

Caro(a) aluno(a),

Neste Caderno, você irá estudar temas importantes relacionados à saúde das pessoas e ao ambiente. Iniciaremos nosso estudo com a água. É muito divulgado que, em alguns países, praticamente não existe água doce e que no futuro essa situação poderá se estender a outros países. Por que isso pode acontecer? De que forma a água doce é encontrada em nosso planeta? Por que é um desperdício lavar o carro com a mesma água que bebemos? Essas questões serão tratadas no estudo da água doce.

Você já deve ter ouvido falar que os refrigerantes são ácidos, assim como o limão e o abacaxi. Será que todos esses alimentos têm a mesma acidez? O que faz um alimento ser ou não ser ácido? Como saber qual é mais ácido? A água que bebemos é ácida? Quando a substância não é ácida, como deve ser classificada? Você terá condições de responder a essas questões depois de estudar o segundo assunto deste volume.

A essa altura, você já sabe que, em uma reação química, os reagentes são transformados em produtos. Seguindo esse raciocínio, seria lógico pensar que essa reação química vai terminar quando todos os reagentes forem consumidos. Ao estudar equilíbrio químico, o terceiro assunto deste volume, você terá elementos para saber por que essa lógica não pode ser aplicada a todo tipo de reação química.

Na 1ª série, você estudou as transformações químicas e ficou sabendo que alguns fatores, como temperatura e pressão, podem influenciar a rapidez em que essas transformações ocorrem. O próximo assunto do Caderno irá ampliar esse conhecimento, e você irá entender por que esses fatores influenciam também o equilíbrio químico das reações.

Iniciamos o estudo dos conteúdos deste Caderno com a água doce e encerramos com a água do mar. Você seria capaz de indicar outras substâncias, além do sal, que podem ser extraídas do mar? Ao término deste volume, você será capaz de responder a essa pergunta e também de entender como o equilíbrio químico é utilizado na obtenção de algumas dessas substâncias e no controle da acidez do nosso sangue.

Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP
Secretaria da Educação do Estado de São Paulo
Equipe Técnica de Ciências da Natureza





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

Algumas propriedades e características da água doce e da água potável já foram estudadas na 2ª série. Agora, será ampliada a discussão sobre algumas características e usos que o ser humano faz da água doce e a importância do controle de um parâmetro chamado pH.

No quadro a seguir estão relacionados alguns usos da água com as qualidades requeridas.

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 ¹ . 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 ² .
	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 agressividade e baixa dureza.
Irrigação	Hortaliças, 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.
Preservação da flora e da fauna		Variável de acordo com os requisitos ambientais.

¹ Agressividade refere-se à capacidade de corroer materiais; dureza refere-se ao teor de íons cálcio e magnésio dissolvidos.

² Dependendo do produto final, nem todas essas qualidades precisarão ser observadas.

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 agressividade e baixa dureza.
Transporte		Baixa presença de materiais flutuantes que possam pôr em risco as embarcações.
Diluição de esgotos e outros efluentes		

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. *Interações e transformações*.
Química para o Ensino Médio. Livro do aluno. Química e sobrevivência: hidrosfera. São Paulo: Edusp, 2005, v. III, p. 127.

Questões para análise do quadro

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, em nossas residências, usamos a água de maneira responsável? Dê exemplos de situações em que a água é usada responsabilmente e de situações em que há desperdício.

3. Você acha que seria possível reutilizar uma parte da água que consumimos em nossas residências? Para que fins? Teria de ser tratada?

4. A recomendação do Ministério da Saúde é de que o pH da água distribuída deve estar na faixa de 6,0 a 9,5. Você já ouviu falar de pH? O que esses valores indicam?



LIÇÃO DE CASA



Consulte os quadros seguintes, que informam sobre a disponibilidade de água no planeta Terra e sobre o consumo e a quantidade de água restituída sem qualidade ao ambiente.

Localização da água	Volume (km ³)	% em relação à água não oceânica	% em relação à água total do planeta
Gelo polar e geleiras	29×10^6	75	2
Água subterrânea a profundidades de até cerca de 800 m	$4,2 \times 10^6$	11	0,3
Água subterrânea a profundidades entre cerca de 800 m e 4000 m	$5,3 \times 10^6$	13,6	0,4
Lagos, rios e umidade do solo	156×10^3	0,39	0,01
Atmosfera	13×10^3	0,035	0,00094
Total em reservatórios não oceânicos	39×10^6		2,7
Reservatório oceânico	1350×10^6		97,2
Total de água no planeta	1389×10^6		

Diferentes utilizações da água		
Setores	Consumo em bilhões de m ³ /ano	Água restituída sem qualidade para o consumo em bilhões de m ³ /ano
Coletividades (água potável)	200	40
Indústrias e energia	710	60
Agricultura	2 300	1 700
Total	3 210	1 800

Fonte dos quadros: MARGAT, Jean-François. A água, ameaçada pelas atividades humanas. In: WITKOWSKI, N. (Coord.). *Ciência e tecnologia hoje*. São Paulo: Ensaio, 1994, p. 57-9.

Levando em conta essas informações sobre a disponibilidade de água doce na Terra, sobre o consumo e a quantidade de água restituída sem qualidade ao ambiente, você diria que a água é um bem escasso no planeta? Justifique.



PESQUISA INDIVIDUAL

Lembrando que a água é um recurso natural essencial à vida, busque informações sobre o acesso de diferentes povos que habitam o planeta Terra a esse recurso. Será que a distribuição de água no planeta permite que todas as pessoas que nele vivem tenham acesso à quantidade diária mínima recomendada pela Organização Mundial da Saúde? E como se dá a oferta de água potável no Brasil?

Uma discussão bastante polêmica nos anos de 2007 e 2008 foi o projeto que prevê a transposição do Rio São Francisco. Quais são as obras previstas? Quais os prós e contras apontados em pareceres técnicos? Quais os possíveis impactos ambientais e sociais que essas obras podem acarretar? Quando se começou a pensar nesse projeto, qual era a sua história?

Escolha juntamente com seu professor uma das perguntas acima, ou outra qualquer que você ache pertinente, e busque informações em artigos de jornais, na internet e em livros didáticos que deem conta de respondê-la.



SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2 ENTENDENDO A ESCALA DE pH

Atividade 1 – Importância do controle da acidez de soluções e da escala de pH

Nos três textos a seguir será destacada a importância do controle da acidez de soluções em diferentes situações. Esse controle é, muitas vezes, realizado por meio de medidas de um parâmetro chamado pH. Nesta atividade, vamos ler e discutir os seguintes textos, que tratam da importância do controle do pH.



Leitura e Análise de Texto

Texto 1 – Cultivo de cevada

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteado 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, para o fato de que essa produção exige um planejamento cuidadoso de plantio, que atente para a escolha da região, o manejo e a conservação do solo, a adubação, 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 6,0. Isso 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 encontre depositada na água proveniente 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 matrinxá;

- 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.

Adaptado de: CEAPAC (Centro de Apoio a Projetos de Ação Comunitária). Análise da água da Comunidade de Miriti Novo em Alenquer. Disponível em: <<http://www.ceapac.org.br/?id=destaquess&idn=000031>>. Acesso em: 4 dez. 2009.

