

Química

Transformações químicas (aspectos quantitativos)

Organizadores

**Maria Eunice Ribeiro Marcondes
Marcelo Giordan**

Elaboradores

**Isaura Maria Gonçalves Vidotti
Luciane Hiromi Akahoshi
Maria Eunice Ribeiro Marcondes
Yvone Mussa Esperidião**

3

módulo

Nome do Aluno _____

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO

Governador: *Geraldo Alckmin*

Secretaria de Estado da Educação de São Paulo

Secretário: *Gabriel Benedito Issac Chalita*

Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP

Coordenadora: *Sônia Maria Silva*

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

Reitor: *Adolpho José Melfi*

Pró-Reitora de Graduação

Sônia Teresinha de Sousa Penin

Pró-Reitor de Cultura e Extensão Universitária

Adilson Avansi Abreu

FUNDAÇÃO DE APOIO À FACULDADE DE EDUCAÇÃO – FAFE

Presidente do Conselho Curador: *Selma Garrido Pimenta*

Diretoria Administrativa: *Anna Maria Pessoa de Carvalho*

Diretoria Financeira: *Sílvia Luzia Frateschi Trivelato*

PROGRAMA PRÓ-UNIVERSITÁRIO

Coordenadora Geral: *Eleny Mitrulis*

Vice-coordenadora Geral: *Sônia Maria Vanzella Castellar*

Coordenadora Pedagógica: *Helena Coharik Chamlian*

Coordenadores de Área

Biologia:

Paulo Takeo Sano – Lyria Mori

Física:

Maurício Pietrocola – Nobuko Ueta

Geografia:

Sônia Maria Vanzella Castellar – Elvio Rodrigues Martins

História:

Kátia Maria Abud – Raquel Glezer

Língua Inglesa:

Anna Maria Carmagnani – Walkyria Monte Mór

Língua Portuguesa:

Maria Lúcia Victório de Oliveira Andrade – Neide Luzia de Rezende – Valdir Heitor Barzotto

Matemática:

Antônio Carlos Brolezzi – Elvia Mureb Sallum – Martha S. Monteiro

Química:

Maria Eunice Ribeiro Marcondes – Marcelo Giordan

Produção Editorial

Dreampix Comunicação

Revisão, diagramação, capa e projeto gráfico: *André Jun Nishizawa, Eduardo Higa Sokei, José Muniz Jr. Mariana Pimenta Coan, Mario Guimarães Mucida e Wagner Shimabukuro*

The background features a detailed, light blue-toned illustration of a laboratory or workshop. On the left, a scientist with a beard and a cap is shown in profile, looking towards the right. In the center, a large beaker sits on a stand, with a smaller flask or container placed inside it. To the right, another figure is partially visible, holding a large, rounded object, possibly a piece of equipment or a container. The entire scene is rendered with fine lines and cross-hatching, giving it a technical or scientific feel.

Cartas ao Aluno

Carta da

Pró-Reitoria de Graduação

Caro aluno,

Com muita alegria, a Universidade de São Paulo, por meio de seus estudantes e de seus professores, participa dessa parceria com a Secretaria de Estado da Educação, oferecendo a você o que temos de melhor: conhecimento.

Conhecimento é a chave para o desenvolvimento das pessoas e das nações e freqüentar o ensino superior é a maneira mais efetiva de ampliar conhecimentos de forma sistemática e de se preparar para uma profissão.

Ingressar numa universidade de reconhecida qualidade e gratuita é o desejo de tantos jovens como você. Por isso, a USP, assim como outras universidades públicas, possui um vestibular tão concorrido. Para enfrentar tal concorrência, muitos alunos do ensino médio, inclusive os que estudam em escolas particulares de reconhecida qualidade, fazem cursinhos preparatórios, em geral de alto custo e inacessíveis à maioria dos alunos da escola pública.

O presente programa oferece a você a possibilidade de se preparar para enfrentar com melhores condições um vestibular, retomando aspectos fundamentais da programação do ensino médio. Espera-se, também, que essa revisão, orientada por objetivos educacionais, o auxilie a perceber com clareza o desenvolvimento pessoal que adquiriu ao longo da educação básica. Tomar posse da própria formação certamente lhe dará a segurança necessária para enfrentar qualquer situação de vida e de trabalho.

Enfrente com garra esse programa. Os próximos meses, até os exames em novembro, exigirão de sua parte muita disciplina e estudo diário. Os monitores e os professores da USP, em parceria com os professores de sua escola, estão se dedicando muito para ajudá-lo nessa travessia.

Em nome da comunidade USP, desejo-lhe, meu caro aluno, disposição e vigor para o presente desafio.

Sonia Teresinha de Sousa Penin.

Pró-Reitora de Graduação.

Carta da

Secretaria de Estado da Educação

Caro aluno,

Com a efetiva expansão e a crescente melhoria do ensino médio estadual, os desafios vivenciados por todos os jovens matriculados nas escolas da rede estadual de ensino, no momento de ingressar nas universidades públicas, vêm se inserindo, ao longo dos anos, num contexto aparentemente contraditório.

Se de um lado nota-se um gradual aumento no percentual dos jovens aprovados nos exames vestibulares da Fuvest — o que, indubitavelmente, comprova a qualidade dos estudos públicos oferecidos —, de outro mostra quão desiguais têm sido as condições apresentadas pelos alunos ao concluírem a última etapa da educação básica.

Diante dessa realidade, e com o objetivo de assegurar a esses alunos o patamar de formação básica necessário ao restabelecimento da igualdade de direitos demandados pela continuidade de estudos em nível superior, a Secretaria de Estado da Educação assumiu, em 2004, o compromisso de abrir, no programa denominado Pró-Universitário, 5.000 vagas para alunos matriculados na terceira série do curso regular do ensino médio. É uma proposta de trabalho que busca ampliar e diversificar as oportunidades de aprendizagem de novos conhecimentos e conteúdos de modo a instrumentalizar o aluno para uma efetiva inserção no mundo acadêmico. Tal proposta pedagógica buscará contemplar as diferentes disciplinas do currículo do ensino médio mediante material didático especialmente construído para esse fim.

O Programa não só quer encorajar você, aluno da escola pública, a participar do exame seletivo de ingresso no ensino público superior, como espera se constituir em um efetivo canal interativo entre a escola de ensino médio e a universidade. Num processo de contribuições mútuas, rico e diversificado em subsídios, essa parceria poderá, no caso da estadual paulista, contribuir para o aperfeiçoamento de seu currículo, organização e formação de docentes.

Prof. Sonia Maria Silva

Coordenadora da Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas

Apresentação da área

A Química tem sido vista como vilã por muitos dos segmentos sociais que a desconhecem. Enquanto ciência, ela contribui para compreendermos as propriedades dos materiais, suas transformações e suas estruturas em um nível de organização inacessível aos nossos sentidos. Já os químicos, desempenham um papel importante na construção do conhecimento sobre processos e produtos que servem ao bem estar das pessoas. Alimentos, roupas, medicamentos, habitações são alguns exemplos de segmentos da indústria e da agropecuária, nos quais o conhecimento químico é fundamental.

É fato também que os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente têm sido cada vez mais graves. O aumento do efeito estufa e a redução da camada de ozônio são exemplos de atividades que dependem da transformação dos materiais. Ainda assim, a Química não é a responsável por esses fenômenos indesejáveis. O conhecimento produzido pelos químicos é um dos instrumentos determinantes para aprofundar ou diminuir os impactos causados pelas atividades humanas no meio ambiente. Saber aplicar esses conhecimentos a partir de critérios e valores definidos pela sociedade é um dos principais instrumentos para tomar decisões sobre o controle dessas atividades e também para equacionar a complexa relação bem-estar social e meio ambiente.

Os conhecimentos abordados nesse Programa fornecem uma visão geral da fenomenologia das transformações químicas, suas interpretações em termos de modelos microscópicos e suas representações simbólicas. Conhecer as transformações significa também saber utilizá-las para nosso próprio bem-estar. Assim, é importante conhecer aspectos quantitativos das transformações para evitar desperdícios, utilizar racionalmente a energia envolvida no processo, controlar a rapidez da transformação e seu rendimento. Estudar as propriedades das substâncias e interpretá-las em termos dos modelos de ligação química também contribui para evitar riscos à saúde e à contaminação ambiental e para compreender os processos de produção de novos materiais e medicamentos.

Defendemos o estudo da Química que não seja memorístico. Como alternativa, convidamos você a compreender processos químicos e estabelecer relações entre o conhecimento científico, suas aplicações e implicações sociais, econômicas, ambientais e políticas.

Apresentação do módulo

Você já sabe reconhecer uma transformação química através das evidências observáveis, isolar os produtos e identificá-los através de algumas propriedades. Quanto ao aspecto das massas de reagentes e produtos numa transformação química, você sabe estabelecer relações entre elas, através das leis de Lavoisier e Proust. A Química, como ciência, procura explicar os fatos observáveis, então, foram apresentados modelos explicativos para se poder compreender tais fatos, ampliando seus conhecimentos e sua visão do mundo físico. Dessa forma, você tem mais subsídios para se posicionar diante de novas situações.

Continuando o estudo das transformações químicas neste módulo, você vai aprofundar seus conhecimentos sobre as relações quantitativas nas transformações químicas. Muitos processos químicos acontecem com substâncias no estado gasoso – como é o caso da produção de amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio – e com substâncias em solução aquosa – como, por exemplo, a obtenção de cloro (gás, à temperatura ambiente) a partir de solução aquosa de cloreto de sódio. Assim, você poderá prever quantidades de substâncias no estado gasoso, bem como em solução.

Nos processos reais, seja no laboratório ou na indústria, você deve considerar que as matérias-primas utilizadas (reagentes) podem não ser puras, logo, o rendimento (quantidades dos produtos) não será de 100 %, como foi estudado até agora.

Como estão sendo apresentados novos fatos, devemos também procurar explicações capazes de nos ajudar a compreendê-los. São propostas questões e exercícios ao longo do texto para que você vá formando e ampliando seus conhecimentos. São apresentados também, exercícios complementares para que você possa aplicar seu conhecimento em situações novas. Esse módulo é composto por 5 unidades sobre as transformações químicas em seu aspecto quantitativo:

Unidade 1 – transformações químicas envolvendo gases – estabelecendo uma relação entre o número de átomos e o volume de uma substância no estado gasoso;

Unidade 2 – transformações químicas em solução aquosa – expressando e prevendo as quantidades de reagentes e produtos envolvidos;

Unidade 3 – rendimento das transformações químicas;

Unidade 4 – como a presença de solutos afeta a pressão de vapor, a temperatura de ebulição e a temperatura de congelamento do solvente na solução?

Unidade 5 – água para consumo.

Unidade 1

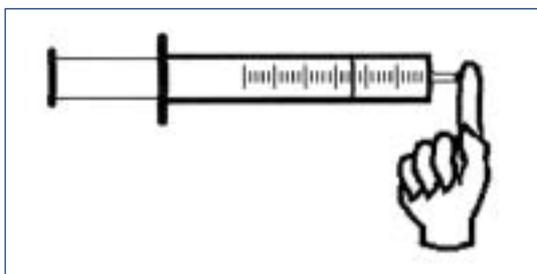
Transformações químicas envolvendo gases – estabelecendo uma relação entre o volume ocupado por um gás e o número de partículas nele contido

Considere as seguintes informações:

- na produção de 1 tonelada de cal (CaO) a partir de calcário (CaCO_3) são gerados 400 m^3 de CO_2 à 25°C e pressão de 1 atm ;
- preço do combustível GNV (gás natural veicular): $R\$ 0,70 / \text{m}^3$.

Quando nos referimos a substâncias no estado gasoso, é comum medir suas quantidades em volume, pois operacionalmente é mais fácil medir o volume de um gás do que sua massa. Como relacionar, então, o número de partículas de um gás e o volume?

Imagine a seguinte experiência: pegue uma seringa e puxe um pouco o êmbolo; tampe com o dedo a saída e comprima o êmbolo. Foi possível comprimir?



Quando se puxa o êmbolo da seringa, está se introduzindo uma certa quantidade de ar na seringa. Quando se comprime o êmbolo, supondo que não haja vazamento, a quantidade de ar não muda. Mas o volume ocupado por essa quantidade de ar muda e a pressão dentro da seringa também muda. Então, para sabermos o número de partículas de um gás contidas em um recipiente, precisamos conhecer o volume desse recipiente e a pressão dentro dele. É necessário ainda se conhecer a temperatura em que o recipiente se encontra, pois o volume e a pressão de um gás podem variar com a temperatura.

