



3

**MATERIAL DO  
PROFESSOR**

• **Química**

**CIÊNCIAS DA NATUREZA  
E SUAS TECNOLOGIAS**



**DOM  
BOSCO**  
by Pearson

PRÉ-VESTIBULAR  
**EXTENSIVO**



**MATERIAL DO  
PROFESSOR**

• **Química**

**CIÊNCIAS DA NATUREZA  
E SUAS TECNOLOGIAS**

DOM BOSCO - SISTEMA DE ENSINO  
PRÉ-VESTIBULAR 3  
Ciências da natureza e suas tecnologias.  
© 2019 – Pearson Education do Brasil Ltda.

<b>Vice-presidência de Educação</b>	Juliano Melo Costa
<b>Gerência editorial nacional</b>	Alexandre Mattioli
<b>Gerência de produto</b>	Silvana Afonso
<b>Autoria</b>	José Roberto Migliato Filho, Thiago Ferreira Luz
<b>Coordenação editorial</b>	Luiz Molina Luz
<b>Edição de conteúdo</b>	Luiz Molina Luz
<b>Assistência de edição</b>	Ana Carolina de Almeida Paulino
<b>Leitura crítica</b>	José Roberto Migliato Filho, Thiago Ferreira Luz
<b>Preparação e revisão</b>	Fabiana Cosenza Oliveira, Roseli Deienno Braff
<b>Gerência de Design</b>	Cleber Figueira Carvalho
<b>Coordenação de Design</b>	Diogo Mecabo
<b>Edição de arte</b>	Alexandre Silva
<b>Coordenação de pesquisa e licenciamento</b>	Maiti Salla
<b>Pesquisa e licenciamento</b>	Cristiane Gameiro, Heraldo Colon, Andrea Bolanho, Maricy Queiroz, Sandra Sebastião, Shirlei Sebastião
<b>Ilustrações</b>	Carla Viana, Dayane Cabral
<b>Cartografia</b>	Allmaps
<b>Projeto Gráfico</b>	Apis design integrado
<b>Diagramação</b>	Editorial 5
<b>Capa</b>	Apis design integrado
<b>Imagem de capa</b>	mvp64/istock
<b>Produtor multimídia</b>	Cristian Neil Zaramella
<b>PCP</b>	George Baldim, Paulo Campos Silva Junior

Todos os direitos desta publicação reservados à  
Pearson Education do Brasil Ltda.

Av. Santa Marina, 1193 - Água Branca  
São Paulo, SP – CEP 05036-001  
Tel. (11) 3521-3500

[www.pearson.com.br](http://www.pearson.com.br)

## APRESENTAÇÃO

Um bom material didático voltado ao vestibular deve ser maior que um grupo de conteúdos a ser memorizado pelos alunos. A sociedade atual exige que nossos jovens, além de dominar conteúdos aprendidos ao longo da Educação Básica, conheçam a diversidade de contextos sociais, tecnológicos, ambientais e políticos. Desenvolver as habilidades a fim de obterem autonomia e entenderem criticamente a realidade e os acontecimentos que os cercam são critérios básicos para se ter sucesso no Ensino Superior.

O Enem e os principais vestibulares do país esperam que o aluno, ao final do Ensino Médio, seja capaz de dominar linguagens e seus códigos; construir argumentações consistentes; selecionar, organizar e interpretar dados para enfrentar situações-problema em diferentes áreas do conhecimento; e compreender fenômenos naturais, processos histórico-geográficos e de produção tecnológica.

O Pré-Vestibular do Sistema de Ensino Dom Bosco sempre se destacou no mercado editorial brasileiro como um material didático completo dentro de seu segmento educacional. A nova edição traz novidades, a fim de atender às sugestões apresentadas pelas escolas parceiras que participaram do Construindo Juntos – que é o programa realizado pela área de Educação da Pearson Brasil, para promover a troca de experiências, o compartilhamento de conhecimento e a participação dos parceiros no desenvolvimento dos materiais didáticos de suas marcas.

Assim, o Pré-Vestibular Extensivo Dom Bosco by Pearson foi elaborado por uma equipe de excelência, respaldada na qualidade acadêmica dos conhecimentos e na prática de sala de aula, abrangendo as quatro áreas de conhecimento com projeto editorial exclusivo e adequado às recentes mudanças educacionais do país.

O novo material envolve temáticas diversas, por meio do diálogo entre os conteúdos dos diferentes componentes curriculares de uma ou mais áreas do conhecimento, com propostas curriculares que contemplem as dimensões do trabalho, da ciência, da tecnologia e da cultura como eixos integradores entre os conhecimentos de distintas naturezas; o trabalho como princípio educativo; a pesquisa como princípio pedagógico; os direitos humanos como princípio norteador; e a sustentabilidade socioambiental como meta universal.

