreto de magnésio	MgCl <sub>2</sub>	54,1
Sulfato de cálcio	CaSO <sub>4</sub>	2,2 · 10 <sup>-1</sup>
Carbonato de cálcio	CaCO <sub>3</sub>	1,3 · 10 <sup>-3</sup>
Cloreto de sódio	NaCl	36,0
Brometo de sódio	NaBr	1,2 · 10 <sup>2</sup>
Sulfato de magnésio	MgSO <sub>4</sub>	36,0

Em algumas salinas, os sais presentes na água do mar são separados com base nas diferenças de solubilidade. Para tanto, deixa-se que a água evapore até a concentração total dos sais nela dissolvidos ultrapassar o limite

<sup>9</sup> Estudadas na Situação de Aprendizagem 2 do 1º bimestre da 2ª série.

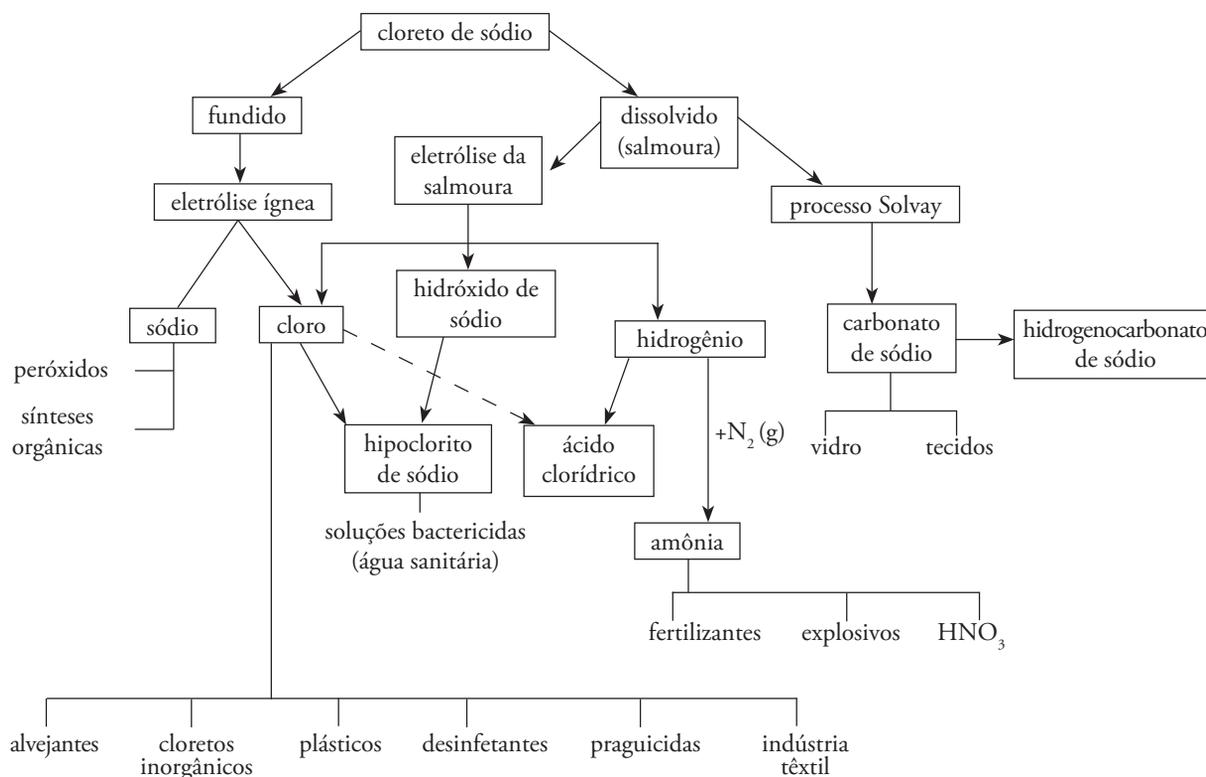
de solubilidade dos sais menos solúveis, permitindo que estes se depositem (se cristalizem) no fundo do tanque. A salmoura é então transferida para outro tanque de evaporação. O sal depositado no fundo dos tanques é rico em sais menos solúveis, e a salmoura é rica em sais mais solúveis. Diferentes compostos são depositados no fundo dos tanques à medida que a evaporação se processa. Para se obter um cloreto de sódio mais puro, precisa-se de uma série de tanques. Há quem chame este processo de **evaporação fracionada**. É interessante que se saiba que no Brasil há uma lei que obriga a adição de 40 a 60 miligramas de iodo por quilograma de sal vendido para

uso alimentar doméstico. Essa medida visa à prevenção de retardos mentais, bócio, apatias, dificuldades motoras e outros problemas de saúde causados pela ingestão insuficiente de iodo na dieta. Caso se deseje, há uma sugestão de pesquisa no final desta atividade que discute melhor a questão.

- Os quase 80% do sal que não são consumidos na alimentação são utilizados nos setores indicados no esquema. Como será que é utilizado? Para que é utilizado? (CA, p. 31.)

O esquema abaixo pode ajudar a responder a esta última questão.

### Participação do cloreto de sódio em processos produtivos



Extraído de: GEPEQ. *Química e sobrevivência: hidrosfera - fonte de materiais*. São Paulo: Edusp, 2005, p. 89.

- ▶ Quais processos de separação de materiais e de transformação química você reconhece no esquema apresentado?

Espera-se que reconheçam a dissolução do sal em água<sup>10</sup>, a eletrólise<sup>11</sup> e a eletrólise ígnea, a fusão<sup>12</sup>, o processo de Haber-Bosch<sup>13</sup> e o processo Solvay. Este último não foi estudado, mas o nome “processo” fará a indicação. Talvez os alunos não saibam o que é eletrólise ígnea, mas certamente a relacionarão com eletrólise.

- ▶ Quais seriam os produtos diretamente obtidos a partir do cloreto de sódio?

Os alunos devem apontar o sódio metálico, o gás cloro, o hidróxido de sódio, o gás hidrogênio e o carbonato de sódio. Essas questões buscam favorecer as habilidades de leitura e análise de fluxogramas.

- ▶ Olhando o esquema, que indústrias utilizam matérias-primas obtidas a partir do cloreto de sódio? Você conhecia todas essas aplicações de substâncias obtidas a partir do cloreto de sódio?

**Antes de terminar a aula**, você pode solicitar que a pesquisa seja socializada para finalizar o estudo da água do mar, caso se decida pelo uso dessa estratégia. Mais detalhes, orientações e sugestões de trabalho podem ser encontrados na Atividade 4 desta Situação de Aprendizagem.

<sup>10</sup> Estudada no 1º bimestre da 2ª série.

<sup>11</sup> Estudadas no 4º bimestre da 2ª série.

<sup>12</sup> Estudada no 1º bimestre da 1ª série.

<sup>13</sup> Estudado no 1º bimestre da 3ª série.

## Sugestão de projeto interdisciplinar

Caso seja possível e você, professor, ache pertinente, podem ser discutidas as condições climáticas e geológicas adequadas às regiões produtoras de sal, tais como clima seco, bastante vento, solo argiloso, acesso protegido ao mar e terrenos planos, extensos e não muito profundos. Esta atividade pode se transformar em um projeto interdisciplinar envolvendo as disciplinas Geografia e História, ao se investigar como são os solos, o clima, a topografia e o índice pluviométrico dos municípios produtores de sal marinho nos quatro Estados brasileiros produtores de sal citados na tabela. Pode também ser discutida a importância econômica do sal nessas regiões, além de como se deu o desenvolvimento da atividade extrativa do sal ao longo da história brasileira.

Perguntas problematizadoras, além de mostrar a relevância da aprendizagem do novo conhecimento, também favorecem ações mentais ao permitir a mobilização de informações e saberes pré-existentes, facilitando, assim, o estabelecimento de relações entre o que já conhecem e os novos conhecimentos. Por esse motivo, sugere-se que a explicação sobre as condições a serem observadas na escolha de locais para a construção de salinas seja guiada por perguntas como:

- ▶ Você acha que um clima úmido seria favorável à extração do sal? Por quê?

► Por que o terreno deve ser argiloso?