Para se poder determinar a quantidade de partículas de um gás contidas em um certo recipiente, precisamos conhecer as relações existentes entre a pressão, o volume ocupado pelo gás e a temperatura do gás.

Qual é o volume ocupado por 1 mol de partículas de uma substância no estado gasoso?

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes
Marcelo Giordan

Elaboradores

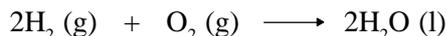
Isaura Maria
Gonçalves Vidotti
Luciane Hiromi
Akahoshi

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Yvone Mussa
Esperidião

Para se determinar esse volume devem ser definidas a pressão e a temperatura em que o gás se encontra. Internacionalmente foi estabelecida a *pressão de 1 atmosfera e a temperatura de 0°C* (273 K, temperatura Kelvin) como padrões. Essas condições são chamadas de “condições normais de temperatura e pressão”, ou abreviadamente, CNTP. Estudos mostraram que a quantidade de 1 mol de qualquer gás, em condições normais de temperatura e pressão, ocupam 22,4 L (volume molar).

Considere a reação de síntese da água, representada pela equação química:



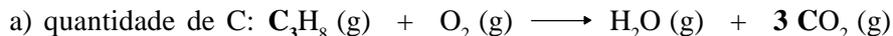
ela pode ser interpretada em termos do volume molar, isto é, à 0°C e 1 atm, 44,8 L ($2 \times 22,4$ L) do gás hidrogênio reagem com 22,4 L do gás oxigênio.

1. Se nessa reação forem utilizados 2 mols do gás hidrogênio, qual será o volume empregado, em CNTP?
2. Nessa transformação, quantos mols do gás O_2 são necessários para reagir com 2 mols de H_2 ? Se o O_2 estiver em CNTP, qual será o volume empregado?
3. Quais as quantidades, em grama, de H_2 e O_2 empregadas? (massa molar: H_2 - 2 g/mol, O_2 - 32 g/mol).

Vamos considerar a combustão do propano (C_3H_8), um dos componentes do GLP (gás liquefeito de petróleo), utilizado nos botijões de gás de cozinha. A equação não balanceada que representa a combustão é:



Balanceando a equação, tem-se:



Podemos interpretá-la de várias maneiras:

a) 1 mol de partículas de propano reagem com 5 mols de partículas do gás oxigênio, formando 4 mols de partículas de água e três mols de partículas de gás carbônico;

b) 44 g de C_3H_8 (massa molar: 44 g/mol) reagem com 160 g de O_2 (massa molar: 32 g/mol), formando 72 g de H_2O (massa molar: 18 g/mol) e 132 g de CO_2 (massa molar: 44 g/mol);

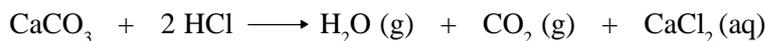
c) Em CNTP, 22,4 L de C_3H_8 reagem com 112 L de O_2 , formando 89,6 L de H_2O e 67,2 L de CO_2 ;

d) $6,02 \times 10^{23}$ partículas de C_3H_8 reagem com $3,01 \times 10^{24}$ partículas O_2 , formando $2,408 \times 10^{24}$ partículas de H_2O e $1,806 \times 10^{24}$ de CO_2 .

Faça agora você

1. Como mencionado anteriormente, na produção de 1 t de cal, a partir de calcário, formam-se 400 m³ de CO_2 , em CNTP. Processando-se 5 t de calcário, quanto de CO_2 é obtido, nessas condições de pressão e temperatura? (massa molar: C - 12 g/mol; Ca - 40 g/mol; O - 16 g/mol)

2. Na reação entre carbonato de cálcio e ácido clorídrico formam-se gás carbônico, água e cloreto de cálcio:



Que volume de CO_2 , a 0°C e 1 atm se forma quando 50 g de CaCO_3 reagem com quantidade suficiente de ácido? Qual a massa de gás formada? (massa molar do CaCO_3 : 100 g/mol).

3. (Fuvest) Nas condições normais de pressão e temperatura, o volume ocupado por 10 g de monóxido de carbono é :

- a) 6,0 L b) 8,0 L c) 9,0 L d) 10 L e) 12 L

(Dados: massas molares - C - 12 g/mol; O - 16 g/mol)

COMO RELACIONAR NÚMERO DE PARTÍCULAS DE UM GÁS E O VOLUME EM DIFERENTES TEMPERATURAS E PRESSÕES

Qual será o volume que um mol de gás ocupa em pressões diferentes de 1 atm e temperaturas diferentes de 0°C (273 K)?

Para podermos determinar o volume molar em condições diferentes da CNTP, temos que considerar os seguintes conhecimentos sobre os gases.

a) a uma dada temperatura, sabemos que, se o volume de um gás diminuir, a pressão exercida por essa quantidade de gás aumenta. A seguir estão apresentados dados para o gás hidrogênio, a 25°C :

Volume (cm^3)	Pressão (atm)	$p \times V$ (atm \times cm^3)
25,1	0,92	
16,5	1,4	
11,6	2,0	

(1 cm^3 corresponde a 1mL)

1. Calcule para os dados fornecidos o produto $p \times V$ e preencha a tabela. O que você observa?

Tentando encontrar uma proporção entre os valores de p e V , foi verificado (por Boyle, século XVII), que o produto $p \times V$ é constante. Essa relação vale para qualquer gás e não apenas para o gás hidrogênio.

b) a uma dada pressão, sabemos que, se a temperatura em que o gás se encontra aumentar, o volume do gás também aumenta. A tabela a seguir mostra dados para o gás hidrogênio a 1 atm.

Volume (cm^3)	Temperatura		V/T (K) (cm^3/K)
	($^\circ\text{C}$)	(K)	
22,4	0	273	0,082
26,5	50	323	0,082
29,1	82	355	0,082

(lembrete: temperatura K – temperatura em $^\circ\text{C}$ + 273)

Há uma relação constante, dada por V/T (temperatura absoluta, K), para a variação do volume com a temperatura, numa dada pressão não apenas para o hidrogênio, mas para qualquer outro gás.

c) a um dado volume, sabemos que se a temperatura em que o gás se encontra aumentar, a pressão exercida por esse gás também aumenta. Nesse caso, o quociente p/T (temperatura absoluta, K) é constante para qualquer gás.

Podemos calcular o volume molar, isto é, o volume ocupado por um mol de partículas de um gás, em diferentes condições de temperatura e pressão, utilizando essas relações proporcionais.

2. Sabemos que o volume molar de um gás em CNTP é 22,4 L. Qual será o volume molar se a temperatura do gás for de 80°C, a 1 atm?

Para resolver esta questão devemos lembrar que, a mesma pressão, o quociente V/T é constante. Assim:

$$\frac{22,4}{273} = \frac{V}{353} \qquad 353 \times 22,4 = V \times 273 \qquad V = 28,96$$

Assim, o volume ocupado por um mol de gás, isto é, o volume molar, a 1 atm e 80°C é 28,96 L.

3. Qual é o volume molar de um gás a 0°C e 2 atm?

4. Qual é o volume molar de um gás a 27°C e 2 atm?

Faça agora você

1. O oxigênio, em nosso corpo, é transportado pela hemoglobina contida no sangue através de reação entre a hemoglobina e o oxigênio, formando a oxi-hemoglobina. Em 100 mL de sangue há, em média, 15 g de hemoglobina, que reagem com 22,5 L de oxigênio, medidos em “condições ambientes de pressão e temperatura” ($p = 1 \text{ atm}$, $T = 25^\circ\text{C}$).

Quantos mols de oxigênio são transportados por 100 mL de sangue, nessas condições de p e T ?

Dado: volume molar a 1 atm e 0°C: 22,4 L.

Dica: calcule o volume molar (volume ocupado por 1 mol de gás) nas condições ambientes.

2. Qual das seguintes amostras: 3,0 g do gás hidrogênio ou 34,0 L do gás oxigênio em CNTP, contém maior quantidade em mols? E em partículas?

Dados: massa molar H_2 - 2 g/mol; volume molar em CNTP - 22,4 L.

É POSSÍVEL EXPRESSAR UMA LEI GERAL PARA OS GASES?

O volume molar permite relacionar massa, quantidade de matéria e número de partículas de um gás. O seu valor é o mesmo para todos os gases, quando mantidos nas mesmas condições de pressão e temperatura. O volume mo-

lar é igual a 22,4 dm³/mol (nas CNTP) e 24,5 dm³/mol (nas CATP, Condições Ambientais de Temperatura e Pressão, usada como referência para temperatura de 298 K ou 25°C e pressão 100 kPa ou 0,987 atm \cong 1 atm).

O estudo dos gases levou às seguintes generalizações:

a) O volume (V) de massa fixa de um gás é inversamente proporcional à pressão (p), quando a temperatura é constante (Lei de Boyle). Expressa-se matematicamente por $V \propto 1/p$.

b) O volume (V) de massa fixa de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta (T), quando a pressão é constante (Lei de Charles e Gay-lussac). Expressa-se matematicamente por $V \propto T$.

c) Relacionando as três leis físicas dos gases, temos a seguinte expressão matemática $\frac{pV}{T} = \text{constante}$, válida para uma massa constante de um mesmo gás.

d) O volume de um gás é diretamente proporcional à quantidade de matéria (n), quando a temperatura e pressão são constantes. Expressa-se matematicamente por $V \propto n$.

A partir dessas considerações é possível estabelecer uma lei geral para os gases, relacionando volume (V), pressão (p), temperatura (T) e quantidade de matéria (n). A expressão matemática aceita atualmente é $pV = nRT$, onde R é uma constante chamada *constante universal dos gases ideais* e essa equação é conhecida como *equação de estado dos gases ideais*, e tem os seguintes valores: R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹, quando a pressão do gás é expressa em atmosfera; R = 62,3 mmHg.L.mol⁻¹.K⁻¹, quando a pressão é expressa em milímetros de mercúrio.

1. Qual o volume ocupado por 16 g do gás hidrogênio a 127°C e pressão de 0,82 atm?

Podemos resolver essa questão através da aplicação da equação dos gases:

$$p = 0,82 \text{ atm} \quad n = 16/2 = 8 \text{ mol} \quad \longrightarrow \quad R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$V = ? \quad T = 273 + 127 = 400 \text{ K}$$

$$0,82 \times V = 8 \times 0,082 \times 400 \quad V = 8 \times 0,082 \times 400 / 0,82 = 320 \text{ L}$$

o volume ocupado por 16g de H₂, nas condições de pressão e temperatura mencionadas, é de 320 L.

Faça agora você

1. No motor do carro, a combustão do etanol, C₂H₆O, ocorre em fase gasosa. Os produtos dessa transformação são dióxido de carbono e água, ambos no estado gasoso.

a) Represente, por meio de equação química, essa transformação;

b) Considerando que o ar contém 20% de oxigênio (O₂), calcule o volume de ar necessário para a queima de 828 g de etanol, nas condições ambiente.

Dados: massa molar do etanol - 46 g/mol; volume molar dos gases a 25°C e 1 atm - 24,5 L.

2. Calcule o volume nas CNTP ocupado por 440 g de CO₂ e a quantidade de partículas nesse volume.

Dados: massa molar (g/mol) C - 12 g/mol; O₂ - 16 g/mol.

Unidade 2

Transformações químicas em solução aquosa – expressando e prevendo as quantidades de reagentes e produtos envolvidos

Considere as seguintes informações colhidas em produtos comerciais:

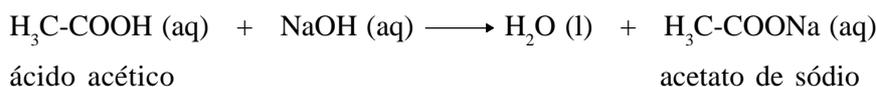
- água sanitária: “*teor de cloro ativo: 2%*”;
- água mineral: “*composição química provável: bicarbonato de sódio 92,7 mg/L, bicarbonato de magnésio 53,5 mg/L*”;
- ácido sulfúrico: “*concentração 73,5%, densidade a 20°C 1,7 g/cm³*”.

Considere também as seguintes informações sobre alguns processos:

- para determinar o teor de ácido acético (H₃C-COOH) contido em uma amostra de vinagre, pode-se fazer uma reação *com solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração conhecida*;
- para fazer a floculação, uma das etapas do tratamento de água, é comum se utilizar, numa estação de tratamento, a reação entre *solução aquosa de sulfato de alumínio [(Al)₂SO₄]₃* e óxido de cálcio (CaO);

Observe as partes destacadas dos textos. O que há de comum nessas informações?