A coleção contempla todos os conteúdos exigidos no Enem e nos vestibulares de todo o país, organizados e estruturados em módulos, com desenvolvimento teórico associado a exemplos e exercícios resolvidos que facilitam a aprendizagem. Soma-se a isso, uma seleção refinada de questões selecionadas, quadro de respostas e roteiro de aula integrado a cada módulo.

# SUMÁRIO



**5**

QUÍMICA 1A



**71**

QUÍMICA 1B



**135**

QUÍMICA 2A



**163**

QUÍMICA 2B



**197**

QUÍMICA 3A



**231**

QUÍMICA 3B



BET\_NOIRE/ISTOCKPHOTO

# QUÍMICA 1A

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



# CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

- Estudo das soluções
- Tipos de solução
- Solubilidade

## HABILIDADES

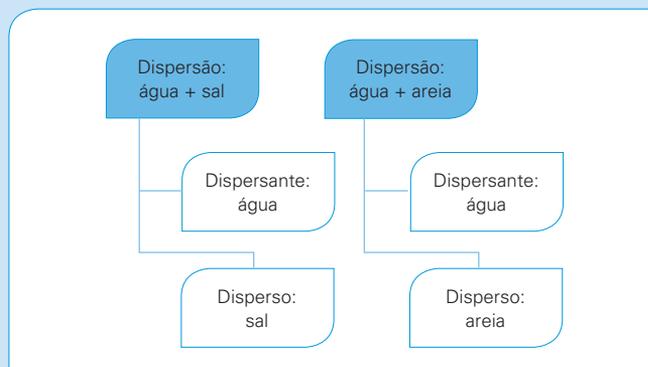
- Reconhecer os diferentes tipos de solução.
- Caracterizar e classificar as soluções.
- Trabalhar com coeficientes de solubilidade.
- Interpretar uma curva de solubilidade.



*Estátua da liberdade.*

Em nosso cotidiano, deparamo-nos com uma infinidade de soluções (misturas homogêneas no estado sólido, líquido ou gasoso), tais como os monumentos históricos e o ar atmosférico. A gigantesca escultura *Estátua da liberdade*, conhecido ponto turístico estadunidense, é formada por diversas ligas metálicas, enquanto o ar que respiramos é constituído de diversos gases.

Neste módulo, serão apresentados os diferentes tipos de abordagem referentes ao conceito de soluções. Para isso, inicialmente, precisamos entender alguns conceitos, como o de **dispersão**. Ela é um sistema no qual uma substância está distribuída, sob a forma de pequenas partículas, em outra substância. Definimos a primeira substância como **disperso** e a segunda, como **dispersante**. Observe o seguinte exemplo.



Importante ressaltar que, para o estudo das soluções, o termo "disperso" equivale a **soluto** de uma solução, e o termo "dispersante" corresponde a **solvente** de uma solução.

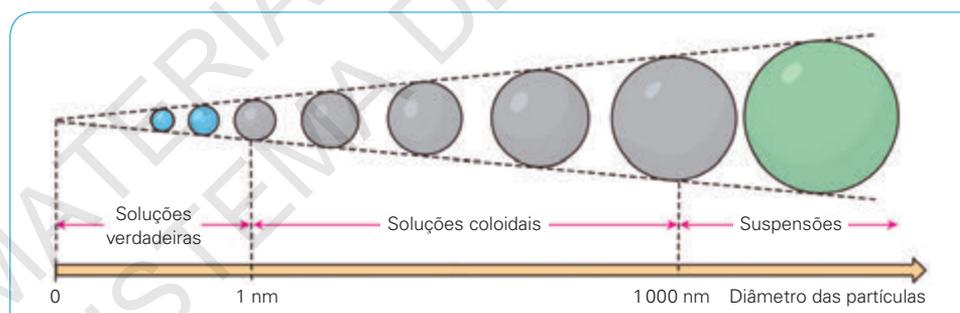
## Classificação das dispersões

Diversos critérios definem a classificação das dispersões: natureza das partículas dispersas, tamanho médio das partículas, visibilidade, sedimentação e separação por filtração.