As discussões sobre as respostas permitem que os alunos reflitam sobre as explicações das condições necessárias à extração de sal, entendam que ventos e clima secos facilitam a evaporação da água e que solos argilosos dificultam a penetração da água no próprio solo impedindo sua “fuga”. A topografia é importante, pois o terreno deve permitir a construção de reservatórios de águas muito salgadas, que permitam uma rápida evaporação. Logo, devem ser extensos e não muito profundos (em geral, têm cerca de três metros de profundidade) e sua localização deve permitir uma comunicação protegida com o mar de maneira a facilitar a entrada da água salgada, porém não a sua saída.

### Sugestão para atividade extraclasse\*

No Brasil, a legislação exige que o sal para consumo humano seja iodado. Para que os alunos conheçam mais sobre este assunto, pode-se requisitar uma pesquisa. Em <<http://dtr2002.saude.gov.br/caadab/arquivos/segunda%20mostra/Defici%EAncia%20de%20Iodo.pdf>> (acesso em: 28 jan. 2009), há uma apresentação bem completa, objetiva e com linguagem acessível sobre os problemas causados pela carência de iodo na alimentação\*\*.

Se não houver possibilidade de acesso à internet, pode-se disponibilizar as informações a seguir e solicitar que os alunos respondam a al-

gumas questões. A socialização dos dados pesquisados e das respostas às questões podem ser feitas de maneira informal, numa roda de conversa. A intenção é informar e conscientizar.

Seguem algumas informações coletadas no *site* indicado:

“A Lei nº 6.150 de 1974 [...] determina a obrigatoriedade para a iodação de todo o sal para consumo humano e animal produzido no país. Segundo a lei, cada quilograma de sal deveria conter de 10 a 30 mg de iodo metaloide. Em março de 1999, através da Portaria Nº 218, o Ministério da Saúde estabelece que somente será considerado próprio para consumo humano o sal que contiver teor igual ou superior a 40 (quarenta) miligramas até o limite de 100 (cem) miligramas de iodo por quilograma de produto. Em fevereiro de 2003 foi feita nova adequação na faixa de 20 a 60 ppm.”

Ingestão diária recomendada para lactantes: 50 µg; para crianças de 2 a 6 anos: 90 µg; para crianças de 7 a 12: 120 µg; para crianças a partir de 12 anos, adolescentes e adultos: 150 µg; e para mulheres grávidas e em período de lactância: 200 µg (obs.: 1 µg = 1.10<sup>-6</sup> g).

Sal iodado (40 a 100 ppm): 6 g de sal conterão de 200 a 500 µg de iodo.

1 pedaço médio (120 g) de peixe de água salgada: de 36 a 360 µg; 1 pedaço médio (120 g) de peixe de água doce: de 2,4 a 4,8 µg.

\* Consulte o CA, Pesquisa em Grupo, p. 33.

\*\* *Deficiência de iodo*. Oficina de trabalho: Carências nutricionais, desafios para a saúde pública. Apresentada na II Mostra de Produção em Saúde da Família, jun. 2004. Ministério da Saúde. Secretaria de Atenção à Saúde. Departamento de Atenção Básica. Coordenação Geral da Política de Alimentação e Nutrição.

A deficiência de iodo pode ser causa de retardo mental e de danos cerebrais. Crianças podem crescer apáticas, com retardo mental e incapazes de se movimentar normalmente; podem desenvolver surdo-mudez e cretinismo e ter seus QIs reduzidos de 10 a 15 pontos. Grávidas podem dar à luz natimortos e crianças com baixo peso. Em adultos, pode causar o bócio, que é o aumento da glândula tireoide.

Impactos socioeconômicos: elevação das despesas com a saúde, altas taxas de repetência e evasão escolar, e baixa capacidade produtiva no trabalho. Em animais, pode ocasionar baixa fertilidade das matrizes, engorda insuficiente e baixa produção de ovos, leite e lã.

Na página da Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) são noticiadas a apreensão e a interdição de uma marca de sal por não conter a quantidade de iodo exigida por lei. Disponível em: <[www.saude.rn.gov.br/noticias.asp?idnoticia=6229](http://www.saude.rn.gov.br/noticias.asp?idnoticia=6229)>. Acesso em: 28 jan. 2009.

Questões sugeridas para a atividade extra-classe:

- ▶ Que problemas de saúde podem ser causados em crianças, mulheres grávidas e adultos pela ingestão insuficiente de iodo?
- ▶ Que impactos sociais e econômicos podem estar associados a esses problemas de saúde?
- ▶ Construa uma tabela que indique as necessidades básicas de iodo para lactantes, para crianças de 2 a 6 anos, para crianças

de 7 a 12 anos, para crianças a partir de 12 anos, adolescentes e adultos, e para mulheres grávidas e em período de lactância.

- ▶ Vocês acham que pessoas que moram longe do litoral conseguem ingerir facilmente a quantidade de sal recomendada? O que vocês acham desta lei que obriga o sal a ser iodado?
- ▶ Imagine uma mulher grávida que seja hipertensa e não possa comer sal. Em sua opinião, o que ela deve fazer para que nem ela nem seu bebê sofram com a carência de iodo?

Obs.: com relação à última questão, os alunos podem fazer muitas sugestões, mas a única adequada é recomendar que a gestante procure um médico que a esclareça. Essa atitude de tentar detectar um possível problema de saúde e buscar orientações com um profissional da área precisa ser cultivada. Tal conclusão pode ser induzida por perguntas desequilibradoras. Por exemplo, um aluno pode sugerir que a gestante tome iodo. Você pode, então, perguntar: *Quanto de iodo? Quantas vezes por dia? E se ela tomar demais, pode haver algum problema? Por que há uma recomendação para uma dosagem máxima? Não seria melhor procurar um médico?*

- ▶ Você sabe quem fiscaliza o sal distribuído?

A divulgação da notícia da apreensão e interdição de uma marca de sal por não conter a quantidade de iodo exigida por lei, divulgada na página da Anvisa, pode instruir os alunos a respeito de onde buscar informações sobre a qualidade e a fiscalização de produtos comercializados.

Pode ainda ser solicitada uma pesquisa sobre quais os órgãos responsáveis pela fiscalização do cumprimento das leis que regulam: atividades extrativas e de lazer (como caça, pesca, ecoturismo, uso da água e do ar para esportes e outras), a qualidade dos combustíveis, dos medicamentos, da água distribuída e dos esgotos e criações de animais, entre outras. Esta pesquisa permite a formação de indivíduos que saibam buscar informações e que consigam ter argumentos para atuações cidadãs.

### Grade de avaliação da Atividade 1

Nesta atividade, procurou-se permitir que os alunos – que provavelmente já reconhecem a água do mar como fonte do sal de cozinha – reflitam sobre como o sal marinho é obtido e que relacionem esse conhecimento com o que já aprenderam sobre o uso das diferentes solubilidades dos sais para separá-los (CA, p. 35).

Esta atividade pretende também explicitar que o sal de cozinha – cloreto de sódio – é matéria-prima importante para obtenção de gás cloro, gás hidrogênio, hidróxido de sódio e carbonato de sódio, que, por sua vez, são matérias-primas muito importantes para o sistema produtivo. As perguntas que auxiliam na análise do fluxograma sobre a participação do cloreto de sódio nos processos produtivos visam permitir que os alunos percebam e valorizem sua importância na indústria e, consequentemente, na economia.

A reflexão sobre os problemas causados pela ingestão insuficiente de iodo pode desenvolver neles uma atitude mais consciente quanto às escolhas de consumo e também permitir a discussão de uma atitude muito comum no Brasil: a de seguir conselhos e recomendações de leigos em situações que envolvem a saúde.

### Atividade 2 – Obtenção do hidróxido de sódio, do gás cloro e do sódio a partir do cloreto de sódio: processos eletrolíticos

Para que os alunos possam entender os processos envolvidos na obtenção de diferentes produtos a partir do cloreto de sódio, é recomendável que sejam retomadas as ideias sobre oxirredução e sobre eletrólise estudadas no 4º bimestre da 2ª série.

A reapresentação do esquema que mostra a participação do cloreto de sódio (NaCl) em processos produtivos pode desencadear uma aula expositivo-dialogada conduzida por perguntas que ajudem os alunos a aplicar os conhecimentos sobre oxirredução e eletrólise nesta nova situação. Agora, eles são solicitados a indicar novamente quais são os processos que aparecem no esquema. Informe-os, então, que os processos serão estudados por partes, a começar pela obtenção do gás cloro e do sódio metálico por meio de uma eletrólise ígnea.