Você pode ter notado que as informações destacam soluções aquosas (materiais dissolvidos em água). Na água mineral, por exemplo, têm-se vários sais dissolvidos, dependendo da região da fonte; no tratamento de água utiliza-se o sal sulfato de alumínio dissolvido em água. Muitas transformações químicas acontecem com os reagentes dissolvidos em água, como no caso da determinação do ácido acético no vinagre, em que se utiliza a reação do ácido dissolvido com uma solução de NaOH (hidróxido de sódio).



Quando um material interage com água se dissolvendo, o sistema homogêneo (uma só fase) resultante (material + água) é chamado de *solução aquosa*.

1. A água do mar é uma solução aquosa?

Numa solução, chamamos de *soluto* a substância que está em menor proporção e de *solvente* a que está em maior proporção. Na gasolina de abastecimento, por exemplo, a porcentagem de etanol dissolvido é de 25%, sendo, assim, o soluto. A gasolina (sem a adição do álcool) é o solvente.

Você pode recordar o que aprendeu no *módulo 1* sobre a solubilidade dos materiais.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes
Marcelo Giordan

Elaboradores

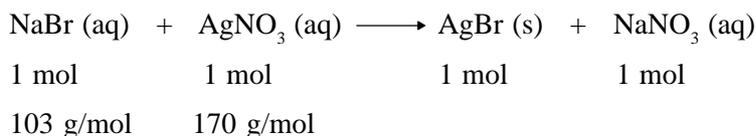
Isaura Maria
Gonçalves Vidotti
Luciane Hiromi
Akahoshi

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Yvone Mussa
Esperidião

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Brometo de prata (AgBr), um sal sensível à luz, utilizado em filmes fotográficos, é produzido comercialmente pela reação entre as soluções aquosas de brometo de sódio (NaBr) e de nitrato de prata (AgNO₃), conforme a equação:



(massa molar: Ag - 108 g/mol; Br - 80 g/mol; Na - 23 g/mol; N - 14 g/mol; O - 16 g/mol)

Expressando em termos de quantidade de matéria, a representação da equação balanceada mostra que 1 mol de NaBr reage com um mol de AgNO₃, formando 1 mol de AgBr (brometo de prata) e um mol de NaNO₃ (nitrato de sódio). Se considerarmos as proporções em massa, utilizando as massas molares, a equação balanceada indica que 103 g do sal NaBr (brometo de sódio) reagem com 170 g do sal AgNO₃ (nitrato de prata).

2. Quais as massas de AgBr e NaNO₃ formadas a partir das quantidades mencionadas dos reagentes?

Como na prática são empregadas soluções aquosas, vamos supor que foram utilizados, nessa reação, 500 mL de cada uma das soluções. Apenas com esses dados, não é possível prever a quantidade do brometo de prata formada, nem se a proporção entre as quantidades dos reagentes está adequada, ou se há sobra de algum deles.

3. Você poderia explicar por quê?

Mas, como expressar a quantidade de um material dissolvido em água ou em outro solvente?

Vamos utilizar como exemplo o preparo de 100 mL de uma solução aquosa de NaBr, que contém 5,1 g desse sal.

Imagine o seguinte procedimento:

- pese 5,1 g de NaBr em um béquer;
- acrescente ao béquer, uma pequena quantidade de água e agite cuidadosamente;
- observe se todo o sólido dissolveu, em caso contrário, adicione mais um pouco de água;
- transfira a solução obtida para um balão volumétrico de 100 mL;
- complete o volume, até a marca, com água.

Tem-se, assim, 100 mL de uma solução de brometo de sódio, que contém 5,1 g do sal.

Como o volume da solução corresponde à água e ao brometo de sódio, expressamos a relação entre a quantidade do soluto e o volume da solução (e não do solvente). Empregamos a palavra *concentração* para expressarmos essa relação.

Considere o preparo das seguintes soluções:



Fonte: REIS, Martha. *Completamente Química*. São Paulo: FTD, 2001. p. 23.



Fonte: NOVAIS, Vera. *Química*. São Paulo: Atual, 1996. v. único. p. 212.

- 10 mL de solução contendo 0,51 g de NaBr;
- 50 mL de solução contendo 2,55 g de NaBr.

4. Calcule a razão entre a quantidade de sal dissolvido e o volume da solução, nos três casos. O que você nota?

Assim, você pode verificar que as três soluções apresentam a mesma quantidade de massa do sal no mesmo volume de solução. Elas são de mesma concentração.

5. Qual é a concentração da solução que foi preparada?

Podemos expressá-la em termos de massa do soluto contida em um litro de solução. Voltando aos exemplos anteriores, podemos expressar a concentração das soluções por:

Razão calculada: $0,051\text{g/mL} \rightarrow 1\text{L} = 1000\text{ mL} \rightarrow \text{concentração} = 0,051\text{ g} \times 1000\text{ mL} = 510\text{ g/L}$

Isto quer dizer que em 1 litro de solução têm-se 510g de NaBr dissolvidos. Ou que em cada mililitro da solução tem-se 0,051g do sal dissolvido.

6. Qual é a massa de NaBr em 100 mL de uma solução de concentração 510 g/L?

7. Qual é a massa de NaBr em 500 mL dessa mesma solução?

Podemos expressar também a concentração em termos da quantidade de matéria, mol, do soluto contido em um litro da solução, mol/L. Para isso, basta calcular a quantidade de matéria, mol, que corresponde à massa do soluto. Por exemplo, para a solução do brometo de sódio NaBr de concentração 510 g/L:

Deve-se calcular quantos mols de NaBr há em 510 g. Sendo a massa molar do NaBr - 103 g/mol.

$510/103 = 0,495\text{ mol} \rightarrow$ a concentração da solução é $0,495\text{ mol/L}$.

8. Quantos mols há em 200 mL dessa solução?

Dessa forma, se tivermos o volume e a concentração de uma solução, podemos calcular a massa e a quantidade em mols do soluto dissolvido.

Outra maneira usual de se expressar a concentração é em *porcentagem em massa*, como, por exemplo, na água sanitária cuja concentração de “cloro ativo” é de cerca de 2%. A água sanitária é uma solução aquosa contendo o sal hipoclorito de sódio (NaClO). O que se chama de “cloro ativo”, portanto, é o íon hipoclorito (ClO^-), e não a substância cloro, Cl_2 , que é um gás à temperatura ambiente.

Dizer que o teor de cloro ativo é de 2%, é dizer que em 100 g da solução de água sanitária há 2 g de hipoclorito de sódio. A massa de água nessa solução é, portanto, 98 g. Considerando essa porcentagem, em 1 kg de água sanitária (1000 g ou 10^3 g), estão dissolvidos 20 g do sal e a massa de água é de 980 g.

9. Calcule a razão entre a massa do sal e a massa da solução nos dois casos acima. O que você nota?

Lembrando o outro exemplo dado no início deste tema, o ácido sulfúrico comercial é uma solução de concentração 73,5%. Isto quer dizer que em 100 g da solução (água + ácido sulfúrico) tem-se 73,5 g do ácido e 27,5 g de água.

É comum, quando o soluto é líquido ou gás à temperatura ambiente, expressar a concentração da solução em porcentagem em volume. Assim, por exemplo, na gasolina comercial que contém 25% de álcool etílico, tem-se 25 mL do álcool em cada 100 mL da mistura. Quando colocamos 1 L de gasolina comercial no tanque de um carro, 250 mL desse volume é de álcool.

10. O ar atmosférico é uma solução contendo 21% de oxigênio gasoso (O_2). Como você interpreta esse valor?

Faça agora você

1. Uma solução aquosa de cloreto de sódio contém 0,6 mol de NaCl em 200 mL de solução.

a) qual é a concentração dessa solução em mol/L? E em g/L?

b) qual a quantidade de matéria (em mol) do sal existente em 50 mL da solução? E em massa?

(massa molar: Na - 23 g/mol; Cl - 35,5 g/mol)

2. (Fuvest) A concentração de íons fluoreto em uma água de uso doméstico é de $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Se uma pessoa tomar 3 litros dessa água por dia, ao fim de um dia, a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa terá ingerido será igual a:

a) 0,9 b) 1,3 c) 2,8 d) 5,7 e) 15

Dado: massa molar do fluoreto - 19 g/mol.

3. (Unicamp) O “soro caseiro” recomendado para evitar desidratação infantil consiste em uma solução de cloreto de sódio (3,5 g/L) e de sacarose (11,0 g/L). Qual é a concentração em mol/l, do cloreto de sódio nesta solução? (Dado: massa molar do NaCl - 58,5 g/mol.)

4. O soro fisiológico é uma solução que contém 0,9% de NaCl. Qual é a massa de sal necessária para se preparar 500 mL de soro fisiológico?

ALTERANDO A CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO

Em um rótulo de ácido sulfúrico comercial pode-se encontrar as seguintes informações:

concentração 73,5%; densidade a 20°C 1,7g/cm³.

Um tipo de bateria de automóvel, a de chumbo, é constituída por placas de chumbo, óxido de chumbo (PbO_2) e solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 3,0 mol/L. Essa solução pode ser preparada a partir do ácido comercial, adicionando-se uma quantidade de água adequada.

Como um fabricante de baterias poderia, então, preparar uma solução de H_2SO_4 de concentração adequada a partir do produto comercial?

Suponha o preparo de 1 litro de solução de H_2SO_4 3,0 mol/L. Qual a massa de H_2SO_4 necessária para se preparar 1 litro dessa solução?



Massa molar H_2SO_4 - 98 g/mol (H - 1 g/mol; S - 32 g/mol; O - 16 g/mol).

1L \longrightarrow 3,0 mol/L \longrightarrow 3,0 mol

1 mol \longrightarrow 98 g

3 mol \longrightarrow x $\qquad\qquad\qquad$ x = $3 \times 98 = 294$ g de H_2SO_4

Que volume de solução de H_2SO_4 concentrado contém essa quantidade?

Vamos primeiramente calcular a massa a partir da porcentagem:

H_2SO_4 concentrado - 73,5%

73,5 g (H_2SO_4) \longrightarrow 100 g (solução)

294 g \longrightarrow x

x = $294 \times 100/73,5 = 400$ g de solução

Poderíamos, então, pesar 400g da solução comercial e acrescentar água suficientemente para se obter 1 litro. Com isso, a solução assim preparada apresentará concentração de 3,0 mol/L.

Mas, é mais conveniente medir o volume do que a massa. Assim, com a informação da densidade contida no rótulo, podemos relacionar a massa e o volume da solução:

d = 1,70 g/cm³ \longrightarrow 1,70 g da solução - 1 mL de solução

1,70 g \longrightarrow 1 mL

400 g \longrightarrow x

x = $400/1,7 = 235$ mL de solução

Assim, 235 mL da solução concentrada devem ser diluídos com água até o volume de 1000 mL da concentração desejada.

CUIDADO

H_2SO_4 concentrado é altamente corrosivo e desidratante. Provoca severas queimaduras quando em contato com a pele.

Modo de preparar uma solução de H_2SO_4 a partir do produto comercial

Não se pode adicionar água diretamente ao ácido, pois a reação é muito exotérmica.

Deve-se transferir a quantidade do ácido concentrado que se necessita para o preparo da solução para um béquer (usar luvas de borracha) e adicionar essa quantidade, aos poucos, a um volume de água (menor do quanto se quer preparar) e depois acrescentar água suficiente para completar o volume desejado.

10. Para preparar 5 L da solução de 3,0 mol/L de ácido sulfúrico, que volume do produto comercial é necessário?

11. Qual a concentração, em mol/L, do produto comercial?

Suponha que você dispõe de uma solução de H_2SO_4 3,0 mol/L e precisa de 200 mL de uma solução 0,5 mol/L do ácido. Como você faria?

Uma maneira de resolver esse problema é calcular a quantidade em mol contida em 200 mL da solução 0,5 mol/L e calcular o volume da solução 3,0 mol/L que contém essa quantidade de matéria:

cálculo da quantidade de matéria, mol, em 200 mL de solução

$$1,0 \text{ L} \quad 0,5 \text{ mol}$$

$$0,2 \text{ L} \quad x \quad 1/5 \text{ do volume} \Rightarrow x = 0,5/5 = \mathbf{0,1 \text{ mol}}$$

cálculo do volume de solução 3,0 mol/L que contém 0,1 mol

$$3,0 \text{ mol} \quad 1 \text{ L}$$

$$0,1 \text{ mol} \quad x \quad 1/30 \text{ da quantidade de matéria} \Rightarrow x = 1/30 = \mathbf{0,033 \text{ L}}$$

$\Rightarrow 33 \text{ mL}$

preparo da solução

mede-se 33 mL da solução 3,0 mol/L e completa-se com água até 200 mL.