Principais características das dispersões			
	Solução verdadeira	Solução coloidal	Suspensão
	Açúcar na água	Gelatina	Terra suspensa na água
<b>Natureza das partículas dispersas</b>	Átomos, íons ou moléculas	Aglomerado de átomos, íons ou moléculas	Grandes aglomerados de átomos, íons ou moléculas
<b>Tamanho médio das partículas</b>	De 0 a 1 nm*	De 1 a 100 nm*	Acima de 100 nm*
<b>Visibilidade das partículas (homogeneidade do sistema)</b>	As partículas não são visíveis em nenhum aparelho (sistema homogêneo).	As partículas são visíveis ao ultramicroscópio (sistema heterogêneo).	As partículas são visíveis ao microscópio comum (sistema heterogêneo).
<b>Sedimentação das partículas</b>	As partículas não se sedimentam de modo algum.	As partículas sedimentam-se por meio de ultracentrífugas.	Há sedimentação espontânea ou por meio de centrífugas comuns.
<b>Separação por filtração</b>	A separação não é possível por nenhum tipo de filtro.	As partículas são separadas por meio de ultrafiltros.	As partículas são separadas por meio de filtros comuns (em laboratório com papel filtro).

\*1 nm =  $1 \cdot 10^{-9}$  m

O esquema a seguir mostra a classificação das dispersões em função do tamanho das partículas.



### SOLUÇÃO VERDADEIRA

Trata-se de entidades dispersas com diâmetro inferior a 1 nm.

#### Exemplo

Açúcar (sacarose) em água.

### DISPERSÕES COLOIDAIS

Soluções coloidais são outros tipos de dispersão presentes no cotidiano, como sabonete, xampu, pasta de dente, espuma, creme de barbear, maquiagem, cosméticos, leite, café, manteiga, entre outros. Elas ainda aparecem nos estudos de

biotecnologia e em diversos processos de produção de bens de consumo.

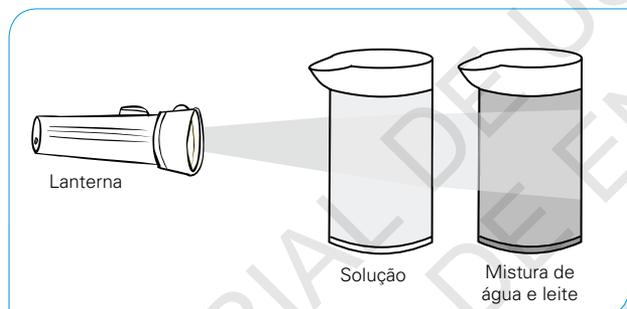
As entidades dispersas apresentam diâmetro entre 1 nm e 100 nm. As partículas, também chamadas de **micelas**, são bem maiores do que muitas moléculas, possibilitando o espalhamento da luz (**efeito Tyndall**), mas pequenas demais para serem vistas em um microscópio óptico. O espalhamento da luz explica por que o leite é branco, e não transparente, e por que podemos ver a luz dos holofotes e dos raios *laser* mais claramente em meio a um nevoeiro, à fumaça e às nuvens do que em meio ao ar seco.



ANTON WATMAN/ SHUTTERSTOCK

Espalhamento dos raios de sol pelas nuvens (efeito Tyndall).

Observe, a seguir, como diferenciar, experimentalmente, uma solução verdadeira de uma coloidal.



As partículas dispersas no colóide promovem o espalhamento da luz, possibilitando a visualização do rastro luminoso, fenômeno que não ocorre em uma solução.

No sistema coloidal, as partículas dispersas (micelas) estão misturadas no dispersante de forma heterogênea. De acordo com a fase dos constituintes da solução coloidal, é possível classificar os colóides. Veja isso na tabela a seguir.

### Classificação das soluções coloidais de acordo com a fase do disperso e do dispersante

Coloide	Fase dispersa	Fase dispersante	Exemplo
Sol sólido	Sólido	Sólido	Vidro
Sol	Sólido	Líquido	Tinta
Emulsão sólida	Líquido	Sólido	Margarina

Emulsão	Líquido	Líquido	Leite
Espuma sólida	Gás	Sólido	Isopor
Espuma	Gás	Líquido	Espuma de sabão
Aerossol sólido	Sólido	Gás	Fumaça
Aerossol líquido	Líquido	Gás	Neblina

### LEITURA COMPLEMENTAR

#### Olhos azuis não possuem pigmentos azuis – Entenda como é possível!

O azul não é uma cor muito comum na natureza. Além das estranhas penas de pássaros, algumas pétalas de flores, ou uma lagosta ultrarrara, é raro ver instâncias de azul no mundo natural. Dessa forma, pode parecer um tanto estranho que alguns humanos tenham olhos azuis. Estranhamente, os olhos azuis não contêm nenhum pigmento azul. Sua cor é realmente causada pelo efeito Tyndall, um fenômeno semelhante ao que faz o céu parecer azul.