Texto 3 – A importância do controle do pH do sangue

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteadó Lamas

O grau de acidez do sangue é habitualmente avaliado pela escala de pH. Nessa escala, a 25 °C, valores iguais a 7,0 indicam substâncias neutras, valores menores que 7 indicam substâncias ácidas e valores maiores que 7,0 indicam substâncias básicas. Em geral, 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 podem afetar gravemente muitos órgãos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise dos textos

Considerando seus conhecimentos e os dados apresentados nos textos responda às questões a seguir:

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.

Conhecendo melhor a escala de pH

Como você já sabe, a dissolução de certos materiais em água altera suas propriedades e o pH é uma delas. Verifique os dados de pH para as várias soluções aquosas apresentadas na tabela a seguir e responda às questões.

Sistemas	pH a 25 °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 gás carbônico (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

4. Algumas das substâncias apresentadas, ao ser dissolvidas em água, formam soluções de pH maior que 7. Quais são elas? Você diria que essas soluções são ácidas, básicas (também chamadas de alcalinas) ou neutras? Como você chegou a essa conclusão?

5. Qual das substâncias apresentadas, ao se dissolver em água, praticamente não alterou o valor do pH da água pura? Você diria que essa solução é ácida, básica ou neutra? Como você chegou a essa conclusão?

6. Algumas das substâncias apresentadas, ao ser dissolvidas em água, formam uma solução de pH menor que 7. Quais são elas? Você diria que essas soluções são ácidas, básicas ou neutras? Como você chegou a essa conclusão?

7. Considerando que a escala de pH varia de 0 a 14, qual valor indicaria que uma solução é neutra? Soluções ácidas estariam entre quais valores de pH? E soluções básicas?

Atividade 2 – Entendimento do valor 7 da escala de pH, a 25 °C, como neutro, usando as ideias de Arrhenius

Nesta atividade, vamos procurar entender melhor por que o valor de $\text{pH} = 7$ da água pura a 25 °C é considerado neutro. Para tanto, vamos lembrar o que foi estudado no 1º bimestre da 2ª série, respondendo às questões a seguir.

1. O que deve existir nas soluções para que haja condução de corrente elétrica?

2. A água pura é capaz de conduzir corrente elétrica? Você classificaria a água pura como boa ou má condutora de corrente?

3. Se a água é pura, qual é a explicação possível para a origem dos íons?

4. A equação de autoionização da água é dada por:



Quando a água se ioniza, formam-se cátions H^+ e ânions OH^- . Considerando que a autoionização da água é um equilíbrio químico, em um recipiente contendo 20 mols de água, por que não são formados 20 mols de H^+ e 20 mols de OH^- ?

Entendendo a escala de pH

Analise a tabela a seguir e responda.

Solução	[H ⁺ (aq)] (mol.L ⁻¹)	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

1. O que ocorre com o pH de uma solução quando aumenta sua concentração de H⁺? E quando esta diminui?

2. Escreva a equação matemática que relaciona valores de pH com a concentração de íons H⁺.

3. A poluição atmosférica pode aumentar a acidez da chuva. Considere que foi medido o pH da chuva em duas cidades, A e B. Na cidade A, o valor encontrado foi 4 e na cidade B, 3. Em qual cidade a chuva é mais ácida? Nessa cidade, a concentração de íons H⁺ é quantas vezes maior do que na outra?

4. Considerando o que foi estudado até aqui, complete a tabela a seguir e classifique as soluções como ácidas, básicas ou neutras, de acordo com os valores de pH e pOH.

	Soluções _____							Soluções _____	Soluções _____								
pH (a 25 °C)	0	1	2	3	4	5	6	7									14
pOH (a 25 °C)	14							7	6	5	4	3	2	1	0		

**Desafio!**

(Fuvest – 2005) O indicador azul de bromotimol fica amarelo em soluções aquosas de concentração hidrogeniônica (concentração de $H^+(aq)$) maior do que $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L e azul em soluções de concentração hidrogeniônica menor do que $2,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Considere as três soluções seguintes, cujos valores de pH são dados entre parênteses: suco de tomate (4,8), água da chuva (5,6) e água do mar (8,2). As cores apresentadas por essas soluções são, respectivamente:

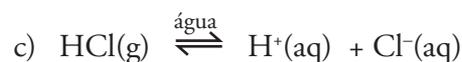
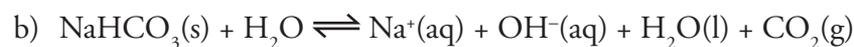
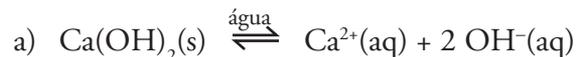
- a) amarelo, amarelo, amarelo;
- b) amarelo, amarelo, azul;
- c) amarelo, azul, azul;
- d) azul, azul, amarelo;
- e) azul, azul, azul.

Explique sua resposta:

**LIÇÃO DE CASA**

1. Faça uma síntese das ideias de Arrhenius sobre ácidos, bases e soluções neutras.

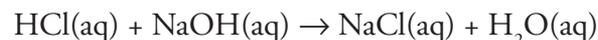
2. A seguir estão as equações que representam a dissolução de algumas substâncias em água. Identifique se cada uma dessas substâncias possui caráter ácido, básico ou neutro. Justifique.



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

Quando ácidos e bases interagem **podem** se formar soluções neutras. A transformação química que ocorre na interação entre ácido e base é chamada de “reação de neutralização”. Responda às questões a seguir para que você possa compreender mais sobre essas interações.

1. Considere a reação entre 10 mL de uma solução 0,1 mol.L⁻¹ de HCl e 10 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol.L⁻¹, representada na equação química a seguir:



- a) Utilizando os volumes citados de cada uma das soluções e as suas respectivas concentrações, 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⁻¹ de HCl e 10 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol.L⁻¹.

- 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 resultante será ácida, básica ou neutra?

- c) Calcule o pH da solução obtida. Lembre-se de que, para calcular o pH, você deve calcular a concentração em mol/L de H^+ depois da reação.

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 $0,3 \text{ mol.L}^{-1}$. Calcule o pH da solução resultante, indicando se ela é ácida, básica ou neutra.

4. Discuta a afirmação: “Sempre que misturamos uma solução aquosa de um ácido com uma solução aquosa de uma base ocorre uma reação de neutralização e a solução resultante é neutra”.



APRENDENDO A APRENDER

Refleta sobre algumas práticas comuns no nosso dia a dia e relacione-as com os conhecimentos estudados sobre ácidos e bases. Se possível, tente escrever uma equação química relacionada aos processos citados.

- Pessoas com azia costumam ingerir leite de magnésia – suspensão de hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$) em água.
- Agricultores utilizam calcário ($CaCO_3$) para corrigir a acidez de solos.
- Em pias de mármore podem se formar pequenos buracos, caso haja derrame constante de vinagre ou de suco de limão.
- Pedreiros evitam contato direto com cimento, pois isso pode causar queimaduras.