12. Qual é a concentração de íons H^+ e de íons SO_4^{2-} na solução 0,5 mol/L?

13. Quantos mols de íons H^+ e de íons SO_4^{2-} estão presentes em 50 mL dessa solução? E em 100 mL?

Faça agora você

1. Uma enfermeira precisa preparar 0,50 L de soro que contenha $1,5 \times 10^{-2}$ mol de KCl e $1,8 \times 10^{-2}$ mol de NaCl, dissolvidos em uma solução aquosa de glicose. Ela tem à sua disposição soluções aquosas de KCl e NaCl de concentrações, respectivamente, 0,15 g/mL e $0,60 \times 10^{-2}$ g/mL. Para isso, terá que utilizar x mL da solução de KCl e y mL da solução de NaCl e completar o volume, até 0,50 L, com a solução aquosa de glicose. Os valores de x e y devem ser, respectivamente,

a) 2,5 e $0,60 \times 10^2$

b) 7,5 e $1,2 \times 10^2$

c) 7,5 e $1,8 \times 10^2$

d) 15 e $1,2 \times 10^2$

e) 15 e $1,8 \times 10^2$

Dados: massa molar (g/mol) – KCl - 75; NaCl - 59

PREVISÃO DAS QUANTIDADES DE REAGENTES E PRODUTOS

Voltando ao exemplo dado anteriormente, a produção comercial do brometo de prata a partir de soluções de nitrato de prata e de brometo de sódio:



$$1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol}$$

$$103 \text{ g/mol} \quad 170 \text{ g/mol} \quad 188 \text{ g/mol} \quad 85 \text{ g/mol}$$

Suponha que você disponha de 200 mL de uma solução 0,10 mol/L de NaBr. Qual a massa de AgNO_3 necessária para reagir com esse volume?

Uma maneira de resolver este problema é pelo cálculo da quantidade de matéria, mol, dos reagentes:

Quantidade em mol de NaBr em 200 mL (0,2 L) da solução de NaBr 0,10 mol/L:

$$0,10 \text{ mol/1 L} = x \text{ mol /0,2 L} \quad x = 0,2 \times 0,10 = \mathbf{0,020 \text{ mol}}$$

NaBr

Sólido, à temperatura ambiente P F: 755°C

Solubilidade (25°): 1g /1,1 mL H_2O

Se ingerido, pode afetar o sistema nervoso central, cérebro e olhos. Pode causar irritação na pele, olhos e trato respiratório.

AgNO₃

Sólido à temperatura ambiente, P F: 212°C

Solubilidade: 245 g /100 g H_2O .

Corrosivo. Causa queimaduras a qualquer área de contato. Pode ser fatal se ingerido. Danoso se for inalado.

Quantidade em massa de AgNO_3 :

Como a relação é de 1 mol de NaBr para 1 mol de AgNO_3 , é necessária a mesma quantidade em mol do sal de prata, isto é 0,020 mol.

A massa é calculada por: $0,020 \text{ mol} \times 170 \text{ g/mol} = \mathbf{3,4 \text{ g de } \text{AgNO}_3}$

E se você dispuser de uma solução do nitrato de prata (AgNO_3) de concentração 0,40 mol/L? Que volume dessa solução é necessário para reagir com os 200 mL da solução 0,10 mol/L de NaBr ?

Como foi calculado anteriormente, é necessário 0,020 mol de AgNO_3 , para reagir com essa quantidade do brometo de sódio. O volume da solução que fornece essa quantidade pode ser calculado por:

Solução de AgNO_3 0,40 mol/L \longrightarrow $0,020/0,40 = 0,050 \text{ L}$ ou $0,020/0,40 \times 1000 = 50 \text{ mL}$

Mais detalhadamente:

$$\frac{0,40 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{0,020 \text{ mol}}{x \text{ L}}$$

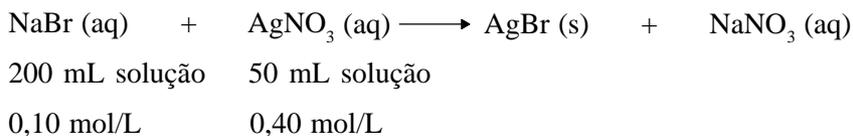
$$x = 0,020/0,40 = 0,050 \text{ L ou } 50 \text{ mL (1 L = 1000 mL)}$$

Calculando em mL:

$$\frac{0,40 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = \frac{0,020 \text{ mol}}{x \text{ mL}}$$

$$x = 0,020 \times 1000 / 0,40 = 50 \text{ mL}$$

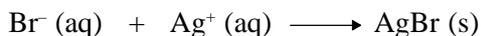
sintetizando:



14. A partir dessas quantidades, um aluno calculou que se formaram 3,76 g de AgBr . Você concorda com esse resultado?

Se, em vez de 50 mL fossem utilizados 100 mL da solução 0,40 mol/L de AgNO_3 , a quantidade de produtos formados não aumentaria, pois não há NaBr suficiente para reagir com toda essa quantidade de AgNO_3 . Como já foi estudado, as substâncias reagem em proporções definidas, o excesso de um dos reagentes não resultará em maior quantidade de produto.

Como mostra a equação química, o nitrato de sódio (NaNO_3) se encontra em solução. Esse sal apresenta grande solubilidade em água. Dessa forma, podemos escrever a equação química representando apenas as espécies que reagem de fato, ou seja, a equação na forma iônica:



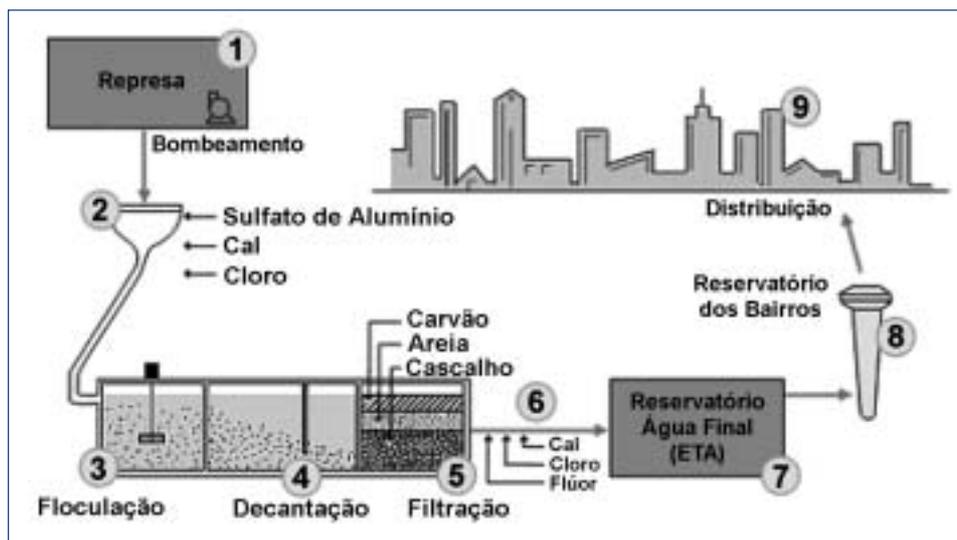
Quando se adiciona NaBr em água tem-se: $\text{NaBr} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Br}^- \text{ (aq)}$

Quando se adiciona AgNO_3 em água tem-se: $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)}$

Quando se juntam as duas soluções, tem-se:

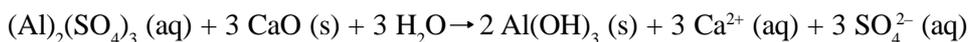
$\text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Br}^- \text{ (aq)} + \text{Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)} \longrightarrow \text{AgBr} + \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)}$, não sendo necessária a representação das espécies que não reagiram (Na^+ e NO_3^-).

Vamos analisar agora a reação que ocorre na etapa da floculação do tratamento de água de abastecimento nas E.T.A.



Fonte: <<http://www.sabesp.com.br>>.

Nessa etapa acontece a seguinte reação:



15. A equação está corretamente balanceada?

As partículas coloidais do hidróxido de alumínio formado, têm a propriedade de atrair e reter as impurezas em suspensão na água; com isso, sua massa é aumentada e conseqüentemente acabam depositando-se no fundo do tanque de decantação, deixando a água livre de impurezas.

Em algumas estações de tratamento, é utilizada solução 0,9 mol/L, preparada a partir do sal hidratado $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$. Assim, para se preparar 1 L dessa solução são necessários 599,4 g, uma vez que a massa molar é 666 g/mol:

Massa Molar do $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$: $2 \times 27 + 3 \times 32 + 12 \times 16 + 18 \times 18 = 666 \text{ g/mol}$.

(massas molares: Al - 27 g/mol; S - 32 g/mol; O - 16 g/mol; H - 1 g/mol.)

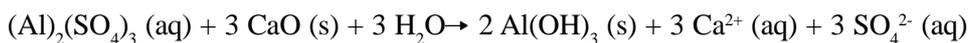
Como a solução é 0,9 mol/L, isto é, há 0,9 mol em 1 litro de solução, a massa que deve ser dissolvida para 1 L da solução é:

$$666 \text{ g} - 1 \text{ mol}$$

$$m \text{ g} - 0,9 \text{ mol} \quad m = 666 \times 0,9 = 599,4 \text{ g}$$

16. Se você quisesse preparar 1 m³ (1000 L) dessa solução, que massa do sal seria necessário?

Podemos calcular a massa de cal (CaO) necessária para reagir com esse volume de solução:



1 mol 3 mol 3 mol 2 mol 3 mol 3 mol

em 1m³ da solução do sal de alumínio: $0,9 \times 1000 = 900 \text{ mol}$.

quantidade de matéria de CaO necessária: $3 \times 900 = 2700 \text{ mol}$.

massa de CaO:

massa molar do CaO: 56 g/mol (Ca = 40 g/mol; O = 16 g/mol)

$$56 \times 2700 = 151200 \text{ g} \longrightarrow 1,512 \times 10^5 \text{ g}$$

expressando em quilograma $\longrightarrow 151,2 \text{ kg} \longrightarrow 1,512 \times 10^2 \text{ kg}$

expressando em tonelada $\longrightarrow 0,1512 \text{ t}$

Podemos calcular também a quantidade do sólido hidróxido de alumínio formada (Al(OH)_3):

Quantidade de matéria de Al(OH)_3 : $2 \times 900 = 1800 \text{ mol}$

Massa molar de Al(OH)_3 : 78 g/mol (Al - 27 g/mol; O - 16 g/mol; H - 1 g/mol)

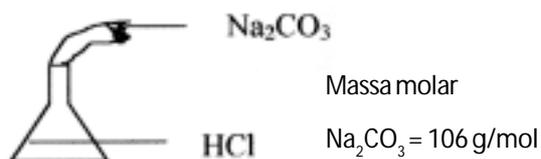
Massa de Al(OH)_3 : $1800 \times 78 = 140400 \text{ g} \Rightarrow 1,404 \times 10^5 \text{ g}$

17. A estação do Guaraú consome, por dia, 50 m^3 da solução 0,9 mol/L de sulfato de alumínio. Qual é a quantidade mínima de cal empregada por dia nessa estação? Expresse em g, kg e t.