A íris, a parte colorida do olho, é composta por duas camadas de células: o estroma em cima e o epitélio embaixo. Nos olhos azuis, o estroma é uma camada translúcida e contém zero pigmento devido a uma mutação genética. Quando a luz branca visível o atinge, ele dispersa as ondas de luz. O azul está espalhado mais do que outras cores porque viaja como ondas mais curtas, fazendo com que ele se reflita mais facilmente, tornando-o mais visível. Tudo isso explica também o porquê de olhos azuis parecerem mais vibrantes em certos momentos do que em outros – sua cor depende da qualidade da luz no ambiente.

O estroma, em olhos castanhos, contém altos níveis de melanina, um pigmento preto/marrom, que confere uma cor marrom que simplesmente é refletida de volta.

Alguns animais possuem olhos cinzentos, e o fenômeno é semelhante ao dos olhos azuis, exceto que o estroma contém mais colágeno. Isso torna a camada menos translúcida e amortece os tons azulados.

Para um olho verde, o efeito Tyndall ainda ocorre; no entanto, o estroma contém baixas concentrações de pigmento de melanina, fazendo com que a reflexão azul pareça uma cor mais escura e mais verde.

Disponível em: <<https://noticiaalternativa.com.br/olhos-azuis/>>. Acesso em: 23 jul. 2018.

### SUSPENSÃO

Esse tipo de solução consiste em um aglomerado de macromoléculas, ou de macroíons, dispersos em outra substância. As entidades apresentam diâmetro superior a 100 nm. A preparação de muitos antibióticos remete a um exemplo típico de suspensão, visto que precisam ser agitados antes do uso, pois o disperso (material particulado) geralmente se encontra no fundo do frasco.



Terra em suspensão na água.

## Tipos de solução

A classificação das soluções está relacionada ao estado de agregação das partículas formadoras da mistura, à condutibilidade elétrica e à proporção entre o soluto e o solvente.

### ESTADO DE AGREGAÇÃO

#### Sólida

Os componentes desse tipo de solução encontram-se no estado sólido, à temperatura ambiente, e são denominados ligas metálicas, já estudadas no módulo 13 de Química 1A.

#### Gasosa

Os componentes desse tipo de solução apresentaram-se no estado gasoso. Vale lembrar que toda mistura de gases é uma solução. O exemplo mais comum é o ar atmosférico, isento de poeira.

#### Líquida

Nesse caso, um dos componentes da mistura deve estar no estado líquido. Quando pensamos em soluções líquidas, é muito comum que o primeiro exemplo lembrado se refira a alguma substância sólida dissolvida em água. Porém, não podemos pensar unicamente nesse tipo de solução líquida, uma vez que existem vários outros tipos. Veja, a seguir, alguns casos.

#### Soluções de gás com líquidos

Em um aquário, o oxigênio ( $O_2$ ), responsável pela respiração dos peixes, está dissolvido na água.



ANDREY ARMYAGOV/SHUTTERSTOCK

Peixes dourados em um aquário.

### Importante!

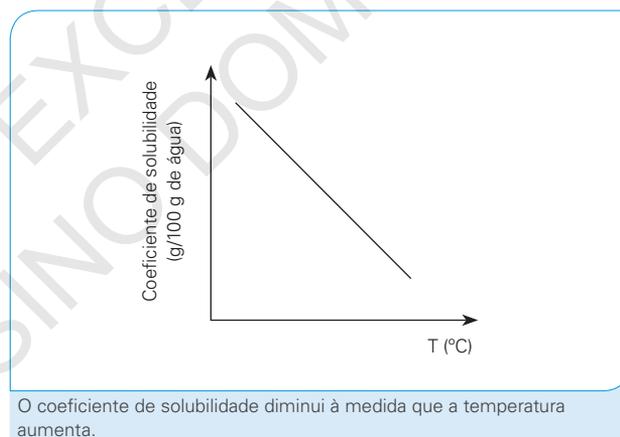
Dois fatores estão diretamente relacionados com a solubilidade dos gases em líquidos: a pressão e a temperatura.

- **Pressão**

O efeito da pressão na solubilidade dos gases, lei de Henry, foi estudado por William Henry (1775-1836) e atesta que "a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido".

- **Temperatura**

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás. Perceba tal efeito quando dois refrigerantes são servidos em copos: um em temperatura mais baixa e o outro em maior temperatura. O que está à temperatura mais elevada produz maior quantidade de bolhas, já que a solubilidade dele é menor no líquido.



Para eliminar gases dissolvidos na água, por exemplo, é feito um aquecimento por certo período. Esse comportamento constitui o grande receio dos centros de pesquisa que estudam os fatores e as causas do aquecimento global, pois a elevação da temperatura média do planeta diminui a quantidade de gases dissolvidos nos oceanos (principalmente de  $O_2$ ), podendo provocar a morte de milhares de peixes e interferir na cadeia alimentar do planeta.