- O que seria uma eletrólise? E uma eletrólise ígnea?

Em primeiro lugar, lembre-os<sup>14</sup> de que eletrólises envolvem íons que apresentem mobilidade. Então, para se fazer a eletrólise do NaCl, este deverá ser fundido, na eletrólise ígnea, ou dissolvido em água, na eletrólise da salmoura.

Lembre-os também de que eletrólises são processos que usam energia elétrica para forçar oxirreduções que não aconteceriam espontaneamente. Deve-se discutir que são processos úteis para a obtenção e a separação de substâncias presentes na natureza.

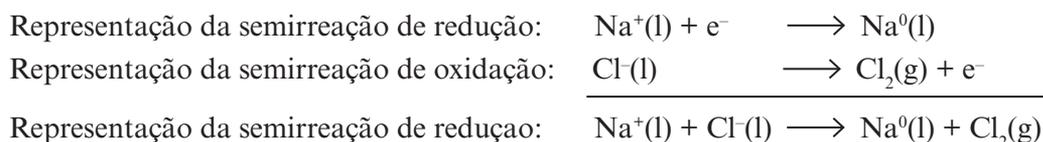
- Quais são as substâncias obtidas por eletrólise ígnea do cloreto de sódio?

*Deverão responder: sódio metálico ( $Na^0$ ) e gás cloro ( $Cl_2(g)$ ).*

- Em sua opinião, que reagentes permitiriam a obtenção do sódio metálico e do gás cloro?

*Espera-se que os alunos não tenham dificuldades para apontar os íons  $Na^+$  e  $Cl^-$ .*

Você pode apresentar então, as semirreações **não-balanceadas**:



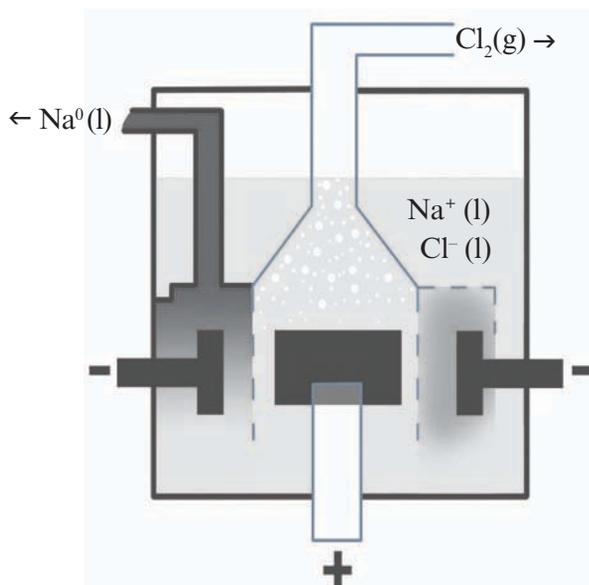
- Você acha que essas semirreações são plausíveis e podem explicar o processo? Explique.

Neste momento, explicita quais são os reagentes e quais são os produtos desta eletrólise e ressalte que, apesar das semirreações serem representadas isoladamente, uma não ocorre sem a outra, pois trata-se de uma oxirredução e não é possível a ocorrência de oxidação sem que haja redução. Precisa também lembrar que os íons devem ter mobilidade para que possam se dirigir aos eletrodos e serem oxidados ou reduzidos; NaCl fundido está no estado líquido e apresenta, portanto, mobilidade.

Você pode pedir então, que as semirreações sejam balanceadas.

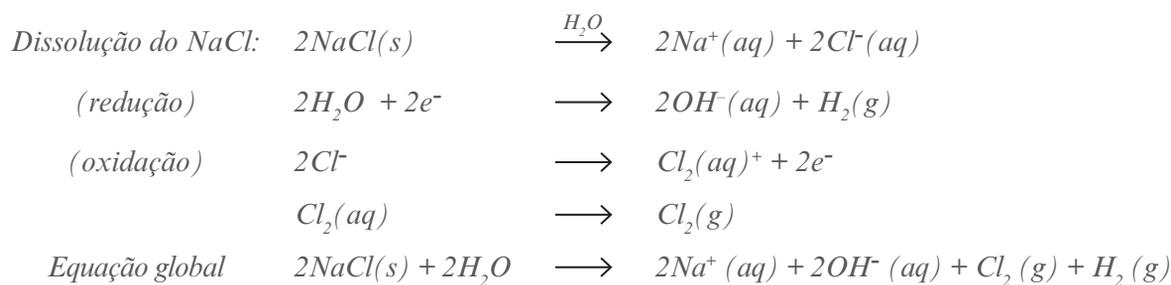
O estudo prossegue com a apresentação do esquema de uma cuba de Downs, usada para eletrólises ígneas do cloreto de sódio. Caso se tenha optado por um estudo mais detalhado da eletrólise ígnea, pode-se apresentar o esquema sem a identificação dos cátodos e do ânodo e pedir aos alunos que os identifiquem. Este processo é usado industrialmente para a obtenção do sódio metálico; o cloro seria quase um subproduto. A eletrólise da salmoura é um processo mais barato para a obtenção do cloro gasoso. Como o cloreto de sódio tem um ponto de fusão muito alto (804 °C), adiciona-se cloreto de cálcio para abaixá-lo; a cuba é então operada a 600 °C.

<sup>14</sup> A eletrólise foi estudada no 4º bimestre da 2ª série.



Esquema de uma célula de Downs para obtenção do sódio metálico. Trata-se de uma célula eletrolítica; nos polos negativos (cátodos), ocorre a redução dos íons de sódio e no polo positivo (ânodo) ocorre a oxidação dos íons cloreto, havendo a formação do gás cloro. Adaptado de: GEPEQ. *Química e sobrevivência: hidrosfera - fonte de materiais*. Livro do aluno. São Paulo: Edusp, 2005, p. 94.

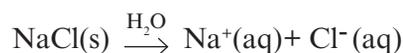
Você, professor, pode apresentar, então, a eletrólise da salmoura. A aula pode ser orientada com o mesmo tipo de perguntas:



<sup>15</sup> Não será discutido o porquê da redução do hidrogênio (e não do sódio) e do cloro (e não do oxigênio) na eletrólise da salmoura, pois não foram discutidos os potenciais de redução. Este aprofundamento é possível, caso o professor ache conveniente.

### ► O que é salmoura?

Caso os alunos não saibam, devem ser informados de que salmoura é uma solução de água e cloreto de sódio. Pode ser pedido que escrevam a equação que representa a dissolução do cloreto de sódio em água. O objetivo é chamar a atenção para a necessidade de se ter espécies em solução que tenham mobilidade.