Faça agora você

1. (Fuvest) Nas condições ambientes, foram realizados três experimentos, com aparelhagem idêntica, nos quais se juntou Na_2CO_3 sólido, contido em uma bexiga murcha, a uma solução aquosa de HCl contida em um erlenmeyer. As quantidades adicionadas foram:

EXPERIMENTO	MASSA DE Na_2CO_3 (g)	SOLUÇÃO DE HCl	
		Volume (mL)	Concentração (mol/L ⁻¹)
E1	1,06	100	0,30
E2	1,06	100	0,40
E3	1,06	100	0,50



Ao final dos experimentos, comparando-se os volumes das bexigas, observa-se que:

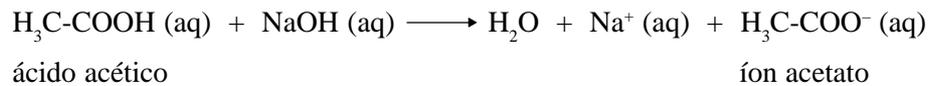
- a bexiga de E1 é a mais cheia
- a bexiga de E2 é a mais cheia
- a bexiga de E3 é a mais cheia
- a bexiga E1 é a menos cheia
- as três bexigas estão igualmente cheias

REAÇÕES ÁCIDO-BASE

Vamos retomar um dos exemplos de processo químico citado anteriormente:

“para determinar o teor de ácido acético ($\text{H}_3\text{C-COOH}$) contido em uma amostra de vinagre, pode-se fazer uma reação *com solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração conhecida*”

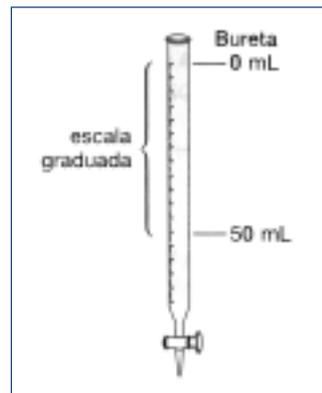
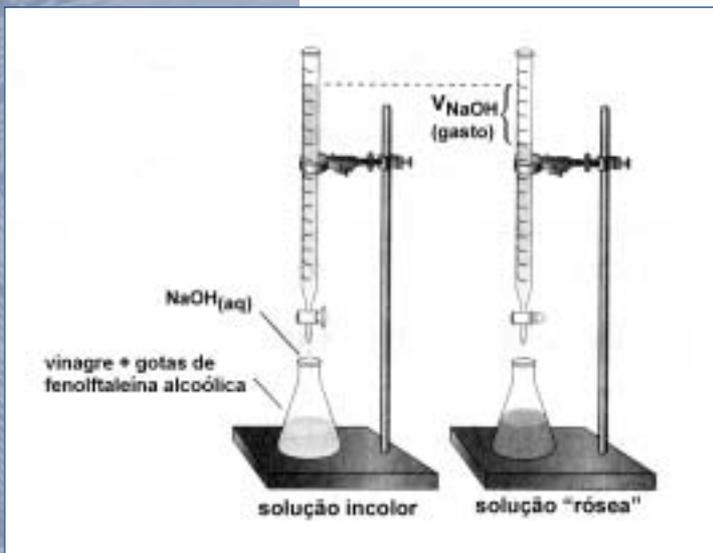
A equação química que representa essa transformação é:



O acetato de sódio ($\text{H}_3\text{C-COONa}$) é um sal solúvel em água. Assim, não há sinais perceptíveis da ocorrência de reação. Embora essa transformação seja exotérmica, como as soluções são diluídas, o aumento de temperatura do sistema, causado pela liberação de calor, é pouco perceptível. Como foi estudado no módulo 2, podemos evidenciar a ocorrência dessa reação utilizando um indicador ácido-base.

Suponha que um químico queira determinar a concentração de ácido acético de um dado vinagre. Para isso dispõe de solução de hidróxido de sódio 0,80 mol/L e do indicador fenolftaleína. Ele faz o seguinte procedimento:

- coloca 50 mL do vinagre em um erlenmeyer e adiciona 3 gotas do indicador (solução incolor);
- coloca em uma bureta a solução de NaOH 0,05 mol/L e acerta o nível da solução em “zero”;
- adiciona lentamente a solução de NaOH à solução de vinagre, observando a cor da solução;
- pára a adição quando percebe que a solução se torna rosa e verifica o volume de NaOH adicionado através da leitura da bureta.

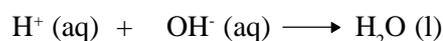
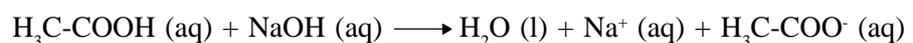


Fonte: Da esquerda para a direita

1. NOVAIS, Vera. *Química*. São Paulo: Atual, v. único, p. 212.
2. NOVAIS, Vera. *Química*. São Paulo: Atual, v. 2, p. 52.
3. NOVAIS, Vera. *Química*. São Paulo: Atual, v. único, p. 212.

Sabendo que o volume utilizado foi de 43,20 mL, para calcular o teor de ácido o químico fez o seguinte:

▷ quantidade de matéria de matéria de NaOH que reagiu



solução de NaOH: $0,80 \text{ mol/L} \Rightarrow 0,80 \text{ mol}$ 1 L

volume utilizado: $43,20 \Rightarrow x \text{ mol}$ $0,0432 \text{ L}$

$$x = 0,80 \times 0,0432 = 0,035 \text{ mol}$$

▷ quantidade de matéria de matéria de $\text{H}_3\text{C-COOH}$ que reagiu: $0,035 \text{ mol}$

▷ concentração de ácido acético no vinagre:

$0,035 \text{ mol}$ $0,050 \text{ L}$

$$x \quad 1 \text{ L} \Rightarrow 1/0,051 = 20 \Rightarrow \text{concentração} = 20 \times 0,035 = \mathbf{0,7 \text{ mol/L}}$$

▷ porcentagem

como se costuma expressar a concentração do ácido em porcentagem (em volume), o químico transformou a concentração calculada em mol/L para %:

$$0,7 \text{ mol/L} = 42 \text{ g/L} \text{ (massa molar do } \text{H}_3\text{C-COOH: } 60 \text{ g/mol)}$$

$$\text{densidade } \text{H}_3\text{C-COOH} = 1,05 \text{ g/cm}^3$$

$$\text{volume de } 42 \text{ g de } \text{H}_3\text{C-COOH} = 42/1,05 = 40,0 \text{ mL}$$

$$\% \Rightarrow 40,0 \text{ mL de ácido acético em } 1 \text{ L de vinagre} \Rightarrow 4,00 \text{ em } 100 \text{ mL} \Rightarrow \mathbf{4,00\%}$$

Faça agora você

1. Que volume de solução de hidróxido de potássio $0,30 \text{ mol/L}$ é necessário para reagir com 250 mL de uma solução de ácido sulfúrico $0,10 \text{ mol/L}$?

Unidade 3

Rendimento das transformações químicas

Voltando ao exemplo anterior, da produção de cal. Considere a equação química que representa essa transformação:



1 mol de CaCO_3 (100 g/mol) se decompõe, ocorrendo a formação de 1 mol de CO_2 (44 g/mol, 22,4 L em CNTP) e de 1 mol de CaO (56 g/mol).

O CaCO_3 empregado é proveniente de um minério, o calcário calcítico, que é uma mistura contendo alta porcentagem de CaCO_3 e uma pequena porcentagem de carbonato de magnésio, MgCO_3 . O minério da mina de Lapa Vermelha, em Minas Gerais, por exemplo, apresenta 98% de CaCO_3 .

Suponha que 100 g desse minério sejam aquecidos fortemente para obtenção da cal. Será obtida uma quantidade igual a 56 g de CaO ou diferente desse valor? Explique.

1. Um aluno, ao calcular essa quantidade de CaO , achou o valor de 54,9 g. Você concorda com esse resultado?

Uma maneira de fazer esse cálculo é mostrada a seguir:

minério \Rightarrow 98% de CaCO_3

100 g minério \Rightarrow 98 g de $\text{CaCO}_3 \Rightarrow$ quantidade de matéria = $98/100 = 0,98 \text{ mol CaCO}_3$

Quantidade de matéria de CaO possível de ser produzida: 0,98 mol

Massa $\text{CaO} = 0,98 \times 56 = 54,9 \text{ g}$

2. Se fossem processadas 5t desse calcário, qual a quantidade de cal obtida?

Assim, nos processos industriais é importante que se considere a composição das matérias primas utilizadas, ou seja, o grau de pureza dos reagentes.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Isaura Maria
Gonçalves Vidotti

Luciane Hiromi
Akahoshi

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

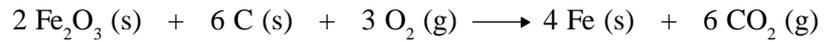
Yvone Mussa
Esperidião



Fonte: <http://www.lapavermelha.ind.br/index.htm>

QUÍMICA

Vamos considerar agora, a produção do ferro em uma siderúrgica. O processamento do minério de ferro para a obtenção de ferro pode ser representado pela seguinte equação global:



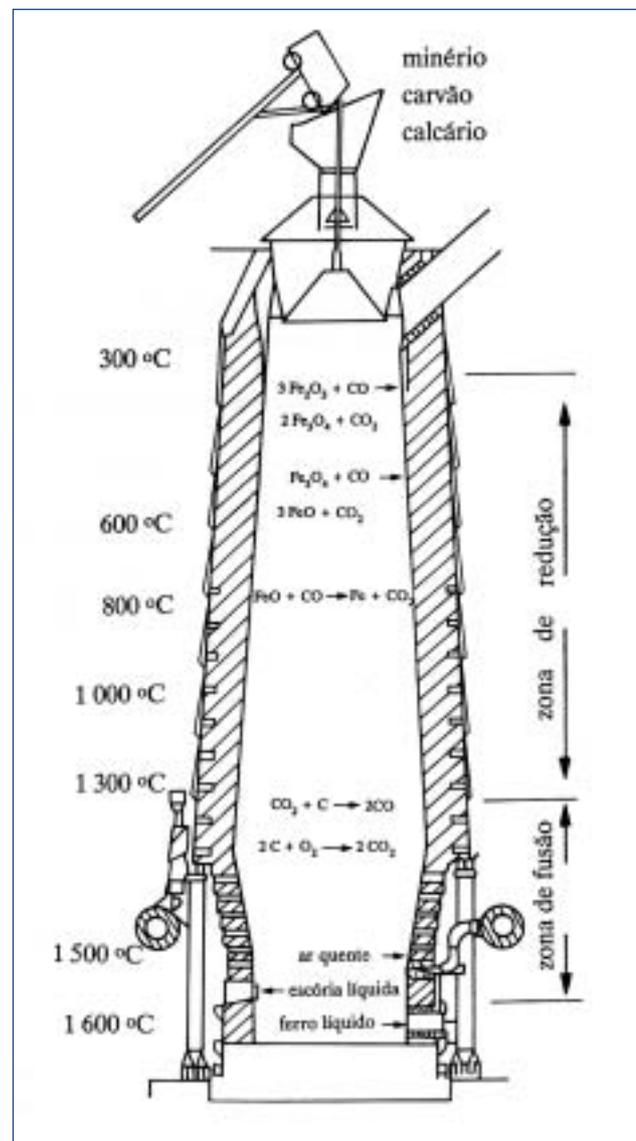
A produção é expressa através de um boletim, como o descrito a seguir.

BOLETIM DE PRODUÇÃO

Carga do alto-forno (t)	Ferro-gusa produzido(t)	Escória produzida(t)
Minério 99,0	60,0	18,6
Carvão 54,6		
Calcário 4,8		



Fonte: <http://digilander.libero.it/willi5/images/index.3.jpg>



Fonte: GEPEQ. *Interações e Transformações I: Química para o Ensino Médio*. São Paulo: Edusp, 2003, p. 152.

Fonte: <http://digilander.libero.it/willi5/images/index.4.jpg>

Nesse boletim, não foram registradas as quantidades dos reagentes e produtos gasosos, por isso a massa de reagentes é superior à dos produtos.

Utilizando a equação de produção de ferro e os dados do boletim, tem-se:



320 g de Fe_2O_3 produzem 224 g de Fe

99×10^6 g de Fe_2O_3 produzem x g de Fe

fazendo-se os cálculos, $x = 69,3 \times 10^6$ g ou 69,3 t de Fe.

Verificando o boletim de produção, podemos notar que a quantidade obtida é menor que a calculada.

3. Como você explicaria a diferença entre o valor calculado e o que foi realmente obtido?

Como, no processo, não se obteve a quantidade esperada, podemos dizer que o rendimento da reação não foi de 100 %. Podemos calcular o rendimento do processo da seguinte forma:

$$\begin{array}{l} \text{quantidade calculada} \Rightarrow 69,3 \text{ t} \quad 100\% \\ \text{quantidade real} \quad \Rightarrow 60,0 \text{ t} \quad x\% \quad \Rightarrow x = \frac{60,0 \text{ t}}{69,3 \text{ t}} \times 100 = 87\% \end{array}$$

Quando a matéria-prima é um minério, a presença de impurezas nos reagentes da transformação é um fator a ser levado em conta para se obter uma quantidade considerada adequada num processo industrial. Por isso, em muitos casos a matéria-prima a ser utilizada pode receber um tratamento prévio para melhorar suas qualidades antes de ser utilizada.

No caso de minérios, esse tratamento geralmente é dispendioso e portanto não é utilizado. Por isso, na transformação química, deve ser levado em conta o grau de pureza da matéria-prima para se ter a quantidade aproximada de produto obtido.