#### Soluções formadas apenas por líquidos

É muito comum encontrar soluções que contenham líquidos dissolvidos em líquidos, por exemplo:

- água oxigenada: solução de peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) e água;
- álcool comercial: solução composta por álcool etílico e água.

#### Soluções de sólidos com líquidos

Constituem os tipos mais comuns de soluções e são foco dos avaliadores nas mais diversas provas de vestibular pelo país. Exemplo: sal de cozinha dissolvido em água.

## CONDUTIBILIDADE ELÉTRICA

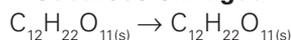
De acordo com a condutibilidade elétrica, as soluções podem ser classificadas como **moleculares** (não eletrolíticas) ou **iônicas** (eletrolíticas). A classificação depende da existência ou não de íons livres em solução.

Os íons presentes nas soluções eletrolíticas podem ser obtidos de duas formas: pela dissolução de compostos iônicos em líquidos polares, processo denominado **dissociação**, e pela **ionização** de ácidos (a maioria covalente) ou hidróxido de amônio (base covalente) em água.



As soluções **moleculares** apresentam moléculas em solução e são obtidas pela dissolução de compostos covalentes nos solventes, com exceção feita às moléculas de ácidos e ao  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Essas soluções não conduzem corrente elétrica pela ausência de íons em solução.

### Sacarose em água

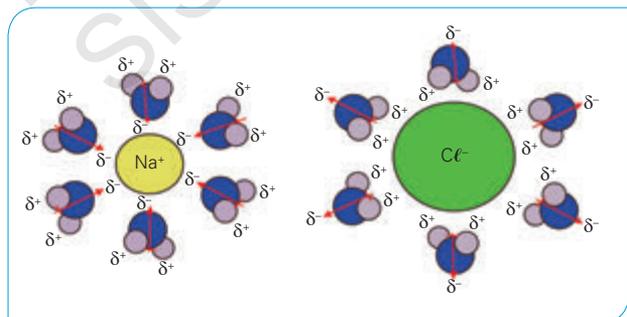


## PROPORÇÃO ENTRE SOLUTO E SOLVENTE

De acordo com a quantidade de soluto e de solvente em uma solução, podemos classificá-la como **concentrada** ou **diluída**. Contudo, para que ocorra tal classificação, é preciso conhecer o conceito de coeficiente de solubilidade, que será abordado adiante neste livro.

## Solubilidade

Você sabe como se forma uma solução? Imagine-se observando a dissolução, em nível iônico, de um cristal de  $\text{NaCl}$  em água. Quando as moléculas de água se aproximam do cristal, ocorrem interações do tipo íon-dipolo entre as moléculas e os íons de  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Essa interação dá origem ao processo de **solvatação**, como ilustrado a seguir.



À capacidade de uma substância dissolver-se por toda a extensão do volume de outra determinada substância, dá-se o nome de **solubilidade**. Ela é uma característica qualitativa, determinada experimentalmente, que depende do fato de a estrutura da molécula ser polar ou apolar; assim, vale a regra clássica:

**“Semelhante dissolve semelhante.”**

Solvente **polar** dissolve soluto **polar**.

Solvente **não polar** dissolve soluto **não polar**.

## Coeficiente de solubilidade (CS)

Esse coeficiente mede a quantidade máxima de soluto que se consegue dissolver em determinada quantidade de solvente em certas condições de **temperatura** e **pressão**. Veja o exemplo da mudança de solubilidade do  $\text{KNO}_3$  conforme o aumento da temperatura.

Solubilidade do $\text{KNO}_3$ em 100 g de $\text{H}_2\text{O}$	
Temperatura (°C)	Massa de $\text{KNO}_3$ (g)
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,0
50	85,5
60	110

Ao interpretar a tabela, observamos que  $\text{CS} = 31,6$  g de  $\text{KNO}_3/100$  g de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $20^\circ\text{C}$ , isto é, em  $20^\circ\text{C}$ , para cada 100 g de água, o máximo de  $\text{KNO}_3$  que conseguimos solubilizar são 31,6 g. Como o coeficiente de solubilidade é uma característica quantitativa e dependente da temperatura, a variação de temperatura faz com que a quantidade de partículas dissolvidas seja diferente.

## Tipos de solubilização

Dizer que o coeficiente de solubilidade depende da temperatura não significa que se trate sempre de fatores diretamente proporcionais, ou seja, existem substâncias que, com a elevação da temperatura do sistema, têm sua capacidade máxima de solubilização diminuída. Assim, são possíveis dois tipos de solubilização em função da temperatura: endotérmica e exotérmica.