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

Será que o pH depende do tipo de ácido que foi adicionado à água ou só da sua concentração? Em outras palavras, se tivermos concentrações iguais de soluções de ácidos diferentes, o pH será o mesmo? Nesta Situação de Aprendizagem, vamos encontrar a resposta para essa questão.

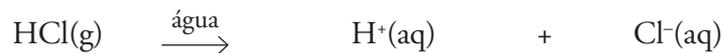
Atividade 1 – Como a presença de alguns solutos modifica o pH da água?



Leitura e Análise de Texto

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteadó Lamas

Segundo Arrhenius, quando os ácidos reagem com a água formam-se os cátions H^+ , juntamente com outros ânions. 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 °C.



Levando em conta somente a estequiometria dessas transformações, seria esperada a formação de 0,1 mol/L de H^+ e de Cl^- na ionização do HCl , e de 0,1 mol/L de H^+ e F^- na ionização do HF . Dessa forma, o pH resultante de cada uma dessas soluções deveria ser o mesmo e igual a 1.

Entretanto, a medida dos pHs mostrou os seguintes valores:

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

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para a sala de aula

- Os valores de pH encontrados foram os que você esperava? Como você explica esses valores?

2. Qual dos ácidos estará mais ionizado em água?

3. Considerando que o fluoreto de hidrogênio não se ionizou totalmente em água, quais espécies devem estar presentes na solução aquosa de ácido fluorídrico? Você diria que esse sistema está em equilíbrio químico?



LIÇÃO DE CASA



Escreva um parágrafo que relacione valores de pH com a $[H^+(aq)]$ e com a acidez de soluções aquosas.

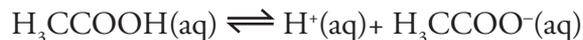


Desafio!

O ácido acético $H_3CCOOH(aq)$ é encontrado no vinagre na concentração 0,7 mol/L. Considerando que, das moléculas dissolvidas desse ácido, apenas 3% sofrem ionização (dizemos que o grau de ionização é 3%), calcule o pH do vinagre.

Atividade 2 – Construção empírica da constante de equilíbrio químico

O ácido acético em água 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 ⁻¹)	Concentrações no equilíbrio (mol.L ⁻¹)		
		[H ₃ CCOOH(aq)]	[H ⁺ (aq)]	[H ₃ CCOO ⁻ (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 $[\text{H}^+(\text{aq})] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-(\text{aq})] / [\text{H}_3\text{CCOOH}(\text{aq})]$ para cada solução e complete a tabela abaixo. Note que essa expressão permite avaliar a proporção entre as espécies em equilíbrio.

Solução	$[\text{H}^+(\text{aq})] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-(\text{aq})] / [\text{H}_3\text{CCOOH}(\text{aq})]$
1	
2	
3	

2. Essa relação é constante? Escreva a expressão da constante de equilíbrio para essa reação.



LIÇÃO DE CASA



1. Escreva a expressão da constante de equilíbrio para as reações:

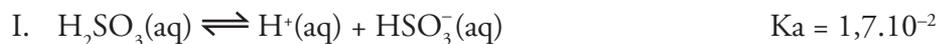


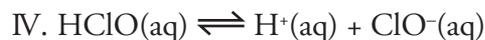
2. Escreva um parágrafo explicando por que a concentração de água não é escrita na constante de equilíbrio de ionização da água.

Atividade 3 – Relação entre o valor da constante de equilíbrio e a extensão de uma transformação

Será que é possível relacionar o valor da constante de equilíbrio com a extensão de uma transformação, ou seja, com a quantidade de produtos formados em relação à quantidade de reagentes? Nesta atividade, vamos buscar a resposta para essa questão por meio da análise de expressões de constantes de equilíbrio.

1. Analise os equilíbrios químicos envolvendo a formação de soluções ácidas apresentados a seguir e responda às questões propostas:



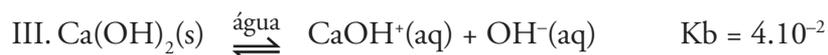
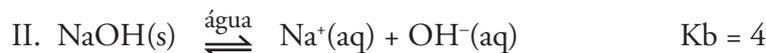


$K_a = 3,7 \cdot 10^{-8}$

- a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio químico em função das concentrações em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para cada um dos sistemas apresentados.

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

2. Analise agora os equilíbrios químicos envolvendo a formação de soluções básicas apresentados a seguir e responda às questões propostas:



Qual dessas transformações ocorre em maior extensão? Escreva as expressões para ajudar a fundamentar a sua resposta.

Obs.: não se esqueça de que há materiais no estado sólido.



LIÇÃO DE CASA



Analise a tabela e responda às questões a seguir.

Ácido	Reação de ionização	Constante de equilíbrio
Sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$	$1,7 \cdot 10^{-2}$
Fórmico	$\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Hipocloroso	$\text{HClO}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq})$	$3,0 \cdot 10^{-8}$
Fluorídrico	$\text{HF}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$	$3,5 \cdot 10^{-4}$

- a) Qual dos ácidos apresentados sofre maior ionização? Escreva as constantes de equilíbrio para cada ácido e baseie sua resposta nessas expressões.

- b) Considerando as soluções 0,1 mol/L desses ácidos, qual apresenta o menor pH? Calcule esse valor.

- 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?



SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4

INFLUÊNCIA DAS VARIAÇÕES DE TEMPERATURA E PRESSÃO EM SISTEMAS EM EQUILÍBRIO QUÍMICO

Como se pode aumentar a quantidade de produtos formados, ou seja, como se pode aumentar a extensão de uma transformação química que já se encontra em um estado de equilíbrio químico?

Como foi visto na Situação de Aprendizagem anterior, muitas soluções aquosas ácidas constituem-se em sistemas que se encontram 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 dessa acidez – sua manutenção ou modificação – é muito importante.

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

Influência da temperatura

Questões para a sala de aula

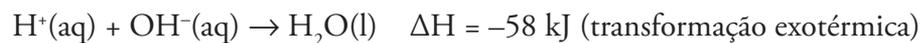
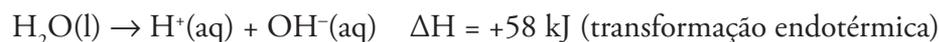
1. Escreva a equação que representa o equilíbrio de autoionização da água, assim como a expressão de sua constante de equilíbrio (K_w).

2. Usando a expressão que permite o cálculo do pH, calcule o pH das águas nas temperaturas especificadas na tabela a seguir, completando-a com os valores calculados.

Temperatura (°C)	K_w (mol ² .L ⁻²)	pH
0	$0,11 \cdot 10^{-14}$	
10	$0,30 \cdot 10^{-14}$	
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$	
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$	
50	$5,47 \cdot 10^{-14}$	
100	$51,3 \cdot 10^{-14}$	

3. O pH da água mudou? O que foi alterado para que isso acontecesse? A água continua neutra? Explique.

4. Verifique os valores de energias (entalpias) das transformações envolvidas no equilíbrio de autoionização da água.



Sabendo que essas transformações acontecem simultaneamente e com a mesma rapidez (estão em equilíbrio químico), e considerando os valores de K_w apresentados na tabela da página 23, estabeleça alguma relação entre o aumento da temperatura com o favorecimento da transformação de ionização da água ou de formação da água.