Retomando a equação de produção do ferro e considerando que um determinado minério (hematita) de ferro possui um grau de pureza da hematita de cerca de 87%, ou seja, apenas 87 partes em 100 partes desse minério são constituídas de óxido de ferro (III), pode-se calcular a quantidade de ferro que se obtém utilizando na produção tal minério.

100 t do minério correspondem a 87 t de hematita

99 t do minério x (quantidade de hematita)

tem-se $x = 86,13$ t de hematita.

Pela equação pode-se prever a quantidade real de ferro que será produzida utilizando-se esse minério.



320 g de Fe_2O_3 produzem 224 g de Fe

$86,13 \times 10^6$ g de Fe_2O_3 produzem x g de Fe

$x = 60,29 \times 10^6$ g, ou seja, aproximadamente 60 t de ferro (igual à obtida no boletim de produção).

Uma das principais impurezas do minério de ferro é a ganga, SiO_2 – no processamento do minério é adicionado ao alto forno calcário, que reage com SiO_2 , formando CO_2 e silicato de cálcio, CaSiO_3 , a escória.

Faça agora você

1. (Cesgranrio-RJ) A combustão de 36 g de grafita (C) ao ar provocou a formação de 118,8 g de gás carbônico. Qual foi o rendimento dessa reação?

2. O óxido nitroso, N_2O , conhecido como “gás hilariante”, foi um dos primeiros anestésicos a ser descoberto. Esse gás pode ser obtido pelo aquecimento cuidadoso de nitrato de amônio sólido, NH_4NO_3 .

a) Represente por equação a decomposição do nitrato de amônio em óxido nitroso e água.

b) Calcule a massa de nitrato de amônio, de 70% de pureza, necessária para se obter 440 g de óxido nitroso.

Dados: massa molar N - 14 g/mol; O - 16 g/mol.

Unidade 3

Como a presença de solutos afeta a pressão de vapor, a temperatura de ebulição e a temperatura de congelamento do solvente na solução?

Como estudamos anteriormente, a água interage com muitos sólidos, líquidos e gases dissolvendo-os. Muitas vezes é chamada “solvente universal”, tanto pela variedade de substâncias que dissolve, quanto pela sua abundância no planeta.

A vida em nosso planeta não seria possível sem a presença de água. Não se conhece vida alguma, desde os microorganismos aos macroorganismos, que não dependa da água. Em todas as células vivas, sua presença é indispensável. Isso se deve às suas propriedades singulares, tais como: densidade, tensão superficial, temperaturas de fusão e ebulição, calor específico, ação solvente, condutibilidade elétrica, acidez e alcalinidade.

Contudo, é fato conhecido que as soluções formadas pela dissolução de diversos solutos apresentam propriedades diferentes daquelas apresentadas pelo solvente. Assim, quando um soluto não volátil é adicionado a um solvente para formar uma solução, as propriedades do solvente na solução, como temperatura de ebulição, temperatura de congelamento e pressão de vapor são diferentes das propriedades do solvente puro. Uma solução de sal em água, por exemplo, à pressão de 1 atm (nível do mar), entra em ebulição numa temperatura superior à da água pura (100°C). Também é conhecido o fato de, em países onde o inverno é rigoroso, se jogar sal (cloreto de sódio) nas pistas cobertas de gelo, para derretê-lo e facilitar o tráfego de veículos.

A tabela que segue contém valores das temperaturas de ebulição de soluções aquosas de cloreto de sódio, à pressão de 1 atm (760 mmHg).

Concentração de NaCl (mol/L)	0,49	1,0	1,93	2,85	3,71
Temperatura de ebulição em °C à pressão de 1 atm (760 mmHg)	100,55	101,8	102,15	103,31	104,59

Os dados da tabela informam que a temperatura de ebulição cresce à medida que aumenta a concentração da solução de cloreto de sódio (quantidade de sal, em mol, por litro de solução) e que a concentração de soluto é um fator que afeta a vaporização do solvente.

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Isaura Maria
Gonçalves Vidotti

Luciane Hiromi
Akahoshi

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Yvone Mussa
Esperidião

PRESSÃO DE VAPOR

Uma característica dos líquidos é a tendência à evaporação. À qualquer temperatura, acima da camada líquida há sempre uma camada de vapor. A facilidade com que um líquido evapora depende de sua volatilidade e esta das forças de atração entre as moléculas. Isso pode ser observado quando se deixa, por exemplo, uma pequena porção de água, álcool, acetona e éter, sobre uma superfície exposta ao ar, à temperatura ambiente. Observa-se que o éter evapora mais facilmente que a acetona, esta mais que o álcool e este mais que a água. Entretanto, considere um recipiente fechado contendo acetona. O vapor que se forma não pode escapar e, assim, a vaporização não é total. A pressão exercida pelo vapor formado é chamada pressão de vapor, sendo uma característica do líquido. No recipiente, estabelecem-se dois processos: a vaporização da acetona e a condensação do vapor. Quando a velocidade da evaporação se iguala a da condensação, diz-se que se estabeleceu uma situação de equilíbrio. Nesse momento, o nível do líquido permanece constante e a pressão do vapor não mais se altera.



Fonte: SILVA, Eduardo R.; NOBREGA, Olímpio S. e SILVA, Ruth H. *Química: Transformações e energia*. São Paulo: Ática, 2001, v. 2.

evaporação



condensação

O valor máximo da pressão de vapor em equilíbrio com o líquido puro a certa temperatura, é chamado *pressão máxima de vapor do líquido*, a essa temperatura. Ela não depende da quantidade do líquido nem da forma do recipiente, pois é uma característica do líquido.

Quando a temperatura aumenta a energia cinética das moléculas também aumenta, assim, como a sua movimentação. Portanto é de se esperar que a pressão de vapor do líquido aumente com o aumento da temperatura. Quando a pressão de vapor do líquido se iguala à pressão atmosférica, o líquido entra em ebulição (vaporização tumultuosa).

FAÇA AGORA VOCÊ

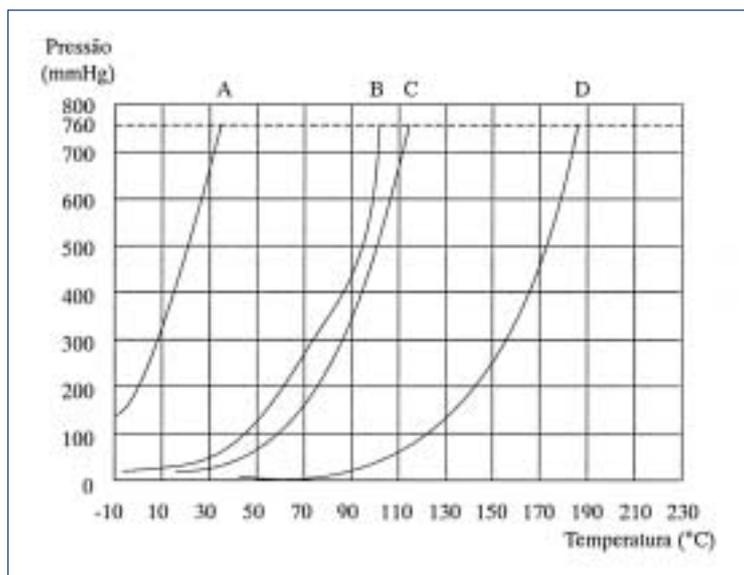
1. A tabela a seguir mostra a pressão máxima de vapor de alguns líquidos:

Líquido	Água	Álcool	Benzeno	Acetona	Éter	Mercurio
Pressão máxima de vapor (mmHg a 20°C)	17,5	43,9	75,0	185	442	0,0012

- Qual dos líquidos é o mais volátil?
- Em qual deles as atrações intermoleculares são mais intensas?
- Os gráficos que representam a variação da pressão de vapor em função do tempo até o estabelecimento do equilíbrio, para esses líquidos, seriam diferentes? Justifique.

2. Três recipientes, A, B e C, de dimensões iguais, hermeticamente fechados, contêm respectivamente 50 mL, 100 mL e 150 mL do mesmo líquido X, mantidos à mesma temperatura. Considere que as pressões de vapor em cada frasco são p_a , p_b e p_c . É correto afirmar que $p_a \neq p_b \neq p_c$? Justifique.

3. Considere o gráfico que expressa as variações da pressão de vapor dos líquidos A, B, C e D com a temperatura.



Referência: GEPEQ (Grupo de Pesquisa em Educação Química). *Interações e Transformações III: A Química e a Sobrevivência: Fonte de Materiais: Química para o Ensino Médio: Livro do Aluno*. São Paulo: Edusp, 1998.

a) Com base no gráfico, quais as temperaturas de ebulição dos referidos líquidos à pressão de 1 atm (760mmHg)?

b) Pode-se afirmar que a ebulição de um líquido ocorre a qualquer temperatura?

Retorne à tabela que apresenta temperaturas de ebulição de soluções aquosas de cloreto de sódio (p. 20), que contém os valores das temperaturas de ebulição de soluções aquosas de cloreto de sódio. Observe que a temperatura de ebulição do solvente, no caso a água, em uma solução é mais elevada que a temperatura de ebulição do solvente puro. Considerando que a temperatura de ebulição é aquela em que a pressão de vapor do líquido se iguala à pressão atmosférica, e que ao nível do mar a água deve ser aquecida a 100°C para entrar em ebulição, deve-se entender que nessa temperatura a pressão de vapor da água se igualou à pressão atmosférica (760 mmHg ou 1atm).

No caso da solução de água e sal, esta precisa ser aquecida a uma temperatura superior a 100°C, para que sua pressão de vapor atinja 760 mmHg. Dessa forma, pode-se concluir que a adição de um soluto diminui a pressão de vapor do solvente, no caso, a água. O abaixamento da pressão de vapor do solvente na solução é o responsável pela elevação da temperatura de ebulição e logicamente, pelo abaixamento da temperatura de congelamento da solução.

Considere os dados da tabela a seguir:

PRESSÃO DE VAPOR, TEMPERATURAS DE EBULIÇÃO E CONGELAMENTO DA ÁGUA E DE ALGUMAS SOLUÇÕES AQUOSAS					
Água e solução	Concentração (mol/L)	p_v a 25°C (mmHg)	p_v a 100°C (mmHg)	T_c a 1 atm (°C)	T_e a 1 atm (°C)
Água	-	23,76	760,0	0,0	100,00
Sacarose	0,1	23,72		- 0,19	100,05
Sacarose	0,5	23,56	753,9	- 1,0	100,25
NaCl	0,1	23,68	757,5	- 0,35	100,10
NaCl	0,5	23,36	747,7	- 1,72	100,50

a) Calcule em relação à água pura, as variações de:

- pressão ($Dp = p_{H_2O} - p_{solução}$) a 25°C e a 100°C .
- temperatura de congelamento ($Dt_c = t_{c, H_2O} - t_{c, solução}$).
- Temperatura de ebulição ($(Dt_e = t_{e, H_2O} - t_{e, solução})$).

b) Comparando os resultados, para as soluções de sacarose e de cloreto de sódio, lembrando que sacarose não se dissocia em água e que NaCl se dissocia fornecendo os íons Na^+ e Cl^- , o que você conclui?

c) Compare volumes iguais de soluções de mesma concentração de NaCl e sacarose. Em qual há maior número de partículas de soluto? Quantas vezes? O que conclui em relação às variações observadas?

d) Calcule o número de partículas do soluto em volumes iguais de soluções de concentrações diferentes de NaCl (ou de sacarose). O que você conclui em relação às variações observadas?

e) Procure expressar matematicamente as relações entre Dp e C (concentração), Dt_c e C e Dt_e e C .

Ao final desse estudo, podemos concluir que as propriedades: pressão de vapor, temperatura de congelamento e temperatura de ebulição das soluções são propriedades que dependem da concentração e da quantidade de partículas, mas não da natureza delas. Tais propriedades são chamadas propriedades coligativas.

Que efeitos nas propriedades da água você esperaria observar se a ela fosse acrescentado KCl em quantidade tal que a solução se tornasse $0,10 \text{ mol/L}$? E de Na_2SO_4 ?

Faça agora você

1. (UFPE adaptada) Foi observado que o cozimento de $0,5 \text{ kg}$ de batatas em 1 L de água é mais rápido se adicionarmos 200 g de sal à água de cozimento. Justifique essa observação.

2. (Fatec) na panela de pressão, os alimentos cozinham em menos tempo porque a pressão exercida sobre a água torna-se maior que a pressão atmosférica. Em consequência desse fato, podemos afirmar que o tempo de cozimento do alimento é menor porque:

- a) a água passa a “ferver” acima de 100°C .
- b) a água passa a “ferver” abaixo de 100°C .
- c) a água passa a “ferver” a 100°C .
- d) não há mudança na temperatura de ebulição da água.
- e) sob pressão maior, a temperatura de ebulição da água deve ser menor.