## SOLUBILIZAÇÃO ENDOTÉRMICA

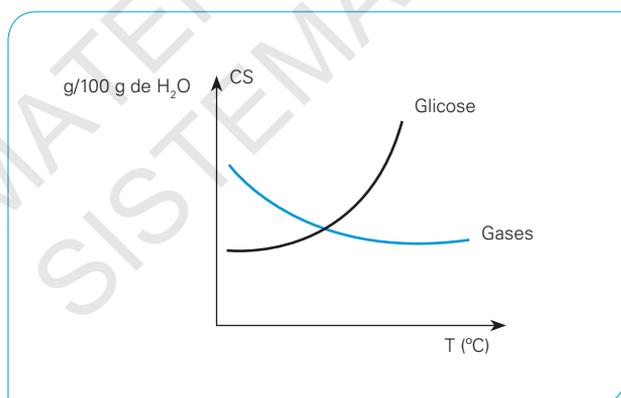
O aumento da temperatura aumenta o coeficiente de solubilidade, fazendo com que uma maior quantidade de soluto seja capaz de ser solubilizada em uma mesma massa de solvente. A maioria das substâncias aumenta sua solubilidade com o aumento da temperatura. É o caso, por exemplo, da sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) em água. Enquanto, a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , é possível ser dissolvida uma massa de 180 g de açúcar em 100 g de água, a  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ , essa massa sobe para 260 g para a mesma massa de água. Dessa maneira, concluímos que, em uma solubilização endotérmica, o coeficiente de solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.

## SOLUBILIZAÇÃO EXOTÉRMICA

Por outro lado, na solubilização exotérmica, o coeficiente de solubilidade aumenta pela diminuição da temperatura, fazendo com que uma maior quantidade de soluto seja capaz de ser solubilizada na mesma massa de solvente em um ambiente mais frio. Além dos gases, apenas uma pequena parcela das outras substâncias aumenta sua solubilidade com a diminuição da temperatura. Podemos citar o sulfato de cério III ( $Ce_2(SO_4)_3$ ) em água. Enquanto, a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , é possível ser solubilizada uma massa de cerca de 20 g de sal em 100 g de água, a  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ , essa massa diminui para bem menos da metade em gramas, na mesma massa de água. Dessa maneira, concluímos que, em uma solubilização exotérmica, o coeficiente de solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

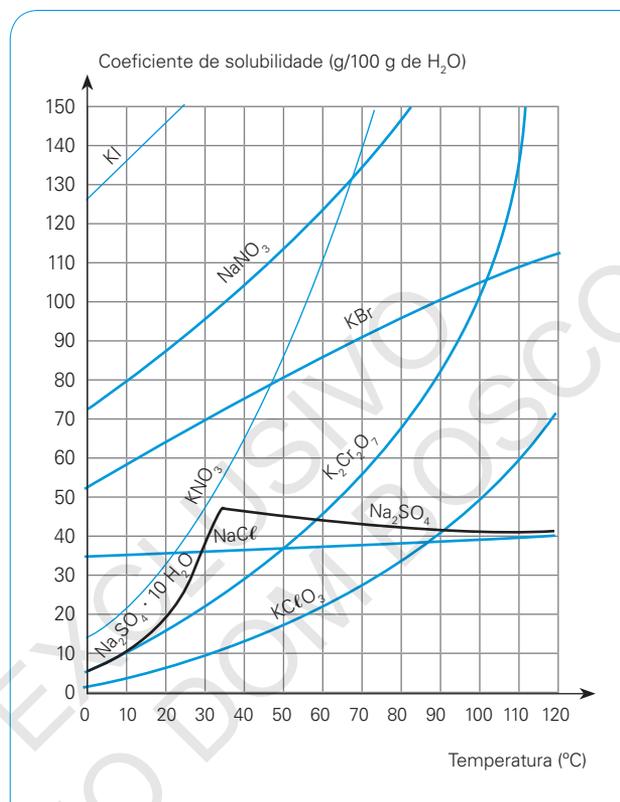
## Curvas de solubilidade

A relação entre solubilidade (S) e temperatura (T) pode ser representada, graficamente, colocando-se as temperaturas em abscissas e as solubilidades em ordenadas. As curvas obtidas são chamadas de **curvas de solubilidade**.



As curvas crescentes indicam as solubilizações de caráter endotérmico; as decrescentes, as solubilizações exotérmicas.

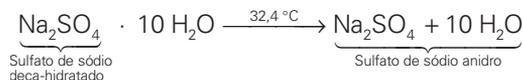
O gráfico a seguir representa a solubilidade de várias substâncias em função da temperatura.