5. A transformação descrita por $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ 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, o aumento da temperatura do sistema favorece ou desfavorece a formação de CO_2 ? Para responder, escreva a expressão da constante de equilíbrio químico para essa transformação e analise os dados apresentados na tabela.

6. Concluindo: o aumento da temperatura _____ a transformação endotérmica de um equilíbrio químico e _____ da temperatura favorece a transformação exotérmica de um equilíbrio químico.

Influência da pressão

Para estudar a influência da pressão no equilíbrio químico, vamos considerar a dissolução do gás oxigênio em água.

A quantidade de gás oxigênio dissolvido na água é essencial para todas as espécies que vivem no ambiente aquático. A tabela a seguir mostra diferentes concentrações desse gás dissolvido em água, a 25 °C, a diferentes pressões. Essa dissolução pode ser representada por:



Pressão (atm)	Concentração mol/L de O ₂ (aq)
1,05	0,00123
4,60	0,00529
5,91	0,00674
8,55	0,00951
9,86	0,01082

Questão para a sala de aula

Observando a tabela, você diria que a pressão afeta a concentração de oxigênio que se encontra dissolvido na água? Como?



VOCÊ APRENDEU?



No processo de produção de ferro-gusa em usinas siderúrgicas ocorre a reação:

$\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$, cuja constante de equilíbrio K varia com a temperatura, conforme mostra a tabela a seguir:

T (°C)	700	800	900	1000
K	0,678	0,552	0,466	0,403

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para essa transformação.

b) O aumento da temperatura favorece ou desfavorece a obtenção de ferro metálico. Justifique.



LIÇÃO DE CASA



Mergulhadores costumam utilizar misturas dos gases oxigênio e nitrogênio em seus cilindros. Essas misturas são conhecidas como Nitrox ou como EAN (*Enriched Air Nitrox*). As mais comuns são EAN32 – 32% de oxigênio e 68% de nitrogênio – e EAN36 – 36% de oxigênio e 64% de nitrogênio. Para alguns tipos de mergulho, que fogem do recreacional ou esportivo, são também usadas outras misturas de gases, como o Trimix, na qual, além do oxigênio e do nitrogênio, é usado o gás hélio. Mergulhadores também usam misturas chamadas Heliox, que não contêm nitrogênio, somente oxigênio e hélio. A escolha da mistura vai depender da profundidade do mergulho e do seu tempo de duração.

Por que, independentemente da mistura de gases escolhida, mergulhos a grandes profundidades devem levar em conta o tempo de descompressão? Leve em conta que, a cada 10 metros abaixo da superfície do mar, a pressão aumenta em cerca de 1 atm e que a solubilidade de gases em água varia com a pressão.

Para responder a essa pergunta, analise um exemplo de um planejamento de mergulho que deverá permitir a exploração durante 25 minutos de um navio naufragado a 73 metros de profundidade. Na tabela estão explicitados o tempo de parada que os mergulhadores deverão fazer a diferentes profundidades durante a subida desse mergulho.

Profundidade (m)	30	27	24	21	18	15	12	9	6	3
Tempo de parada (min)	1	1	2	3	4	6	8	13	16	27



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

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

Tipo de sal	Estado	Produção anual/10 ³ t	Contribuição na produção (%)
Marinho	Piauí	10	0,15
	Ceará	74	1,1
	Rio de Janeiro	120	1,8
	Rio Grande do Norte	4918	73,0
Total de sal marinho		5122	75,9
Gema	Alagoas e Bahia	1623	24,1
Total geral de sal		6745	100,0

Tabela construída a partir de dados sobre o consumo brasileiro de sal marinho em 2006. COSTA, Jorge Luiz da. *Sal marinho*. RN: Departamento Nacional de Produção Mineral, 2008.



VOCÊ APRENDEU?



1. Quais são os principais produtores brasileiros do sal de cozinha (sal com grande teor de cloreto de sódio)?

2. O que é sal-gema?

3. A água do mar contém em média 35 gramas de sais em cada quilograma de água. Na tabela estão discriminados os íons que aparecem em maior proporção nela.

Composição média das águas superficiais do Oceano Atlântico: íons mais abundantes

Íons dissolvidos na água do mar	g íon/kg água do mar	Quantidade de matéria (mol)
Cloreto (Cl^-)	19,353	0,545
Sódio (Na^+)	10,76	0,47
Sulfato (SO_4^{2-})	2,712	0,028
Magnésio (Mg^{2+})	1,297	0,053
Cálcio (Ca^{2+})	0,413	0,01
Potássio (K^+)	0,3840	0,0098
Hidrogenocarbonato (HCO_3^-)	0,1420	0,0023
Brometo (Br^-)	0,0670	0,00085

Obs.: esses íons representam mais de 99% (em massa) dos íons presentes.

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*.

- a) Caso uma certa quantidade de água do mar seja aquecida até que toda a água seja evaporada, quais sais poderiam ser formados?

- b) Qual é o tipo de ligação formada entre os íons (cátions e ânions)?

- c) Qual sal deve aparecer em maior proporção? Justifique.

4. Sabe-se que o sal marinho é constituído preponderantemente por cloreto de sódio (NaCl). Analise as informações sobre as diferentes solubilidades dos sais e responda às questões que seguem.