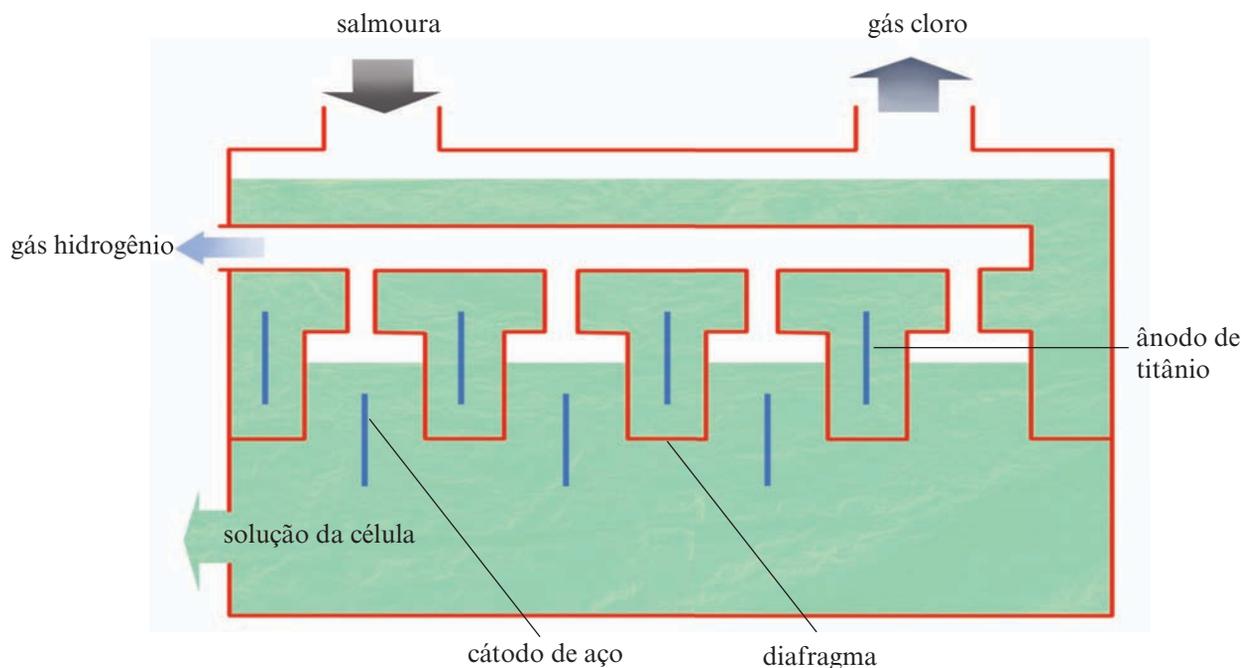
Novamente, os alunos podem ser inquiridos sobre os reagentes e os produtos da eletrólise da salmoura. As semirreações não balanceadas são novamente apresentadas e os alunos são questionados quanto à sua plausibilidade<sup>15</sup>.

O balanceamento das semirreações e da reação global pode ser pedido como tarefa, ou como exercício. Em cinza está a resposta esperada.

### Resposta:

A apresentação do esquema de uma célula de diafragma pode mostrar que os gases são recolhidos em lugares diferentes e que na solução remanescente na célula haverá ânions hidroxila ( $\text{OH}^-$  (aq)), ânions cloreto ( $\text{Cl}^-$  (aq)) que não foram oxidados e cátions

de sódio ( $\text{Na}^+$  (aq)). Ao se deixar que essa solução se evapore até ultrapassar ligeiramente o coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$  (s)), este se cristaliza, restando o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ; soda cáustica) em solução.



Célula de diafragma para eletrólise da salmoura.

Extraído de: GEPEQ. *Química e sobrevivência: hidrosfera - fonte de materiais*. Livro do aluno. São Paulo: Edusp, 2005, p. 101.

## Grade de avaliação da Atividade 2

Nesta Atividade, a água do mar será estudada como fonte de materiais úteis ao ser humano. É desejável que os alunos entendam a eletrólise como um processo usado em escala industrial, que permite a separação e a obtenção de matérias-primas. Como a eletrólise foi estudada no 3º bimestre da 2ª série, é feita uma breve retomada para mostrar sua aplicação na indústria.

## Atividade 3 – O cloreto de sódio como fonte de matérias-primas para a obtenção industrial da amônia (processo de Haber-Bosch) e do carbonato de sódio (processo Solvay): influência de alterações da concentração em sistemas em equilíbrio químico

No bimestre anterior foi estudada a síntese industrial da amônia pelo processo conhecido como Haber-Bosch. As matérias-primas

utilizadas nesta síntese são os gases nitrogênio, obtido a partir da destilação fracionada do ar atmosférico,<sup>16</sup> e hidrogênio. Este último é obtido em grandes plantas industriais a partir do gás metano, por razões econômicas. Entretanto, na obtenção industrial da soda cáustica (NaOH) também são gerados gases, no caso o hidrogênio e o cloro. O primeiro normalmente é usado na hidrogenação de compostos orgânicos e também na síntese da amônia.

Dando prosseguimento ao estudo de materiais obtidos a partir da água do mar, propõe-se a discussão do processo Solvay, usado na produção do carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) a partir do cloreto de sódio (NaCl) e do carbonato de cálcio  $\text{CaCO}_3$ ). Nesse processo é essencial a adição de gás amônia ( $\text{NH}_3$ ) para que os equilíbrios químicos envolvidos sejam alterados e assim possa haver a precipitação do hidrogênio.

nocarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ). Sugere-se que os alunos, em duplas, leiam cada etapa do processo, discutam entre si e, depois, com toda a classe e com o professor. Ao final da leitura seria interessante que fosse analisado o esquema do processo Solvay, para que os alunos possam construir imagens mentais sobre como esse processo deve ocorrer. O estudo pode ser melhor controlado se for estipulado um tempo para a leitura e discussão de cada etapa do processo. No final da leitura, as perguntas devem ser respondidas e depois corrigidas oralmente.

Para iniciar este estudo, você pode remeter novamente ao esquema que mostra as utilizações industriais do cloreto de sódio e perguntar qual processo ainda não foi estudado e onde se utiliza a barrilha. Em seguida, informe aos alunos como o estudo será realizado (CA, pp. 37 a 39).

### Estudo orientado do processo Solvay

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e  
Maria Fernanda Penteadó Lamas

O carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), também chamado de soda<sup>17</sup> ou de barrilha, pode ser industrialmente obtido pelo processo Solvay, desenvolvido por Ernest Solvay no final do século XIX. Em 1863, com seu irmão Alfred, construiu sua primeira fábrica. Dez anos depois, a Solvay já havia instalado fábricas em vários países do mundo e, em 1900, respondia por 95% da produção mundial de soda. Este método, patenteado pela primeira vez

em 1861, e a invenção da torre Solvay, garantiram a Solvay riqueza considerável.

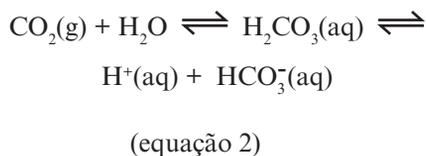
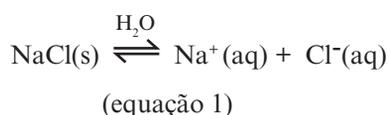
O processo Solvay utiliza como matérias-primas o cloreto de sódio (NaCl) e o calcário ( $\text{CaCO}_3$ ). O amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) participa da fabricação do carbonato de sódio, mas não pode ser considerado matéria-prima, uma vez que é regenerado e reciclado, retornando posteriormente ao processo. Nesse processo, é evidenciada a importância de se conhecer e de se conseguir alterar equilíbrios químicos. Fica também evidente a influência da adição de uma substância em um equilíbrio químico pré-existente.

<sup>16</sup> Também estudado no bimestre anterior.

<sup>17</sup> Soda é o nome usual dado ao carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e soda cáustica é o nome usual do hidróxido de sódio (NaOH).

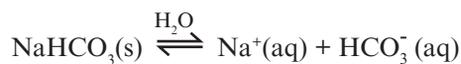
O processo ocorre em quatro etapas:

**1ª etapa:** preparação da salmora e da solução de hidrogenocarbonato de sódio, fazendo-se borbulhar  $\text{CO}_2$  em solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura).



**2ª etapa:** o que se deseja é a precipitação do  $\text{NaHCO}_3$ , mas esta precipitação não acontece, pois a reação representada pela equação 2 entra em equilíbrio e a quantidade (concentração) de  $\text{HCO}_3^-$  disponível não é suficientemente grande para ultrapassar o limite de solubilidade do  $\text{NaHCO}_3$ .

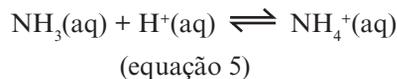
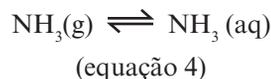
Lembrando:



$$K_s = [\text{Na}^+(\text{aq})] \cdot [\text{HCO}_3^-(\text{aq})]$$

(equação 3)

Borbulha-se então amônia. Esta reage com íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  presentes no equilíbrio químico representado pela equação 2.



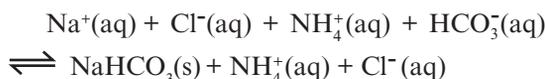
Ao retirar íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  da solução, as quantidades de  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ ,  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$  se modificam, para que a  $K_c$  se mantenha constante, já que a temperatura e a pressão permaneceram constantes.

$$K_c = \frac{[\text{H}^+(\text{aq})][\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}$$

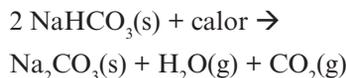
Se a  $[\text{H}^+(\text{aq})]$  diminui, a  $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]$  deve aumentar para que a igualdade seja mantida. Para que a  $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]$  aumente,  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$  será consumido.