Da análise do gráfico, podemos concluir que

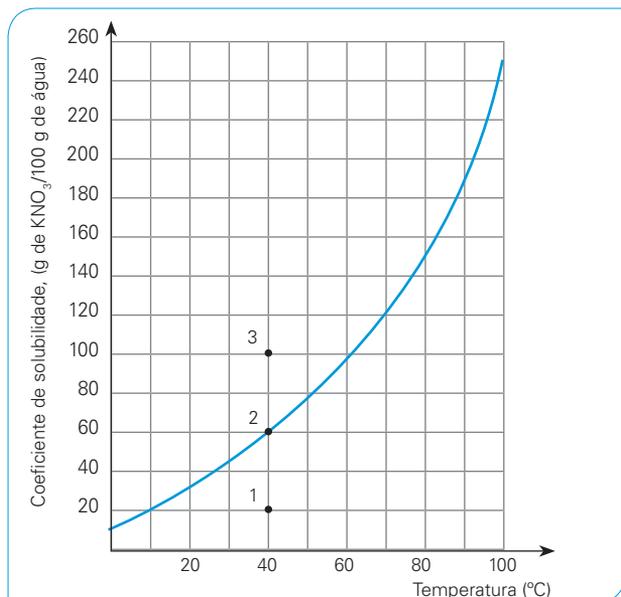
- em geral, a solubilidade aumenta com a elevação da temperatura, algumas vezes de forma acentuada ( $KNO_3$ ), outras vezes de forma quase imperceptível ( $NaCl$ );
- a  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ , o  $NaCl$  é mais solúvel que o  $KNO_3$ , enquanto, a  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ocorre o inverso.

As curvas de solubilidade de certas substâncias apresentam pontos de inflexão que indicam uma mudança na estrutura do soluto. Observe a curva do sulfato de sódio deca-hidratado ( $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ ). No ponto próximo a  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ocorre uma quebra (interrupção) na continuidade da curva. Isso significa que acontece uma alteração na composição da substância; nesse caso, há a perda das moléculas de água de hidratação. Após esse ponto, o sulfato de sódio torna-se anidro.



## Tipos de solução

Os tipos de solução dependem da relação entre a quantidade de soluto dissolvido em determinada quantidade de solvente (água) em dada temperatura e o respectivo coeficiente de solubilidade dessa substância na mesma temperatura. Para analisar os tipos de solução, utilizaremos como referência a curva de solubilidade do  $KNO_3$  em  $H_2O$ , em função da temperatura.



## SOLUÇÃO SATURADA

Ocorre quando o valor da massa de soluto dissolvida em água é exatamente igual ao valor do coeficiente de solubilidade em determinada temperatura (**ponto 2 do gráfico**). Dessa maneira, a 40 °C, a adição de 60 g de sal KNO<sub>3</sub> corresponde a um valor de massa-limite para a solubilização total, igualando-se ao respectivo coeficiente de solubilidade, na mesma temperatura. Isso significa que não é possível colocar mais sal e o sistema continuar homogêneo, pois há a formação de um precipitado (excesso).

## SOLUÇÃO INSATURADA (NÃO SATURADA)

Ocorre quando o valor da massa de soluto dissolvida em água é menor do que o valor do coeficiente de solubilidade em determinada temperatura (**ponto 1 do gráfico – abaixo da curva de solubilidade**). Dessa maneira, considerando-se a temperatura de 40 °C, a adição de 20 g de nitrato de potássio em 100 g de água corresponde a um valor de massa inferior ao respectivo coeficiente de solubilidade, na mesma temperatura. Isso significa que, colocando-se mais sal (até, obvia-

mente, o limite de 60 g), o sistema continua homogêneo, pois não há formação de precipitado (excesso).

## SOLUÇÃO SUPERSATURADA

Ocorre quando o valor da massa dissolvida em água é maior que o valor do coeficiente de solubilidade na mesma temperatura, como, por exemplo, 100 g de KNO<sub>3</sub> dissolvidos em 100 g de água, considerando-se a temperatura de 40 °C (**ponto 3**). Nesse caso, o sistema ainda é homogêneo. Em geral, soluções supersaturadas podem ser obtidas pelo aquecimento de uma solução saturada que tenha parte do soluto não dissolvido. O aquecimento deve ser realizado até que todo o soluto presente se dissolva. Um resfriamento lento, com a solução em repouso, até a temperatura inicial, pode permitir a obtenção da solução supersaturada, desde que o soluto não tenha se cristalizado.