Unidade 4

Água para consumo

Com o advento das sociedades agrícola e pastoril, a água tornou-se parte fundamental das atividades humanas de abastecimento, irrigação e indústria. Tais atividades seriam inviabilizadas com a possível falta de água, de forma a criar graves problemas sociais. Basta lembrar do flagelo, como a seca do nordeste do Brasil.

USO DA ÁGUA PELO SER HUMANO

Usos	Consumo (m ³ /s)
Abastecimento	255,1
Irrigação	0,68
Indústria	215

Com a transformação do tipo de vida do homem, isto é, quando começou a aglomerar-se em vilas e povoados, o problema do abastecimento de água destes grupos tornou-se fundamental. Primeiramente como elemento de sobrevivência, pois a água para beber era tão necessária quanto o alimento. Posteriormente, para os hábitos de higiene, onde a água passou a desempenhar importante papel. A sociedade industrial, também tem no uso da água, uma das razões de sua existência (aquecimento, resfriamento, limpeza, coleta de resíduos etc). Atualmente, o homem obtém a água necessária (água doce) dos rios, lagos e águas subterrâneas. Como se sabe, a água doce corresponde a cerca de 3% de toda a água do mundo. Apenas 1% dela está acessível na superfície. O Brasil é um país privilegiado em relação a recursos hídricos, dispondo, em grande parte de seu território, de água em abundância. Entretanto, grandes problemas estão afetando o suprimento da água: a poluição de rios, lagos e lençóis freáticos por resíduos industriais, agrícolas, humanos e a contaminação por microorganismos.

PRINCIPAIS CONTAMINANTES DA ÁGUA

Contaminantes	Exemplos
Resíduos consumidores de oxigênio dissolvido	Resíduos de vegetais e animais
Agentes infecciosos	Vírus e bactérias
Nutrientes	Fosfato (PO ₄ ³⁻) e nitrato (NO ₃ ⁻)
Produtos industriais orgânicos	Praguicidas e detergentes
Produtos industriais inorgânicos	Ácidos, bases e metais (Fe ³⁺ , Hg ²⁺ , Cd ²⁺ , Cr ³⁺)
Material radioativo	Restos de mineração e processamento de materiais radioativos

Organizadores

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Marcelo Giordan

Elaboradores

Isaura Maria
Gonçalves Vidotti

Luciane Hiromi
Akahoshi

Maria Eunice
Ribeiro Marcondes

Yvone Mussa
Esperidião

Os fatos mencionados justificam a preocupação atual de que no século XXI o globo terrestre pode enfrentar problemas de falta de água apropriada para o fim mais nobre que é a água potável. A potabilidade é a propriedade inerente à água que tem como fim o auxílio da manutenção dos seres vivos, inclusive o ser humano. Eles necessitam além da espécie química água, de outras espécies nela dissolvidas, tais como: Ca^{2+} , Na^+ , Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , I^- .

No Brasil, o Ministério da Saúde é o responsável pelos parâmetros de potabilidade, bem como pela sua fiscalização, segundo consta na portaria nº 35 de 19/01/1990. Nesta portaria, encontram-se as normas e os padrões de potabilidade da água destinada ao consumo humano. As tabelas a seguir contêm dados retirados desta portaria e um complemento que mostra os principais efeitos tóxicos de tais elementos para a saúde. Os valores contidos na tabela IV variam conforme o grau de intoxicação do indivíduo.

COMPONENTES INORGÂNICOS E SEUS EFEITOS SOBRE A SAÚDE

<i>Componentes inorgânicos que afetam a saúde</i>	<i>Concentração máxima permitida (mg/L)</i>	<i>Efeito tóxico</i>
Arsênio	0,05	Cancerígeno e teratogênico*
Bário	1,0	Paralisia muscular
Chumbo	0,05	Cancerígeno e teratogênico
Cianeto	0,1	-
Cromio	0,05	Cancerígeno e mutagênico
Mercúrio	0,001	Neurotóxico e mutagênico
Nitrato	10	Metemoglobinemia**
Prata	0,05	-
Selênio	0,01	Cancerígeno e mutagênico

* Alterações físicas não hereditárias no feto; o contrário de mutagênico, que é hereditário

** Problema relacionado às trocas gasosas no interior das células. (mais informações ver: RAW, Isaías. "Metemoglobinemia: células sem ar". In: *Ciência Hoje*. v. 6, n. 32. jun. 1987.)

A QUALIDADE ORGANOLÉPTICA*

<i>Componentes que afetam a qualidade organoléptica</i>	<i>Concentração máxima permitida (mg/L)</i>
Alumínio	0,2
Agentes tensoativos**	0,2
Cloretos (Cl)	250,0
Cobre	1,0
Dureza total (CaCO_3)	500,0
Ferro total	0,3
Manganês	0,1
Sólidos totais dissolvidos	1000,0
Sulfatos (SO_4^{2-})	400,0
Zinco	5,0

* Referente ao gosto, odor e sabor.

** Sabões e detergentes.

Faça agora você

1. A seguir, constam resultados de análises quantitativas obtidos de diferentes amostras de água.

AMOSTRAS ANALISADAS				
Componente	Amostra 1 (mg/L)	Amostra 2 (mg/L)	Amostra 3 (mg/L)	Amostra 4 (mg/L)
Arsênio	-	0,05	0,001	0,001
Bário	0,8	0,5	0,001	1,0
Chumbo	-	0,005	0,05	0,01
Mercúrio	-	0,0001	-	0,01
Alumínio	0,1	0,18	0,2	0,01
Cobre	1,09	0,89	-	0,9
Manganês	0,01	0,1	1,0	0,98

a) De acordo com os dados da tabela, estas águas atendem aos parâmetros de potabilidade vigentes no Brasil? Justifique sua resposta.

b) Se ingerirmos água referente a amostra 4, que efeitos podem ser causados a nossa saúde?

c) Para a água ser considerada potável, somente as análises dos componentes registrados nesta tabela são suficientes? Justifique.

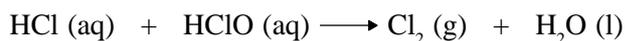
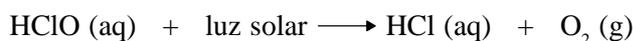
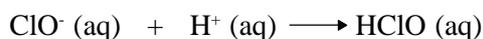
2. Se a água é proveniente de áreas que têm leitos de rocha calcária, provavelmente, contém níveis significativos de cálcio e magnésio, os quais, são normalmente removidos durante o processamento. O íon cálcio é comumente removido mediante a adição de Ca(OH)_2 .

a) represente por equação a reação entre o hidróxido de cálcio com o bicarbonato de cálcio dissolvido produzindo carbonato de cálcio insolúvel e água.

b) De acordo com a proporção estequiométrica indicada na equação, qual a razão molar $\text{Ca(OH)}_2 / \text{Ca(HCO}_3)_2$ para que a reação seja completa e todo o cálcio seja precipitado?

Para que a água dos rios lagos e represas se tornem potável, ela deve passar por um tratamento que envolve as seguintes etapas: peneiração, pré-cloração, floculação, decantação, filtração, cloração final e fluoretação.

Considere a pré-cloração: o objetivo desta etapa é eliminar os microorganismos patogênicos, através de agentes adequados, tais que, não prejudiquem a potabilidade. Uma das substâncias usadas é o hipoclorito de sódio (ou de cálcio). O poder bactericida dos hipocloritos de sódio ou de cálcio deve-se ao ânion ClO^- (aq) e a produtos de sua interação com íons H^+ , ou sejam: HClO (aq), O_2 (g) e Cl_2 (g).

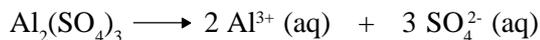


3. O limite permitido para o teor de cloro na água potável é de 0,2 mg/L a 0,4 mg/L. Determinada estação de tratamento, trata 30.000L de água por segundo. Qual a massa de hipoclorito de sódio, NaClO , que se deve adicionar a essa quantidade de água para que se alcance nela, esse limite de cloro?

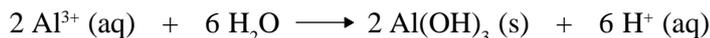
Massas molares (g/mol): NaClO - 74,5; Cl_2 - 71,0.

Como já foi discutido anteriormente, nas estações de tratamento, a etapa chamada floculação tem por objetivo a eliminação das partículas muito pequenas dispersas na água em tratamento. Ela consiste em adicionar à água sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio. As reações que ocorrem podem ser assim representadas:

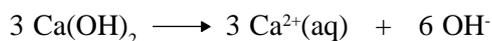
- Dissociação do sulfato de alumínio ao se dissolver na água



- O ion Al^{3+} interage com a água (hidrólise)



- O $\text{Ca}(\text{OH})_2$ também se dissocia em água



- Os íons OH^- formados neutralizam os íons H^+ que se formaram na reação de hidrólise do Al^{3+}



A reação global pode ser assim representada



4. Pesquise quanto de sulfato de alumínio e de hidróxido de cálcio são gastos por metro cúbico de água tratada na estação de tratamento da região em que você mora e verifique com base na equação da reação global se essas quantidades obedecem à razão molar entre estas substâncias indicadas na referida equação.

Lembre-se

Transformação química – previsão das quantidades, rendimento.

Transformação química – ácidos e bases de Arrhenius.

Soluções – concentração g/L; mol/L; % (m/m), % (v/v).

Soluções aquosas – modificação das propriedades da água – Propriedades coligativas.

Aplicações no cotidiano.

Se você quiser aprender mais

GEPEQ. *Interações e Transformações I: Química para o Ensino Médio*. São Paulo: Edusp, 2003.

GEPEQ. *Interações e Transformações III: A Química e a Sobrevivência: Atmosfera fonte de materiais*. São Paulo: Edusp, 1998.

SILVA, Eduardo R.; NÓBREGA, Olímpio S. e SILVA, Ruth H. *Química: Transformações e energia*. São Paulo: Ática, 2001, v. 1, 2 e 3.

BOTKIN, D. B. et al. *Environmental Science: Earth AS A Living Planet*. 2. ed. New York: John Wiley & Sons, 1997.

BAIRD, Colin. *Química Ambiental*. Trad. Maria Angeles Lobo Recio e Luiz Carlos Marques Carrera. 2 ed. Porto Alegre: Bookman, 2002.

www.sabesp.com.br, consulte sobre a qualidade das águas:
www.sabesp.com.br/legislacao/agua/qualidade_agua.htm

Sobre as autoras

Yvone Mussa Esperidião

é bacharel em Química Industrial e licenciada em Química. É professora aposentada do Ensino Médio da rede estadual, professora do Ensino Superior, atual coordenadora da área de Ciências da UNIB e membra do grupo de Pesquisa em Educação Química, do Instituto de Química da USP. É autora de livros didáticos de química para o ensino médio e revisora de materiais instrucionais.

Isaura Maria Gonçalves Vidotti

é licenciada em Química. É professora do ensino médio da rede estadual e membro do grupo de Pesquisa em Educação Química, do Instituto de Química da USP. É autora de livros didáticos de química para o ensino médio, trabalha com formação continuada de professores e é responsável por orientações técnicas na aplicação do Projeto de Ensino elaborado pelo grupo.

Luciane Hiromi Akahoshi

é bacharel em Química. É pesquisadora colaboradora do Grupo de Pesquisa em Educação Química do Instituto de Química USP. Desenvolve trabalhos de pesquisa e elaboração de atividades experimentais para o ensino de química, atua em cursos de extensão universitária na área de Química, na elaboração de material instrucional e no atendimento a professores e alunos no Instituto de Química da USP.

Maria Eunice Ribeiro Marcondes

é bacharel e licenciada em Química e doutora em Ciências na área de Química. É professora e pesquisadora do IQ-USP, coordenando as atividades do Grupo de Pesquisa em Educação Química. Atua na formação inicial de professores de química e em projetos de formação continuada. É orientadora do Programa de Pós Graduação Interunidades de Ensino de Ciências, oferecido pelo Instituto de Física, Instituto de Química e Faculdade de Educação da USP.