Novamente, para que a  $K_c$  de reação  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$  seja mantida, mais  $\text{CO}_2$  reagirá com  $\text{H}_2\text{O}$ .

Logo, a adição de amônia modifica os equilíbrios químicos representados na equação 2 provocando o aumento da concentração de  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$  a ponto de ultrapassar o limite de solubilidade do  $\text{NaHCO}_3$  e este se precipitar.

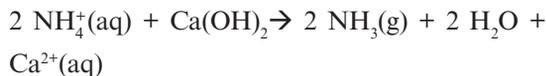


**3ª etapa:** o hidrogenocarbonato<sup>18</sup> de sódio é filtrado e aquecido a 300 °C, formando o carbonato de sódio, que é comercializado.



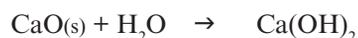
O CO<sub>2</sub> produzido é reaproveitado na etapa 1 para a formação do hidrogenocarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq)).

**4ª etapa:** para que o cátion amônio NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(aq) produzido na etapa 2 seja reaproveitado, deve ser transformado novamente em amônia. Para tal, ele é colocado para reagir com cal hidratada (Ca(OH)<sub>2</sub>), produzindo amônia gasosa, que é enviada para a instalação onde ocorre a segunda etapa.



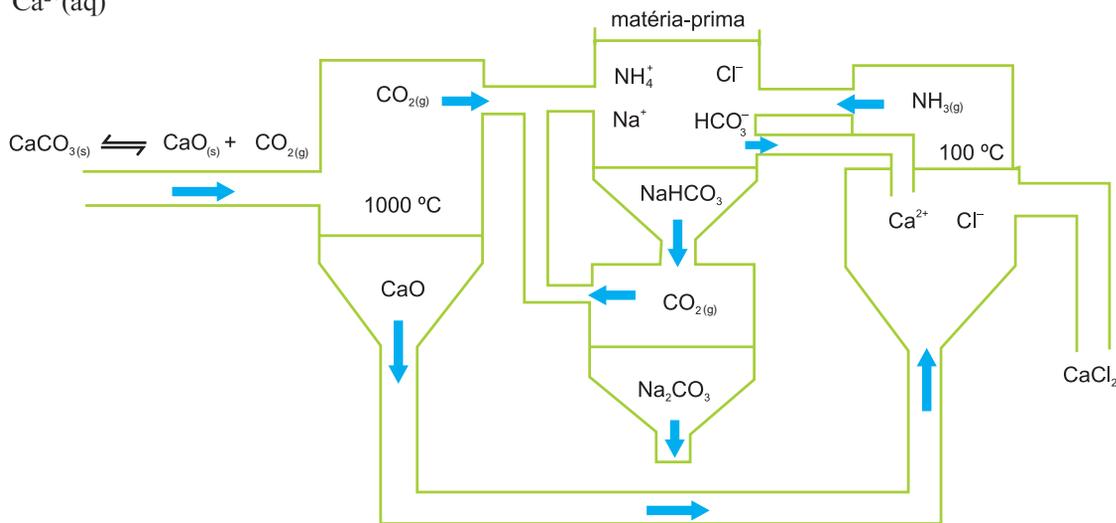
► De onde vem a cal hidratada usada na 4ª etapa e o dióxido de carbono usado na 1ª etapa?

Normalmente, as indústrias que produzem carbonato de sódio (barrilha) também calcinam o carbonato de cálcio (calcário), resultando em cal viva e dióxido de carbono (gás carbônico). O CO<sub>2</sub>(g) é enviado para a instalação onde ocorre a 1ª etapa (juntamente com o CO<sub>2</sub> obtido na 3ª etapa) e a cal viva é hidratada e utilizada no reaproveitamento do cátion amônio.



► Por que é necessário que seja adicionada amônia à solução na 2ª etapa? É importante saber alterar equilíbrios químicos?

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.



Esquema do processo Solvay de produção do carbonato de cálcio.

Extraído de: GEPEC. *Química e sobrevivência: hidrosfera - fonte de materiais*. Livro do professor, São Paulo: Edusp, 2005, p. 78.

<sup>18</sup> Não é mais recomendado o uso do termo bicarbonato de sódio.

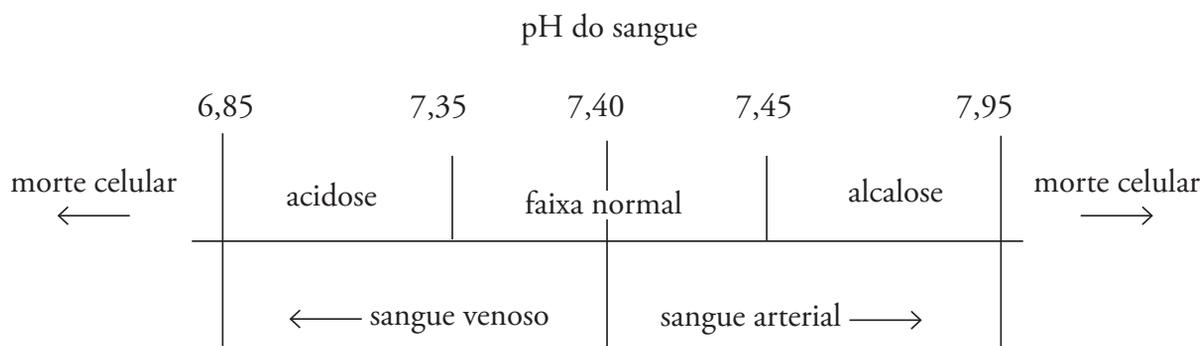
Os alunos deverão perceber que a adição de amônia permite que haja a precipitação do  $\text{NaHCO}_3$ , pois, ao ser adicionada ao sistema, reage com o íon  $\text{H}^+$ , diminuindo sua concentração. Como a temperatura é constante, as relações entre as concentrações de produtos e reagentes deve ser mantida constante, o que provoca uma alteração no equilíbrio no sentido de aumentar a concentração de  $\text{HCO}_3^-$  a ponto de permitir que o  $\text{NaHCO}_3$  se precipite. O estudo deste equilíbrio deve permitir que os alunos entendam a importância industrial de se saber alterar equilíbrios químicos modificando-se a concentração de uma substância participante do mesmo – no caso do processo Solvay, a concentração alterada foi a do íon  $\text{H}^+$ . Esse

conhecimento permite que se busquem substâncias que, ao serem adicionadas ao sistema, possam favorecer as transformações desejadas – no caso do processo Solvay, foi usada a amônia.

### Análise da eliminação do gás carbônico dissolvido no sangue

O exercício a seguir permitirá aos alunos que prevejam mudanças no equilíbrio químico que existe no sangue pela eliminação excessiva de gás carbônico (CA, Lição de Casa, p. 40).

- O diagrama abaixo representa a faixa do pH normal do sangue e suas principais alterações.



No sangue ocorre o seguinte equilíbrio químico:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

Uma maneira de mudar o pH do sangue é pela respiração. O sangue transporta o dióxido de carbono (gás carbônico,  $\text{CO}_2$ ) até os pulmões, onde ele é expirado. Os centros de controle respiratório locali-

zados no cérebro regulam a quantidade de dióxido de carbono expirado por meio do controle da velocidade e da profundidade da respiração. Uma pessoa, em uma crise de ansiedade, pode respirar muito rapidamente, eliminando pela expiração mais  $\text{CO}_2$  do que deveria. Observe o equilíbrio acima descrito e responda:

- a) O pH do sangue desta pessoa pode aumentar ou diminuir? O sangue ficaria mais ácido ou menos ácido? A pessoa entraria em acidose ou em alcalose?
- b) Uma maneira de se controlar a crise é acalmar a pessoa e fazê-la respirar dentro de um saco plástico. Você teria uma explicação para isso?

Ao fazer a correção, é desejável que fique claro que mudanças na concentração de uma das espécies em equilíbrio químico alteram as quantidades relativas das espécies em equilíbrio, mas a constante de equilíbrio permanece a mesma, pois a temperatura não foi alterada. Deve-se também ressaltar que essas alterações podem modificar situações externas favorável ou desfavoravelmente. No caso da expiração do  $\text{CO}_2(\text{g})$  do sangue, o indivíduo entra em alcalose, que é um efeito indesejável. Por se tratar de um equilíbrio, este pode ser revertido através da reposição do gás carbônico ( $\text{CO}_2(\text{g})$ ).