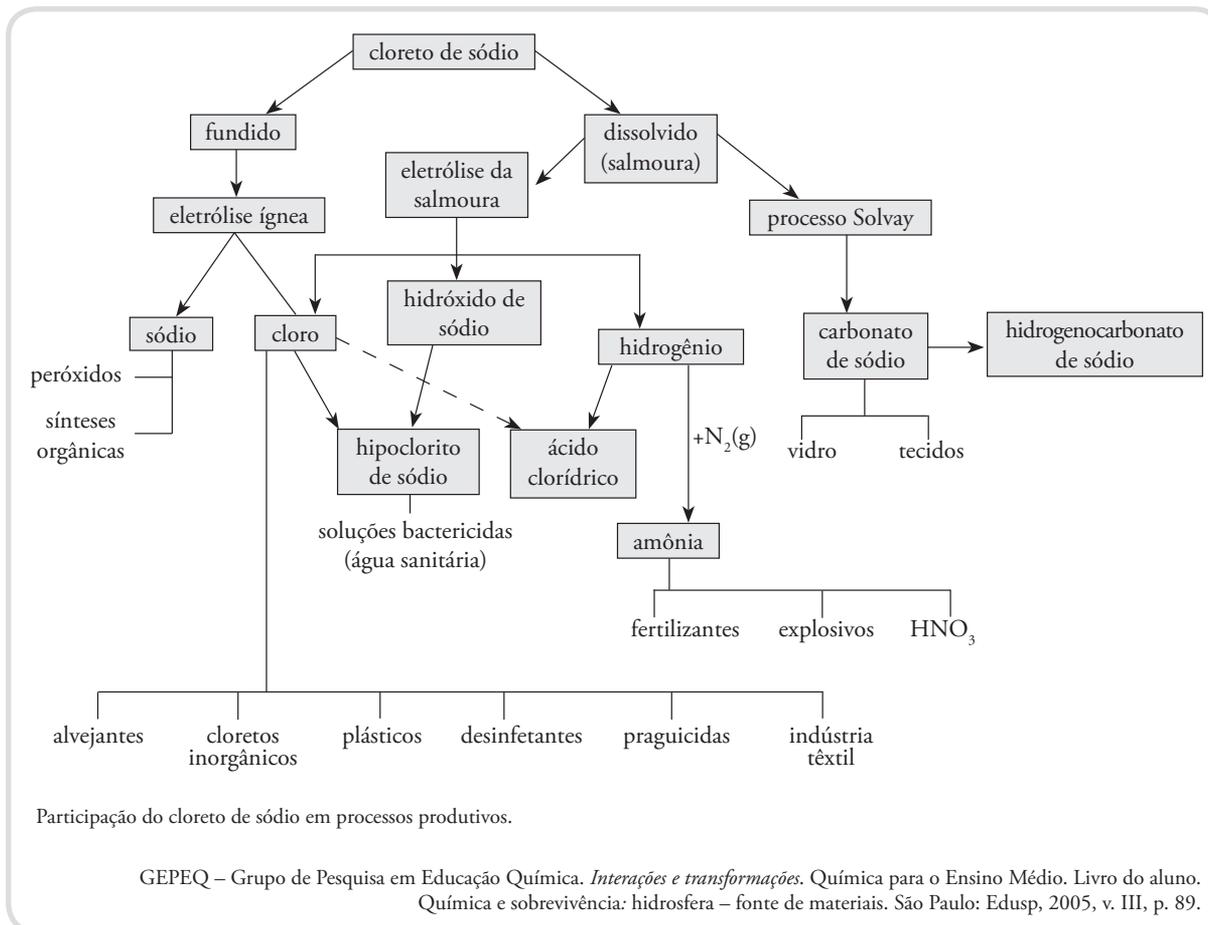
Solubilidade de alguns solutos da água do mar a 25 °C		
Soluto	Fórmula química	Solubilidade (g/100 g de H ₂ O)
Cloreto de magnésio	MgCl ₂	54,1
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	2,2.10 ⁻¹
Carbonato de cálcio	CaCO ₃	1,3.10 ⁻³
Cloreto de sódio	NaCl	36,0
Brometo de sódio	NaBr	1,2.10 ²
Sulfato de magnésio	MgSO ₄	36,0

- a) Se iguais quantidades de cada um desses sais forem adicionadas em água suficiente para que se dissolvam completamente e se a água for sendo gradativamente evaporada, qual deles cristalizará primeiro? Justifique.

- b) Aponte a ordem de precipitação (cristalização) dos diferentes sais de acordo com suas solubilidades.

- c) Como se pode obter sal marinho constituído principalmente por cloreto de sódio a partir da água do mar?

5. Os quase 80% do sal que não são consumidos diretamente na alimentação são utilizados nos setores indicados no esquema.



- a) Que processos de separação ou de transformação você reconhece nesse esquema?
- _____
- _____
- b) Quais seriam os produtos diretamente obtidos a partir do cloreto de sódio?
- _____
- _____
- c) Olhando o esquema, que indústrias utilizam matérias-primas obtidas a partir do cloreto de sódio?
- _____
- _____
- d) Qual é a diferença entre NaCl fundido e salmoura?
- _____



APRENDENDO A APRENDER

1. O cloreto de magnésio ($MgCl_2$) é muito higroscópico. Tente explicar por que sais costumam entupir quando está ameaçando chover.
2. Em um supermercado, nos setores de limpeza e de alimentação, observe rótulos de produtos que indiquem se em seu processo de obtenção foram utilizadas matérias-primas provenientes do cloreto de sódio.

O que eu aprendi...

Handwriting practice area with 20 horizontal dashed lines for writing.





PESQUISA EM GRUPO

Em grupos, busquem informações que lhes permitam conhecer por que é obrigatória a adição de iodo ao sal comestível.

O texto da Lei nº 6150 de 1974 determina a obrigatoriedade de 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. Em março de 1999, por meio da Portaria nº 218, o Ministério da Saúde estabeleceu 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 (partes por milhão).

Vocês podem procurar conhecer:

- quais problemas de saúde podem ser causados em crianças, mulheres grávidas e adultos pela ingestão insuficiente de iodo;
- alguns impactos sociais e econômicos que podem estar associados a esses problemas de saúde;
- quais as recomendações relativas às necessidades diárias de ingestão de iodo;
- as quantidades de iodo disponíveis em 100 g de peixe de água salgada e em 100 g de peixe de água doce, assim como em outros alimentos, para calcular a quantidade desses alimentos que uma lactante teria de ingerir em um dia para suprir suas necessidades básicas;
- se há algum órgão que controle a quantidade de iodo no sal exigida por lei.

Sugestões para a pesquisa:

- entrevista com um nutricionista;
- buscas em páginas da internet:

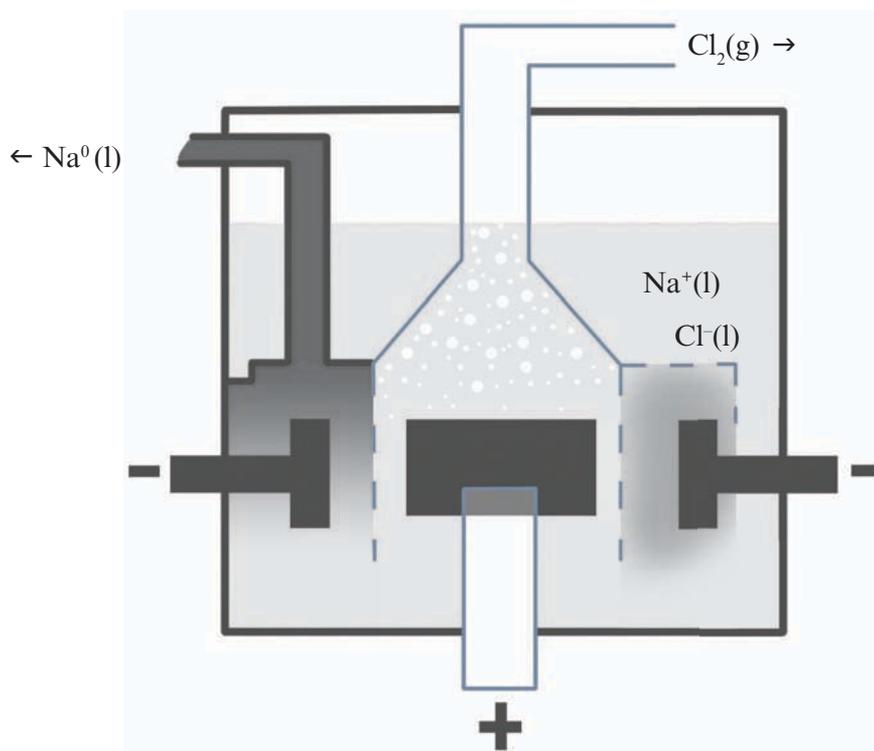
em <www.saude.rn.gov.br/noticias.asp?idnoticia=6229> (acesso em: 8 dez. 2009) há uma página da Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária);

em <<http://dtr2002.saude.gov.br/caadab/arquivos/segunda%20mostra/Defici%EAncia%20de%20Iodo.pdf>> (acesso em: 8 dez. 2009) há uma apresentação bem completa, objetiva e com linguagem acessível sobre os problemas causados pela carência de iodo na alimentação;

em <http://www.indatir.org.br/o_iodo_t.htm> (acesso em: 8 dez. 2009), página do Instituto da Tireoide, podem ser encontrados dados sobre a legislação pertinente à iodação do sal no Brasil, às necessidades diárias de iodo para o ser humano e problemas de saúde causados pela carência de iodo no organismo humano.