Exercícios Complementares

1. (Fuvest) Os seguintes dados foram obtidos analisando-se amostras de óxidos de nitrogênio:

amostra	massa/g da amostra	massa/g de nitrogênio	massa/g de oxigênio
I	0,100	0,047	0,053
II	0,300	0,141	0,159
III	0,400	0,147	0,253

Pela análise desses dados conclui-se que;

- as amostras I, II e III são do mesmo óxido.
- apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.
- apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.
- apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.
- as amostras I, II e III são de diferentes óxidos.

2. (Fuvest) As florestas, que cobrem partes de nosso planeta, participam da remoção do dióxido de carbono do ar atmosférico que respiramos. No entanto, em uma nave espacial, é preciso utilizar determinadas substâncias para retirar o dióxido de carbono do ar que os astronautas respiram. Isto pode ser feito por meio de qualquer das seguintes transformações:

peróxido de sódio + dióxido de carbono \Rightarrow carbonato de sódio + oxigênio

hidróxido de magnésio + dióxido de carbono \Rightarrow carbonato de magnésio + água

hidróxido de lítio + dióxido de carbono \Rightarrow carbonato de lítio + água

a) Utilizando fórmulas químicas, escreva as equações balanceadas que representam essas transformações.

b) Uma nave espacial deve carregar o mínimo de carga. Assim, qual dos reagentes das três transformações acima seria o mais adequado para uma viagem interplanetária? Explique.

c) Um astronauta produz cerca de 400 L de CO_2 , medidos a 25°C e 1 atm, a cada 24 horas. Calcule a massa do reagente, escolhido no item b, que será necessária para remover esse volume de CO_2 .

Dados: Volume molar de gás a 25°C e 1 atm: 25 L/mol.

Massas molares (g/mol):

H = 1,0; Li = 7,0; C = 12; O = 16; Na = 23; Mg = 24.

3. (Fuvest) A partir de minérios que contêm galena (PbS) pode-se obter chumbo. No processo, por aquecimento ao ar, o sulfeto é convertido em óxido (PbO) e este, por aquecimento com carvão, é reduzido a metal.

a) Escreva as equações químicas que representam a obtenção de chumbo por este processo.

b) O minério da mina de Perau, no Estado do Paraná, tem 9% em massa de chumbo. Calcule a massa de carvão necessária para obter todo o metal a partir de uma tonelada desse minério.

Dados: Massas molares: Pb - 207 g/mol; C - 12 g/mol.

4. (Unicamp) Há algum tempo, a Petrobrás anunciou (revista Veja de 1/5/91) que reduziria, de 5% para 3%, o teor de enxofre no óleo combustível. Isto significa cerca de 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera. Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em SO_2 no momento da queima. Qual a massa (em toneladas) deste gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada ?

Massas atômicas relativas: O = 16; S = 32.

5. (Unicamp) Em 1990, foram consumidos, em nosso país, cerca de 164 bilhões ($164 \cdot 10^9$) de cigarros. A massa de um cigarro que é queimada corresponde a aproximadamente 0,85 g. Considerando que 40% da massa do cigarro seja do elemento carbono, quantas toneladas de dióxido de carbono (CO_2) os fumantes lançaram na atmosfera em 1990, no Brasil?

Observação: 1 tonelada (1 t) = 10^6 g.

Massas atômicas relativas: C = 12; O = 16.

6. (Fuvest) O minério usado na fabricação de ferro em algumas siderúrgicas brasileiras contém cerca de 80% de óxido de ferro (III). Quantas toneladas de ferro podem ser obtidas pela redução de 20 toneladas desse minério?

a) 11,2 b) 11,6 c) 12,4 d) 14,0 e) 16,0

Massas molares: Fe - 56 g/mol; O - 16 g/mol.

7. (Fatec-SP) Estima-se que na “Jazida do Azul”, na região de Carajás, haja cerca de $4,4 \times 10^7$ t de minério de manganês, com teor de 54% (em massa) de MnO.

A massa, em toneladas, do metal manganês que poderia ser obtida a partir de todo o minério dessa jazida é de:

Dados: massas molares: Mn - 55 g/mol; MnO - 71 g/mol.

a) $1,1 \times 10^7$ b) $1,8 \times 10^7$ c) $2,4 \times 10^7$ d) $3,6 \times 10^7$ e) $4,4 \times 10^7$

8. (Fuvest) Com a finalidade de determinar a fórmula de certo carbonato de um metal Me, seis amostras, cada uma de 0,0100 mol desse carbonato, foram tratadas, separadamente, com volumes diferentes de ácido clorídrico de concentração 0,500 mol/L. Mediu-se o volume de gás carbônico produzido em cada experiência, à mesma pressão e temperatura.

V(HCl)/mL	30	60	90	120	150	180
V(CO_2)/mL	186	372	558	744	744	744

Então, a fórmula do carbonato deve ser:

a) Me_2CO_3 b) MeCO_3 c) $\text{Me}_2(\text{CO}_3)_3$ d) $\text{Me}(\text{CO}_3)_2$ e) $\text{Me}_2(\text{CO}_3)_5$

O volume molar do gás carbônico, nas condições da experiência, é igual a 24,8 L/mol.

9. (Fuvest) Quando o composto LiOH é dissolvido em água, forma-se uma solução aquosa que contém os íons Li^+ (aq) e OH^- (aq). Em um experimento, certo volume de solução aquosa de LiOH, à temperatura ambiente, foi adicionado a um béquer de massa 30,0 g, resultando na massa total de 50,0 g. Evaporando a solução até a secura, a massa final (béquer + resíduo) resultou igual a 31,0 g. Nessa temperatura, a solubilidade do LiOH em água é cerca de 11 g por 100 g de solução. Assim sendo, pode-se afirmar que, na solução da experiência descrita, a porcentagem, em massa, de LiOH era de

a) 5,0%, sendo a solução insaturada.
 b) 5,0%, sendo a solução saturada.
 c) 11%, sendo a solução insaturada.
 d) 11%, sendo a solução saturada.
 e) 20%, sendo a solução supersaturada

10. (Fuvest) Para se determinar o conteúdo de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$) num comprimido analgésico, isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 20 mL de solução aquosa de NaOH, de concentração 0,10 mol/L, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:



Logo, a porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico no comprimido é de, aproximadamente,

- 0,20%
- 2,0%
- 18%
- 36%
- 55%

11. (Fatec) No rótulo de uma garrafa de água mineral lê-se, entre outras informações:

conteúdo 1,5 litro
nitrato de sódio 6,0 ppm

Considere que 1ppm=1mg de soluto por litro de solução aquosa.

A massa de nitrato de sódio ingerida por uma pessoa que bebe um copo de 300mL dessa água é:

- 0,003 g
- 0,0018 g
- 9,0 g
- 6,0 mg
- 1,2 mg

12. Tem-se cinco recipientes contendo soluções aquosas de cloreto de sódio.

1	2	3	4	5
				
$v = 2L$ $M_{sal} = 0,5g$	$v = 3L$ $M_{sal} = 0,75g$	$v = 5L$ $M_{sal} = 1,25g$	$v = 8L$ $M_{sal} = 2,0g$	$v = 10L$ $M_{sal} = 2,5g$

É correto afirmar que:

- o recipiente 5 contém a solução menos concentrada
- o recipiente 1 contém a solução mais concentrada
- somente os recipientes 3 e 4 contêm soluções de igual concentração
- as cinco soluções têm a mesma concentração
- o recipiente 5 contém a solução mais concentrada.

13. (Fuvest) Molibdato de amônio é usado como fonte de molibdênio para o crescimento das plantas. Sabendo que esse elemento, de símbolo Mo, pertence à mesma família do crômio, Cr, e que a fórmula do íon cromato é CrO_4^{2-} , a fórmula do molibdato de amônio é:

- a) NH_2MoO_2
- b) NH_3MoO_3
- c) $(\text{NH}_3)_2\text{MoO}_4$
- d) NH_4MoO_4
- e) $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$

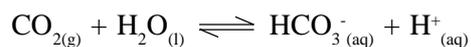
14. (Unicamp) Você tem diante de si um frasco com um pó branco que pode ser um dos seguintes sais: cloreto de sódio (NaCl), carbonato de sódio (Na_2CO_3) ou carbonato de cálcio (CaCO_3). No livro de química você encontrou as seguintes informações:

I. Todos os carbonatos em presença de ácido clorídrico produzem efervescência.

II. Todos os carbonatos são insolúveis, com exceção dos carbonatos de metais alcalinos (Li, Na, Rb, Cs) e de amônio (NH_4^+).

III. Todos os cloretos são solúveis, com exceção dos cloretos de chumbo, prata e mercúrio. Dispondo apenas de recipientes de vidro, água e ácido clorídrico, como você faria para identificar o sal?

15. (Unicamp) Água pura, ao ficar em contato com o ar atmosférico durante um certo tempo, absorve gás carbônico, CO_2 , o qual pode ser eliminado pela fervura. A dissolução do CO_2 na água doce pode ser representada pela seguinte equação química:



O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que apresenta a coloração amarela em soluções ácidas, verde em soluções neutras e azul em soluções básicas. Uma amostra de água pura foi fervida e em seguida exposta ao ar durante longo tempo. A seguir, dissolveu-se nessa água o azul de bromotimol.

- a) Qual a cor resultante da solução? Justifique sua resposta.

16. (Fuvest) Cal viva é óxido de cálcio (CaO).

- a) Escreva a equação da reação da cal viva com a água.
- b) Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?

17. (Fuvest) Quando se assopra por algum tempo em água de cal, observa-se a formação de um sólido branco. A equação química que representa esse fenômeno é:

- a) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $2\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- c) $\text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{HCl}$
- d) $\text{CO}_2 + 1/2\text{O}_2 + \text{Ca} \longrightarrow \text{CaCO}_3$
- e) $\text{O}_2 + 4\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{CaO} + 4\text{HCl} + 2\text{Cl}_2$

18. (Fuvest) A Holanda quer deixar de ser um país baixo. Cientistas estão pesquisando a viabilidade de elevar o litoral holandês – que é muito baixo e há séculos vem sendo ameaçado por enchentes – através da injeção de substâncias químicas na terra. Os pesquisadores acreditam poder elevar o litoral injetando ácido sulfúrico em uma camada de rocha calcária 1,5 km abaixo da superfície. A reação química resultante produziria gipsita, que ocupa o dobro do espaço do calcário e que empurra a superfície terrestre para cima (notícia publicada na Folha de São Paulo – outubro de 1992). Sabendo que a gipsita é CaSO_4 hidratado e que o calcário é CaCO_3 , a reação citada produz também:

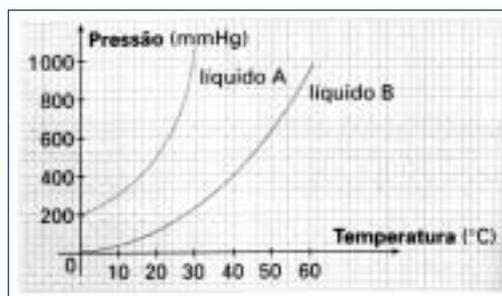
- a) H_2S b) CO_2 c) CH_4 d) SO_3 e) NH_3

19. (Fatec – SP) Na panela de pressão, os alimentos cozinham em menos tempo porque a pressão exercida sobre a água torna-se maior que a pressão atmosférica. Em consequência desse fato, podemos afirmar que o tempo de cozimento do alimento é menor porque:

- a) a água passa a “fervor” acima de 100°C .
 b) a água passa a “fervor” abaixo de 100°C .
 c) a água passa a “fervor” a 100°C .
 d) não há mudança na temperatura de ebulição da água.
 e) sob pressão maior, a temperatura de ebulição da água deve ser menor.

20. Observe o gráfico a seguir e responda:

- a) Para que apresentem a mesma pressão de vapor, os dois líquidos devem estar à mesma temperatura?
 b) A 50°C e 1 atm, qual dos líquidos já se converteu em vapor?
 c) Estime o valor da temperatura em que se inicia a ebulição dos líquidos a 1 atm.



Referência: SILVA, Eduardo R.; NÓBREGA, Olímpio S. e SILVA, Ruth H. *Química: Transformações e energia*. São Paulo: Ática, 2001, v. 1.

21. (Fatec-SP) Se a água contida em um béquer está fervendo e o termômetro acusa a temperatura de 97°C , pode-se afirmar que:

- a) a temperatura de ebulição independe da pressão ambiente.
 b) existe algum soluto dissolvido na água, o que abaixa a temperatura de ebulição.
 c) nessa temperatura a pressão de vapor da água é menor que a pressão ambiente.
 d) nessa temperatura estão sendo rompidas ligações intramoleculares.
 e) nessa temperatura a pressão de vapor da água é igual à pressão ambiente.

Anotações