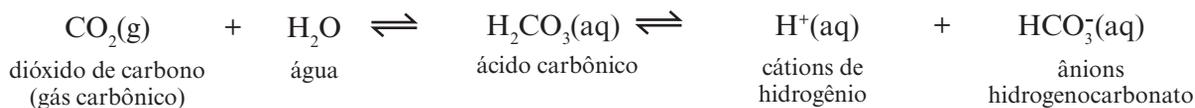
Para fechar a atividade, os alunos podem ser solicitados a observar que no processo Solvay, para que houvesse quantidade suficiente de hidrogenocarbonato ( $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ ), foi adicionada amônia ao sistema, que, ao reagir com  $\text{H}^+(\text{aq})$ ,

alterou o equilíbrio do sistema, ocasionando um aumento da quantidade de hidrogenocarbonato ( $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ ) disponível em solução. Este aumento permitiu a precipitação do hidrogenocarbonato de sódio. Ou seja, os alunos devem concluir que é importante conhecer equilíbrios químicos e saber como alterá-los, pois estão diretamente ligados à vida e a processos produtivos.

### Grade de avaliação da Atividade 3

Nesta atividade, os alunos deverão entender que os equilíbrios químicos podem ser modificados com a introdução ou a retirada de alguma espécie participante do equilíbrio.

A pergunta do final do estudo tem por objetivo ressaltar que mudanças em um sistema em equilíbrio podem permitir que uma transformação passe a acontecer. No sistema investigado, quando  $\text{CO}_2$  é borbulhado em salmoura (água com cloreto de sódio), não ocorre a precipitação do  $\text{NaHCO}_3$  porque não há quantidade suficiente de  $\text{HCO}_3^-$  em solução para que sua constante de solubilidade do  $\text{NaHCO}_3$  seja ultrapassada. Esta quantidade não é alcançada porque o sistema entra em equilíbrio químico.

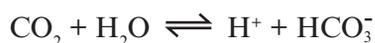


Um meio de conseguir que mais  $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$  seja formado é a retirada do  $\text{H}^+(\text{aq})$  da

solução. O sistema sofrerá modificações para que as relações entre as espécies químicas em

equilíbrio se mantenham constantes, posto que a pressão e a temperatura se mantiveram constantes e o  $\text{NaHCO}_3$  precipitará.

A questão que investiga mudanças no pH do sangue tem por objetivo mostrar como o aumento (ou a diminuição) da concentração de uma das espécies que coexistem em equilíbrio químico – no caso, o gás carbônico –, pode alterar as quantidades relativas das espécies. A equação que descreve o equilíbrio do  $\text{CO}_2$  no sangue pode ser descrita por:



Diminuindo-se a concentração do  $\text{CO}_2$ , as concentrações em equilíbrio se modificarão de maneira a tentar repor o  $\text{CO}_2$  expirado. Desta maneira, haverá a diminuição da concentração de  $\text{H}^+$ , reduzindo conseqüentemente a acidez do sangue. Como o pH é calculado pela expressão  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ , se a  $[\text{H}^+]$  diminui, o pH aumenta. Este estado é chamado de alcalose (o sangue fica mais alcalino, mais básico). Uma maneira de socorrer uma pessoa em alcalose é fazê-la respirar dentro de um saco plástico, pois respirará parte do  $\text{CO}_2$  que expirou, aumentando a sua concentração no sangue.

#### Atividade 4 – Situação de Aprendizagem Extra – Pode-se obter água doce a partir da água do mar? Dessalinização da água do mar

Nesta aula será finalizado o estudo sobre como são extraídos recursos da água do mar. Você pode discutir em aula expositivo-dialo-

gada a obtenção do magnésio a partir da água do mar (texto 1), assim como os processos de dessalinização da mesma (texto 2) usados atualmente: a destilação e a osmose reversa (CA, a partir da p. 41).

Uma alternativa seria fazer, nesta aula, a socialização das pesquisas solicitadas logo no início da Situação de Aprendizagem 5. Uma sugestão para a problematização, a orientação e o encaminhamento da pesquisa é a leitura de textos como os que vêm a seguir. O número de componentes dos grupos e o número de grupos vão depender da estratégia de trabalho escolhida.

Uma sugestão para a socialização seria uma técnica chamada “Grupo de observação e grupo de verbalização: GO/GV”. Após a realização da pesquisa, seria escolhido um aluno de cada grupo. Estes se sentariam no meio de um círculo no centro da sala de aula e seriam os responsáveis por apresentar as sínteses de suas pesquisas e tirar possíveis dúvidas dos colegas do grupo – este grupo seria o de verbalização. Os outros se sentariam em um círculo maior em volta do grupo de verbalização e seriam responsáveis pela análise crítica das informações e argumentações apresentadas. Outras técnicas de grupo que podem incentivar a participação ativa podem ser encontradas no livro *Estratégias de ensino-aprendizagem*, de Juan Diaz Bordena-ve e Adair Martins Pereira, Vozes, 1998.

As pesquisas sobre a dessalinização da água podem inclusive desencadear projetos interdisciplinares envolvendo Geografia, História, Matemática e Biologia. Como su-

gestão, a situação-problema poderia ser: a dessalinização da água só é feita com água do mar? Qual processo – destilação ou osmose reversa – é atualmente o mais viável? Para responder a estas questões, os alunos terão que considerar, por exemplo, qual é a região a ser favorecida, qual é a disponibilidade energética desta região, qual é o grau de dessalinização desejado, com que finalidade a água seria usada, por quanto tempo (Em situações de calamidade causadas por furacões, terremotos ou enchentes, a água potável torna-se um problema: como é obtida?) etc. Dependendo da abrangência do projeto, os alunos escolheriam uma ou mais regiões, um ou mais momentos históricos para estudo. Poderiam ser calculados a disponibilidade de água das regiões e o custo da dessalinização por metro cúbico ( $m^3$  é uma unidade que os alunos conseguem dimensionar, pois corresponde à capacidade de uma caixa d'água de mil litros). Nesses custos estariam embutidos os custos energéticos e a poluição causada pelo uso dessa energia, o custo de construção

e instalação das usinas (facilidade de acesso ao local, profundidade das águas – no caso de lençóis subterrâneos muito salinos), desequilíbrios ecológicos que poderão ser causados (a limpeza dos sais extraídos dos filtros usados no processo de osmose reversa pode se tornar um problema, por exemplo).

Outro assunto polêmico é a transposição do Rio São Francisco. A dessalinização de águas bastante salinas disponíveis em algumas regiões do Nordeste brasileiro seria uma alternativa? O que dizem os técnicos? Enfim, o escopo do projeto, assim como sua extensão, devem ser definidos por cada escola de acordo com suas possibilidades.

Orientações para trabalhos com projetos podem ser encontradas no texto “Trabalhando com projetos: texto básico para a discussão de todos os programas da série Cardápio de “Projetos da TV Escola”. Disponível em: <[www.tvebrasil.com.br/salto/boletins2002/cp/](http://www.tvebrasil.com.br/salto/boletins2002/cp/)>. Acesso em: 29 jan. 2009.