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

Observe o esquema da célula de Downs. Nessa célula ocorre uma eletrólise ígnea.



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.

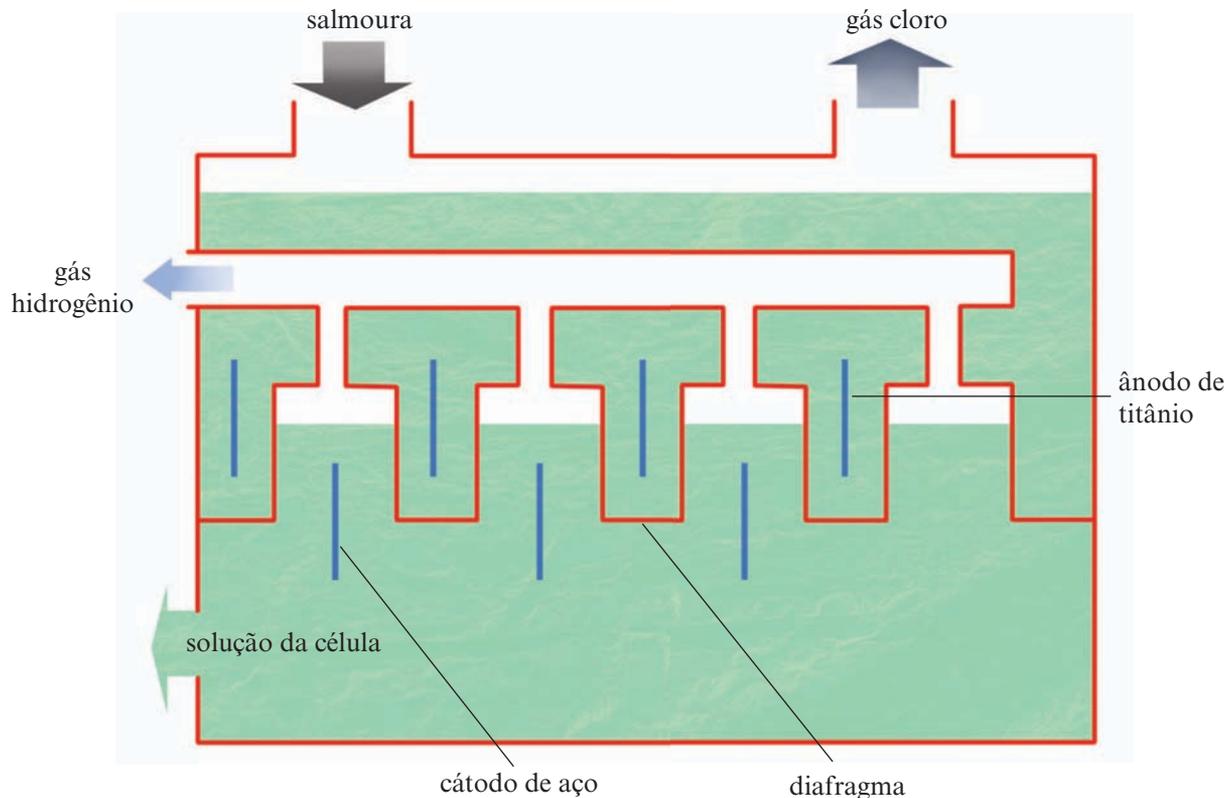
Adaptado de: GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. *Interações e transformações*. Química para o Ensino Médio. Livro do aluno. Química e sobrevivência: hidrosfera - fonte de materiais. São Paulo: Edusp, 2005, v. III, p. 94.

Questões para a sala de aula

1. Para que o sódio metálico seja obtido através de uma eletrólise, o cloreto de sódio deve ser fundido. Por quê?

2. Quais são as substâncias obtidas por eletrólise ígnea do cloreto de sódio? Escreva as semiequações que representam a formação dessas substâncias. Peça ajuda ao seu professor para balanceá-las.

3. Identifique no esquema da cuba de Downs o cátodo e o ânodo.



Célula de diafragma para eletrólise da salmoura.

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. *Interações e transformações*. Química para o Ensino Médio. Livro do aluno. Química e sobrevivência: hidrosfera – fonte de materiais. São Paulo: Edusp, 2005, v. III, p. 101.

O cloro gasoso é obtido em **escala industrial** através da eletrólise da salmoura.

4. Quais são as substâncias obtidas por eletrólise da salmoura? Escreva as semiequações que ocorrem no cátodo e no ânodo da célula de diafragma acima esquematizada.

5. Peça a ajuda de seu professor (ou procure em livros) e tente balancear essas semiequações e escrever a equação global.

Atividade 3 – O cloreto de sódio como fonte de matéria-prima para a obtenção do carbonato de sódio (processo Solvay): influência da alteração da concentração em sistemas em equilíbrio químico



Leitura e Análise de Texto

O processo Solvay

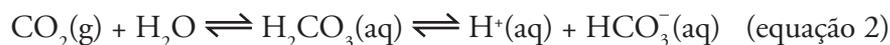
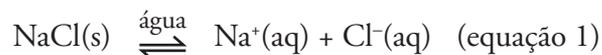
Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteadó Lamas

O carbonato de sódio (Na_2CO_3), também chamado de soda ou de barrilha, pode ser industrialmente obtido pelo processo Solvay, desenvolvido no final do século XIX por Ernest Solvay, químico industrial belga nascido em 1838. Em 1863, junto 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. Esse método, patenteado pela primeira vez em 1861, e a invenção da torre Solvay garantiram a Ernest riqueza considerável.

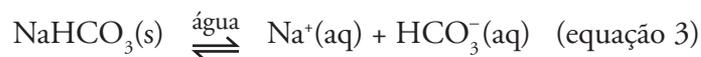
O processo Solvay utiliza como matérias-primas o cloreto de sódio (NaCl) e o calcário (CaCO_3). O amoníaco (NH_3) participa da fabricação do carbonato de sódio, mas não pode ser considerado matéria-prima, uma vez que é regenerado e reciclado, retornando posteriormente ao processo. Nele é evidenciada 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 preexistente.

O processo Solvay se dá em quatro etapas:

1ª etapa: preparação da solução de hidrogenocarbonato* de sódio, fazendo-se borbulhar CO_2 em solução aquosa de cloreto de sódio (salmoura).



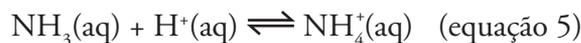
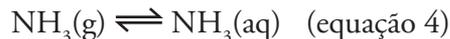
2ª etapa: o que se deseja é a precipitação do NaHCO_3 , mas essa precipitação não acontece, pois a reação representada pela equação 2 entra em equilíbrio e a quantidade (concentração) de HCO_3^- disponível não é suficientemente grande para ultrapassar o limite de solubilidade do NaHCO_3 . Lembrando:



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

* Não é mais recomendado o uso do termo bicarbonato de sódio.