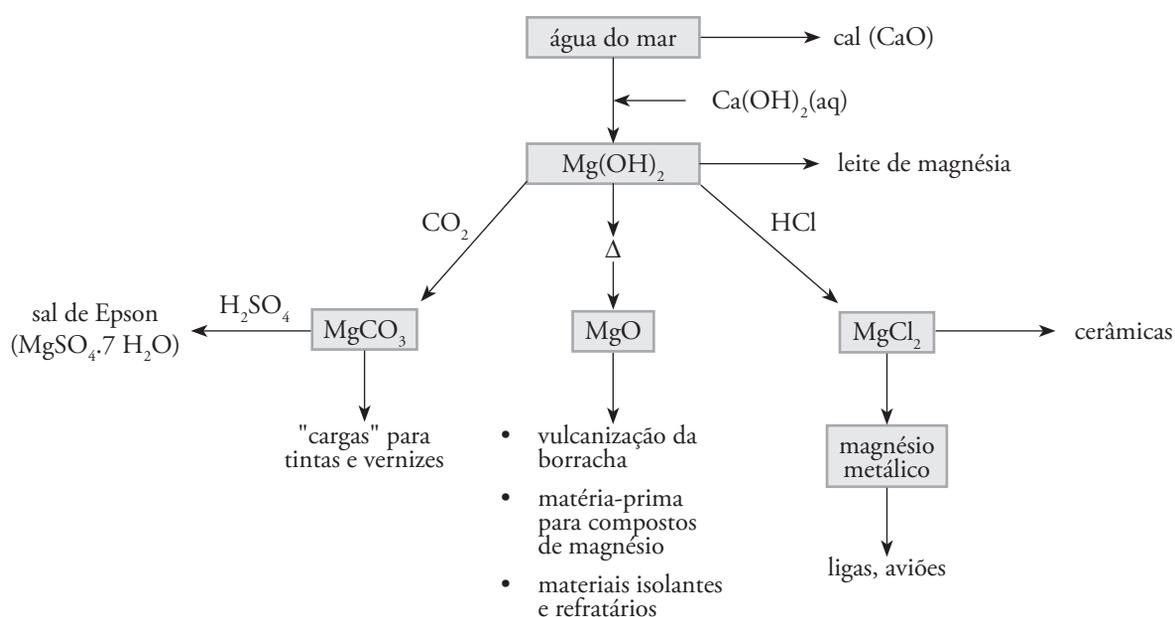
### Texto 1

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e  
Maria Fernanda Penteado Lamas

O magnésio é muito abundante na natureza, principalmente em minerais rochosos como dolomita, olivina, magnesita e serpentina. Encontra-se também na água do mar, em águas salinas subterrâneas e em leitos salinos. Sais de magnésio podem ter diferentes utilizações

medicinais (leite de magnésia e sal de Epsom) e industriais (vulcanização da borracha, fabricação de materiais isolantes e refratários, carga para tintas). O magnésio metálico é usado na indústria metalúrgica na fabricação de ligas metálicas. O esquema seguinte mostra alguns usos do magnésio e de seus compostos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.



Esquema da utilização do magnésio e de seus compostos.

Extraído de: GEPEQ. *Química e sobrevivência: hidrosfera – fonte de materiais*. Livro do aluno. São Paulo: Edusp, 2005, p. 120.

- Pesquise o processo de obtenção do magnésio metálico e de seus sais a partir da água do mar. Equacione as reações envolvidas.

### Texto 2 – Usina de dessalinização da água do mar

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e  
Maria Fernanda Penteadó Lamas

Com a intenção de atrair mais turistas, a cidade de Conde (PB) precisou contornar a deficiência no fornecimento de energia elétrica e garantir a oferta de água potável. Para tanto foi proposta a instala-

ção de uma usina-escola de dessalinização da água acoplada a uma usina termelétrica. A termelétrica utiliza como combustível resíduos orgânicos como cascas de coco, abundante na região. O calor produzido permite a destilação da água do mar.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

- Explique a dessalinização da água do mar pelo processo da destilação. Discuta custos e benefícios econômicos e ambientais envolvidos nesse processo.

### Grade de avaliação da Atividade 4

Nesta etapa, caso se decida por pesquisas, poderão ser avaliadas e desenvolvidas habilidades de busca e seleção de informações, de

competências relacionadas à comunicação e expressão, habilidades de síntese e uso de argumentação consistente. A água do mar também poderá ser vista como fonte de água potável.

## QUESTÕES PARA AVALIAÇÃO

Este enunciado deverá ser usado para responder às questões 1 e 2 (CA, p. 44).

Uma comunidade resolveu criar peixes. Os moradores construíram viveiros de trutas, carpas e piabas. Após algum tempo, as trutas e as carpas começaram a morrer. Consultaram um piscicultor e este sugeriu que se levasse a água para analisar sua acidez. Dados:

Espécie de peixe	pH mínimo de sobrevivência
Trutas	5,2
Carpas	5,4
Piabas	4,5

1. Caso tenham começado a morrer somente as trutas e as carpas, o pH deve:

- a) estar acima de 5,4;
- b) entre 5,2 e 5,4;
- c) abaixo de 5,2 e acima de 4,5;**
- d) abaixo de 5,2;
- e) abaixo de 4,5.

2. O resultado da análise indicou uma concentração de  $H^+$  de  $10^{-5}$  mol.  $L^{-1}$ . Que espécies poderão ser criadas nestas condições?

$pH = -\log [H^+]$ . Então,  $pH = -\log 10^{-5}$ ,  
 $pH = 5$ . As trutas suportam um pH míni-

mo de 5,2 e as carpas, um pH mínimo de 5,4, sendo que abaixo desse pH esses peixes morrem. Como o pH do lago é igual a 5, somente as piabas, que suportam pH até 4,5, irão sobreviver.

3. (Fuvest - 1992, adaptada) Na tabela abaixo estão indicadas as concentrações e os respectivos pH de soluções aquosas de três ácidos:

Ácido	Concentração / mol. $L^{-1}$	pH
Clorídrico (HCl)	0,10	1,0
Acético ( $CH_3COOH$ )	0,10	2,9
Cianídrico (HCN)	0,10	5,1

Sabendo que os ácidos são monoproticos (só possuem um hidrogênio ionizável), como você explicaria os valores diferentes de pH?

*Os pHs são diferentes, pois as forças dos ácidos são diferentes. Como se partiu de soluções de iguais concentrações, podem-se fazer as seguintes considerações:*

► *O ácido clorídrico é um ácido muito forte e se ioniza quase que 100%. Logo, a concentração de  $[H^+]$  em solução deverá ser de 0,1 mol. $L^{-1}$ . Como o pH é dado pela expressão  $pH = -\log [H^+]$ , o pH deverá ser 1.*

► Já os ácidos acético e cianídrico devem se ionizar parcialmente, entrando em equilíbrio químico. Nesse equilíbrio coexistirão moléculas do ácido, cátions  $H^+(aq)$  e os ânions correspondentes. O ácido cianídrico deve ser mais fraco que o acético. Isto pode ser explicado pelos valores de pH. Como o pH pode ser calculado pela expressão  $pH = -\log[H^+]$ , quanto maior o pH, menor a  $[H^+]$  em solução aquosa e mais fraco será o ácido.

4. Considerando os valores do produto iônico da água pura em função da temperatura:

Temperatura (°C)	Kw
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
50	$5,47 \cdot 10^{-14}$

Pode-se afirmar que para a água pura:

- a)  $[H^+(aq)] = [OH^-(aq)]$ , a qualquer temperatura;
- b)  $[OH^-(aq)] > 1 \cdot 10^{-7}$ , a 25 °C;

c)  $[H^+(aq)] < 1 \cdot 10^{-7}$ , a 25 °C;

d)  $pH = 7$ , a qualquer temperatura;

e) a água pura se torna ácida a temperaturas superiores a 25 °C.

5. Considere o equilíbrio químico em solução aquosa:



Para alterar o equilíbrio de maneira a aumentar a  $[Cr_2O_7^{2-}]$ , será necessário adicionar:

- a) hidróxido de potássio;
- b) hidróxido de cálcio;
- c) água deionizada;
- d) ácido clorídrico;
- e) soro fisiológico.

## PROPOSTAS DE SITUAÇÃO DE RECUPERAÇÃO

Caso os alunos tenham que recuperar conhecimentos específicos de Química, poderão ser orientados a buscar em seus cadernos e em cadernos de colegas informações que lhes permitam escrever pequenos resumos desencadeados pelas perguntas:

- ▶ Quais as condições para que um sistema químico entre em equilíbrio químico?
- ▶ Como pode ser calculada a extensão de uma transformação química que tenha alcançado o estado de equilíbrio químico? Dê exemplos.
- ▶ Como se pode relacionar o pH com a acidez de um sistema? Explique.
- ▶ Como alterações de pressão, de temperatura e de concentrações podem afetar

equilíbrios químicos já estabelecidos? Dê exemplos para cada perturbação.

Essas questões podem ser corrigidas por você na presença dos alunos, discutindo com eles suas respostas.

Caso você decida que algum deles tenha que recuperar conteúdos atitudinais por não ter se envolvido na pesquisa final, por exemplo, poderá solicitar que escreva um texto relatando não somente as informações colhidas nas três pesquisas realizadas por seus colegas, mas também sua opinião sobre a importância de conhecer processos de dessalinização da água do mar. Deverá também dar exemplos de situações em que esses processos poderiam ser utilizados.

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

BORDENAVE, J. D.; PEREIRA, A. M. *Estratégias de ensino-aprendizagem*. 10. ed. Petrópolis: Vozes, 1998.

BRANCO, S. M. *Água: origem, uso e preservação*. São Paulo: Moderna, 1999. (Polêmica).

GEPEQ. Estudando o equilíbrio ácido – base. *Química Nova na Escola*. São Paulo: SBQ, n. 1, maio 1995.

GEPEQ. *Química e sobrevivência: hidrosfera – fonte de materiais*. São Paulo: Edusp, 2005.

MACHADO, A. H.; ARAGÃO, R. M. R. Os estudantes e o equilíbrio químico. *Revista Química Nova na Escola*. São Paulo: SBQ, n. 4, nov. 1996.

PEREIRA, M. Dificuldades de aprendizagem I – Revisão de opiniões não apoiadas em pesquisa. *Revista Química Nova*, vol. 12, n. 1, 1989. A autora discute diversas dificuldades de aprendizagem relativas ao equilíbrio químico.

SKINNER, B. J.; TUREKIAN, K. K. *O homem e o oceano*. Tradução e adaptação de K. Suguio. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1996. (Textos Básicos de Geociências).

Neste livro, podem-se encontrar informações sobre recursos marinhos e como podem ser extraídos e utilizados. Traz um capítulo sobre as reservas e os recursos do mar territorial brasileiro. Aborda também o problema da poluição.

VON SPERLING, M. *Introdução à qualidade das águas e ao tratamento de esgotos*. Belo Horizonte: DESA/UFMG, 1996.

Em <[www.anvisa.gov.br/legis/resol/2003/rdc/130\\_03rdc.htm](http://www.anvisa.gov.br/legis/resol/2003/rdc/130_03rdc.htm)>, a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) apresenta as especificações legais dos teores de iodo no sal comestível. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/H2Oeq.html](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/H2Oeq.html)> encontra-se uma animação que mostra o equilíbrio dinâmico da autoionização da água. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/HCl\(aq\).html](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/HCl(aq).html)> é mostrada uma animação da ionização do HCl. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph\\_meter.htm10](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.htm10)> há uma simulação que per-

mite a preparação de soluções com diferentes concentrações de ácidos, bases e sais neutros, sais ácidos e sais básicos. A leitura é simulada em um peagômetro. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <<http://cig.museo.unlp.edu.ar/docencia/sed/evaporitas.pdf>> pode-se encontrar uma apresentação do Dr. Luiz A. Sapaletti, que discute a formação de evaporitas marinhas, mostrando a ordem de precipitação dos sais marinhos com base em suas solubilidades. É apresentada uma tabela que indica as condições de precipitação mais comuns da água do mar. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <<http://noticias.uol.com.br/midiaglobal/prospect/2006/05/09/ult2678u39.jhtm>> pode-se encontrar um artigo que discute os custos dos processos de dessalinização por osmose reversa e por destilação. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.quimica.net/emiliano/artigos/2007\\_nov\\_oceano.pdf](http://www.quimica.net/emiliano/artigos/2007_nov_oceano.pdf)> encontra-se o texto *Os recursos do oceano*, com tradução do professor Emiliano Chemello, extraído do livro *General Chemistry: with qualitative analysis*, de WHITTEN, Kenneth W.; DAVIS, Raymond E.; PECK, Larry M. 7. ed. Belmont Books/Cole, 2004. O texto é curto, de fácil leitura, rico em informações sobre a água do mar como fonte de recursos. É uma boa indicação como fonte de pesquisa para alunos. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.tvebrasil.com.br/salto/boletins2002/cp/](http://www.tvebrasil.com.br/salto/boletins2002/cp/)>, na página da série *Cardápio de projetos da TV Escola*, há um *link* para o texto *Tra-*

*balhando com projetos*: texto básico para a discussão de todos os programas da série, que orienta trabalhos com projetos em escolas. Acesso em: 20 fev. 2007.

**Transposição do rio São Francisco.** As opiniões sobre a realização ou não da transposição são muito divergentes. Caso se opte por trabalhar o assunto, deve-se tomar o cuidado de levar em conta pareceres técnicos, opiniões favoráveis e contrárias. Deve-se, sobretudo, entender o que será feito, os riscos ambientais, os custos e os benefícios. Abaixo, seguem endereços de vários *sites* que buscam contemplar diferentes posições e pareceres de diferentes grupos. Sugere-se que os professores e a escola leiam as sugestões, busquem mais fontes e façam uma seleção levando em conta a realidade de sua escola.

Em <[www.abpef.org.br/arquivos/Dessaliniza%20E7%E3o%20-%20camara%20dos%20deputados%20-%202004\\_12195.pdf](http://www.abpef.org.br/arquivos/Dessaliniza%20E7%E3o%20-%20camara%20dos%20deputados%20-%202004_12195.pdf)>, encontra-se um parecer, publicado em fevereiro de 2005, escrito por José de Sena Pereira Jr., sobre processos de dessalinização da água, custos de dessalinização da água comparados com o custo da água transportada do rio São Francisco, os efeitos da transposição sobre a vazão do São Francisco e a viabilidade econômica da implantação de estações de dessalinização de água no litoral do Nordeste setentrional. O autor explicita, ao final de seu texto, que seu parecer é puramente técnico e que não levou em conta problemas sociais e éticos envolvidos na transposição do rio São Francisco. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.educacional.com.br/noticiacomentada/051007not01.asp](http://www.educacional.com.br/noticiacomentada/051007not01.asp)>, há uma matéria chamada *Transposição do rio São Francisco: salvação ou equívoco?*, de César Munhoz, que faz um apinhado da polêmica quanto a fazer ou não a transposição e apresenta alternativas para enfrentar a crise do abastecimento de água para a região. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www1.folha.uol.com.br/folha/brasil/ult96u356388.shtml](http://www1.folha.uol.com.br/folha/brasil/ult96u356388.shtml)>, há uma matéria com opiniões de leitores sobre a transposição do rio São Francisco (matéria de 18 dez. 2007). Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.fundaj.gov.br/docs/tropico/desat/fran.html](http://www.fundaj.gov.br/docs/tropico/desat/fran.html)>, página mantida pela Fundação Joaquim Nabuco, há diversos pareceres e artigos sobre a transposição do rio São Francisco. Acesso em: 29 jan. 2009.

Em <[www.integracao.gov.br/saofrancisco/integracao/index.asp](http://www.integracao.gov.br/saofrancisco/integracao/index.asp)>, página mantida pelo Ministério da Integração Nacional, é explicado o que se pretende fazer no rio São Francisco. O *site* aponta quais bacias serão interligadas e de que maneira, indica quais os benefícios almejados e traz um imenso relatório de impacto ambiental. Acesso em: 29 jan. 2009.

## CONSIDERAÇÕES FINAIS

O conhecimento químico envolvido no estudo dos processos de obtenção de recursos a partir das águas doces e salgadas possibilita que os alunos aprendam conceitos químicos em estreita relação com processos produtivos industriais e com questões relacionadas à sobrevivência e à vida em sociedade. Procura-se, com esse enfoque, que desenvolvam a atitude de observar e avaliar situações gerais usando conhecimentos químicos, o que lhes permitirá tomar decisões mais consistentes e conscientes perante situações individuais e sociais.

Neste Caderno foi feita uma proposta bastante detalhada com o intuito de permi-

tir o estudo do equilíbrio químico dinâmico focalizando as condições necessárias para que este estado se estabeleça, as expressões que permitem o cálculo das concentrações das espécies presentes em equilíbrio, além de fatores que podem alterar sistemas que já atingiram o equilíbrio químico. Foram discutidas as ideias de ácidos e bases e de forças de ácidos e bases, relacionadas com valores de pH e com suas constantes de equilíbrio químico.

Sugere-se que sejam feitas adaptações do material de acordo com a realidade da escola.