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

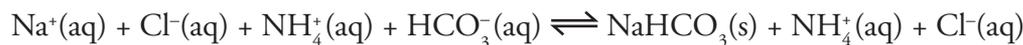


Ao retirar íons $\text{H}^+(\text{aq})$ da solução, as quantidades de $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, $\text{H}^+(\text{aq})$ e $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ se modificam para que K_c se mantenha constante (como a temperatura e a pressão permaneceram constantes, o valor de K_c não se altera).

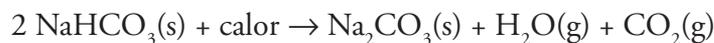
$$K_c = \frac{[\text{H}^+(\text{aq})][\text{HCO}_3^-(\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]}$$

Se a $[\text{H}^+(\text{aq})]$ diminui, para que o equilíbrio representado na equação 2 seja mantido, é preciso que mais H_2CO_3 se ionize. Assim mais CO_2 reagirá com a água.

Como os íons H^+ estão sendo continuamente consumidos, a $[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]$ vai aumentando até ultrapassar o limite de solubilidade do NaHCO_3 , e este começa a se precipitar.



3ª etapa: o hidrogenocarbonato de sódio é filtrado e aquecido a $300\text{ }^\circ\text{C}$, formando o carbonato de sódio, que é o produto a ser comercializado.



O CO_2 produzido é reaproveitado na etapa 1 para a formação do hidrogenocarbonato ($\text{HCO}_3^-(\text{aq})$).

4ª etapa: para que o cátion amônio $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ produzido na 2ª etapa seja reaproveitado, deve ser transformado novamente em amônia. Para tal, é colocado para reagir com cal hidratada ($\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{g})$), produzindo amônia gasosa, que é enviada para a instalação onde ocorre a segunda etapa.

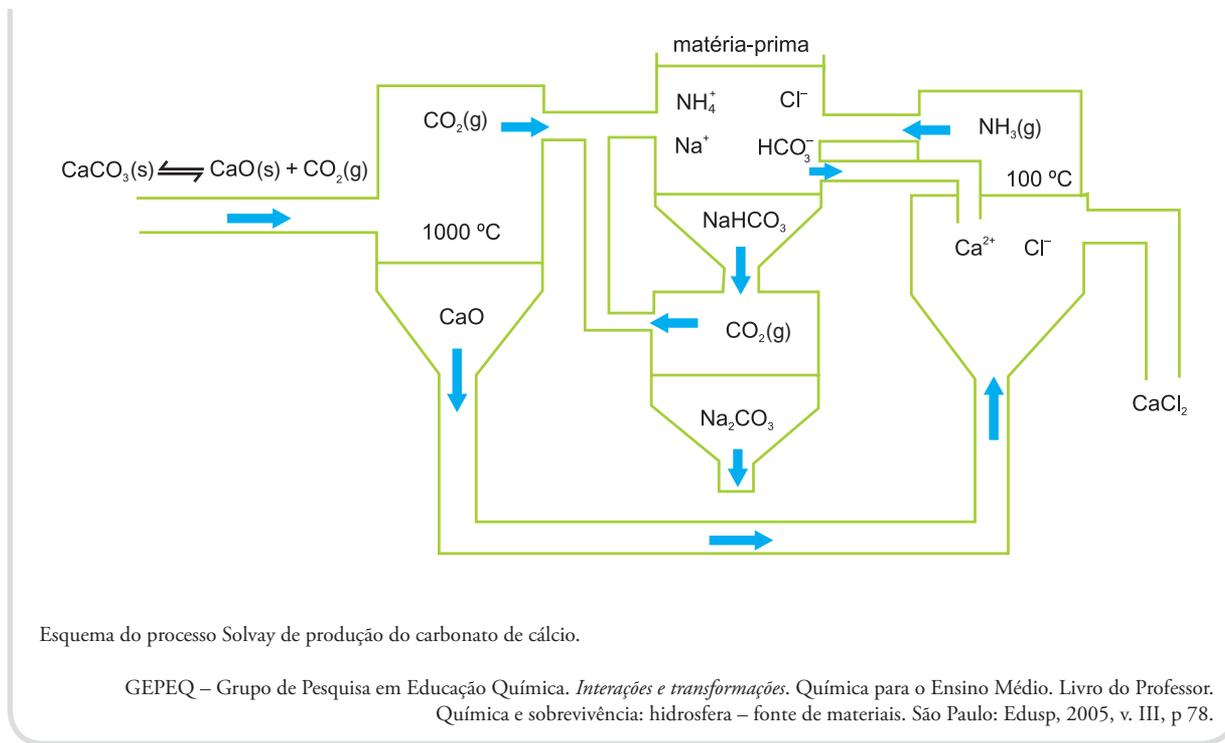


De onde vêm a cal hidratada usada na 4ª etapa e o dióxido de carbono usado na 1ª etapa?

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), respectivamente. O $\text{CO}_2(\text{g})$ é enviado para a instalação onde ocorre a 1ª etapa (juntamente com o CO_2 obtido na 3ª etapa) e a cal viva é hidratada e utilizada no reaproveitamento do cátion amônio.



Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.



VOCÊ APRENDEU?



1. Por que é necessária a adição de amônia na 2ª etapa?

2. Por que indústrias que produzem barrilha também costumam produzir cal virgem?

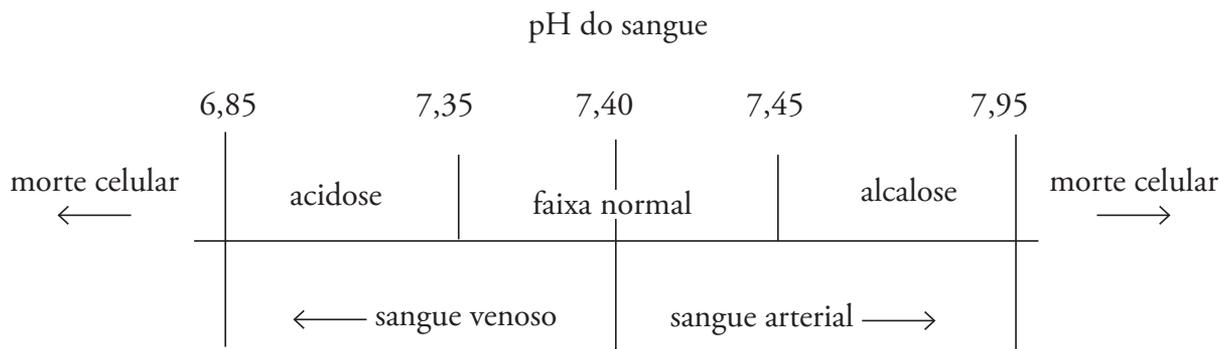


LIÇÃO DE CASA

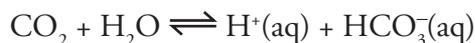


O exercício a seguir permitirá que se prevejam mudanças no estado de equilíbrio químico que existe no sangue pela eliminação excessiva de gás carbônico, ou seja, pela mudança da concentração do CO_2 no sangue.

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



No sangue há o seguinte equilíbrio químico:



Uma maneira de mudar o pH do sangue é por meio da respiração. O sangue transporta o dióxido de carbono (gás carbônico, CO_2) até os pulmões, onde é expirado. Os centros de controle da respiração localizados no cérebro regulam a quantidade de dióxido de carbono expirado por meio do controle da velocidade e da profundidade da respiração. Uma pessoa, em crise de ansiedade, pode respirar muito rapidamente, eliminando pela expiração mais CO_2 do que deveria. Assim, observe o equilíbrio acima descrito e responda:

- a) O pH do sangue dessa pessoa deve aumentar ou diminuir? O sangue deve ficar mais ácido ou menos ácido? A pessoa entraria em acidose ou em alcalose? Explique utilizando a equação de equilíbrio químico e a expressão que permite o cálculo do pH.

- b) Para controlar a crise e fazer com que o pH do sangue dessa pessoa volte à faixa da normalidade, deve-se acalmá-la e fazê-la respirar dentro de um saco plástico. Você teria uma explicação para isso?

Atividade 4 – Obtenção de água doce e de magnésio a partir da água do mar

Neste bimestre, já foram estudados alguns materiais que o ser humano extrai da água do mar. Mas existem outros.



PESQUISA EM GRUPO

Nesta Situação de Aprendizagem, você terá a oportunidade de fazer pesquisas e conhecer mais materiais extraídos da água do mar, os processos utilizados para produzi-los, assim como os custos e os benefícios sociais, econômicos e ambientais envolvidos na extração, na transformação e, eventualmente, na utilização e no descarte de alguns deles.

As escolhas dos temas, assim como a orientação das pesquisas, deverão ser decididas por seu professor. Seguem duas sugestões:



Leitura e Análise de Texto

Texto 1

Hebe Ribeiro da Cruz Peixoto e Maria Fernanda Penteado Lamas

O magnésio é 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 Epson) 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 a seguir mostra alguns usos do magnésio e de seus compostos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para avaliação

O enunciado abaixo deverá ser usado para responder às questões 1 e 2.

Uma comunidade resolveu criar peixes. Construíram viveiros de trutas, carpas e piabas. Após algum tempo, as trutas e as carpas começaram a morrer. Os moradores consultaram um piscicultor e este sugeriu que se levasse a água a um laboratório 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 estar:
 - a) 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 $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$. Qual espécie poderá ser criada nessas condições?

3. (Fuvest – 1992) 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 ₃ COOH)	0,10	2,9
Cianídrico (HCN)	0,10	5,1

a) Sabendo que os ácidos são monoproticos, como você explicaria os valores diferentes de pH?

b) Para reagir totalmente com volumes iguais das soluções de cada um desses ácidos, a necessidade de uma dada base será a mesma? Explique.

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

Temperatura (°C)	K_w
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.



PARA SABER MAIS

Livros

- BRANCO, S. M. *Água: origem, uso e preservação*. São Paulo: Moderna, 1999. (Polêmica). São discutidos temas relativos à origem da água no universo, relações entre a água e o clima, interdependência entre a água e os seres vivos, composição da água, ciclo hidrológico, fluxos de energia, qualidade e usos da água, poluição e contaminação, tratamento de água e esgotos, entre outros.
- SKINNER, B. J.; TUREKIAN, K. K. *O homem e o oceano*. Tradução e adaptação: K. Suguio. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1996. (Textos Básicos de Geociências). Neste livro encontram-se informações sobre recursos marinhos e como eles 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. São abordados temas relacionados à qualidade da água, focalizando estudos ambientais sobre a avaliação dos impactos dos lançamentos nos corpos receptores. São discutidos também os sistemas de tratamento, levando em conta critérios técnicos e econômicos.

Sites

- *Anvisa*. Disponível em: <http://www.anvisa.gov.br/legis/resol/2003/rdc/130_03rdc.htm>. Acesso em: 8 dez. 2009. A Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) apresenta as especificações legais dos teores de iodo no sal comestível.
- *Biblioteca Digital. Câmara dos Deputados*. Disponível em: <http://bd.camara.gov.br/bd/bitstream/handle/bdcamara/1533/dessalinizacao_agua_jose_pereira.pdf?sequence=1>. Acesso em: 21 jan. 2010. Neste *site* 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 deixa claro que seu parecer é puramente técnico e que não levou em conta problemas sociais e éticos envolvidos na transposição do Rio São Francisco.

- *Centro de Investigaciones Geológicas de la Universidad Nacional de La Plata – Argentina.* Disponível em: <<http://cig.museo.unlp.edu.ar/docencia/sed/evaporitas.pdf>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* pode-se encontrar uma apresentação de Luis A. Spalletti, que discute a formação de evaporitos marinhos, 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.
- *Chemistry Department of Iowa State University – EUA.* Disponível em: <<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/H2Oeq.html>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* encontra-se uma animação que mostra o equilíbrio dinâmico da autoionização da água.
- *Chemistry Department of Iowa State University – EUA.* Disponível em: <[http://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)>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* é mostrada uma animação da ionização do HCl.
- *E-educacional – a Internet na Educação.* Disponível em: <<http://www.educacional.com.br/noticiacomentada/051007not01.asp>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Na matéria “Transposição do Rio São Francisco: salvação ou equívoco?”, César Munhoz faz um apanhado da polêmica sobre fazer ou não a transposição e apresenta alternativas para enfrentar a crise do abastecimento de água na região.
- *Folha de S. Paulo.* Disponível em: <<http://www1.folha.uol.com.br/folha/brasil/ult96u356388.shtml>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* há uma matéria com opiniões de leitores sobre a transposição do Rio São Francisco (matéria de 18 dez. 2007).
- *Fundação Joaquim Nabuco.* Disponível em: <<http://www.fundaj.gov.br/docs/tropico/desat/fran.html>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Página mantida pela Fundação Joaquim Nabuco, na qual há diversos pareceres e artigos sobre a transposição do Rio São Francisco.
- *Ministério da Integração Nacional.* Disponível em: <<http://www.integracao.gov.br/saofrancisco/integracao/index.asp>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* há uma explicação sobre o que se pretende fazer no Rio São Francisco; o *site* ainda aponta quais bacias serão interligadas e de que maneira, quais os benefícios almejados e traz um extenso relatório de impacto ambiental.
- *Notícias Uol.* Disponível em: <<http://noticias.uol.com.br/midiaglobal/prospect/2006/05/09/ult2678u39.jhtm>>. Acesso em: 8 dez. 2009. Esse artigo discute os custos dos processos de des-salinização por osmose reversa e por destilação.
- *Química Net.* Disponível em: <http://www.quimica.net/emiliano/artigos/2007nov_oceano.pdf>. Acesso em: 8 dez. 2009. Neste *site* encontra-se o texto “Os recursos do oceano”, com tradução do professor Emiliano Chemello, extraído do livro de WHITTEN, Kenneth W.; DAVIS, Raymond E.; PECK, Larry M. *General Chemistry: with qualitative analysis*. 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.