Aqui, como a quantidade de soluto dissolvida (100 g) é maior que o limite máximo permitido (60 g), à temperatura de 40 °C, o sistema assume uma configuração metaestável de grande instabilidade, e qualquer perturbação no meio faz com que o excesso (40 g) de soluto precipite. Dentre as perturbações mais comuns, estão o choque mecânico e o grão de nucleação.

## EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. O coeficiente de solubilidade do NaCl a 0 °C é 357 g/1 000 g de H<sub>2</sub>O. Uma solução que contém 70 g de NaCl dissolvidos em 200 g de H<sub>2</sub>O, a 0 °C, é saturada ou insaturada?

### Resolução

Calculamos a máxima quantidade de NaCl que pode ser dissolvida em 200 g de água, a 0 °C:

$$1\ 000\ \text{g de H}_2\text{O} \text{ ————— } 357\ \text{g de NaCl}$$

$$200\ \text{g de H}_2\text{O} \text{ ————— } x$$

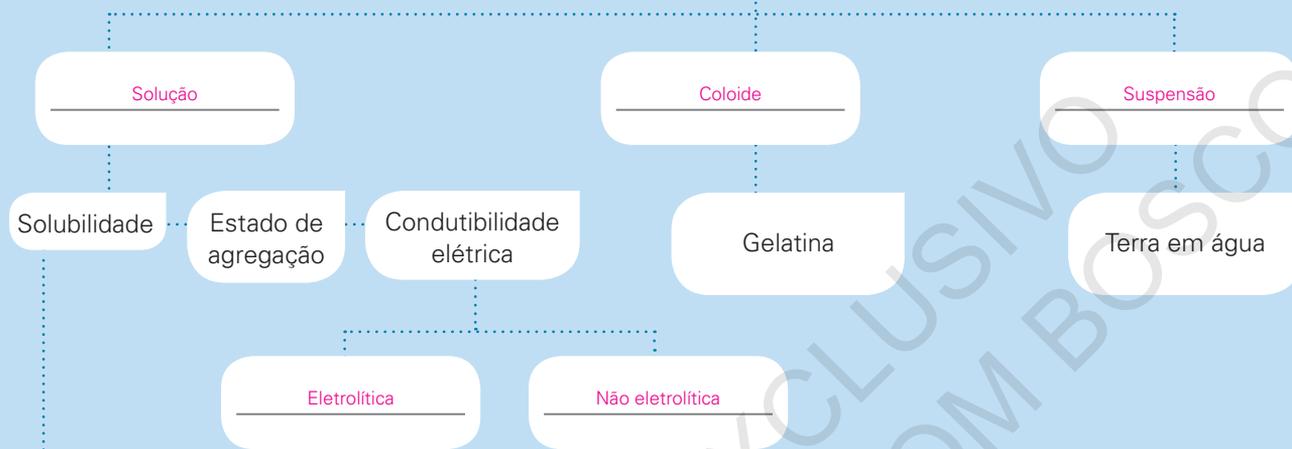
$$x = \frac{200 \cdot 357}{1\ 000}$$

$$x = 71,4\ \text{g de NaCl}$$

Como a quantidade dissolvida (70 g) é menor que o máximo que pode ser dissolvido (71,4 g), então a solução é insaturada.

# ROTEIRO DE AULA

## DISPERSÕES



Coefficiente de solubilidade:

quantidade de soluto que pode ser dissolvida em certa quantidade de solvente

em dada temperatura.

Curva de solubilidade: indica graficamente a variação da solubilidade com a temperatura.

Insaturada

A massa do soluto dissolvida é inferior à massa do valor da solubilidade.

Saturada

A massa do soluto dissolvida é exatamente a mesma do valor da solubilidade.

Supersaturada

A massa do soluto dissolvida é maior que o valor da solubilidade.

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Acafe-SC** – Sobre o sistema coloidal, analise as afirmações a seguir.

- I. O diâmetro médio das moléculas de glicose em uma solução aquosa é maior que as partículas dispersas em um sistema coloidal.
- II. Creme de leite e maionese são exemplos de sistemas coloidais.
- III. Micelas podem ser representadas por um agregado de moléculas anfipáticas dispersas em um líquido, constituindo uma das fases de um sistema coloidal.
- IV. O efeito Tyndall pode ocorrer quando há a dispersão da luz pelas partículas dispersas em um sistema coloidal.

Todas as afirmações corretas estão em

- a) II – III – IV.
- b) I – III.
- c) II – IV.
- d) III – IV.

I) Incorreta. O diâmetro médio das moléculas de glicose (inferior a  $10^{-7}$  cm) em uma solução aquosa é menor que as partículas dispersas em um sistema coloidal (entre  $10^{-7}$  cm e  $10^{-4}$  cm).

II, III e IV estão corretas.

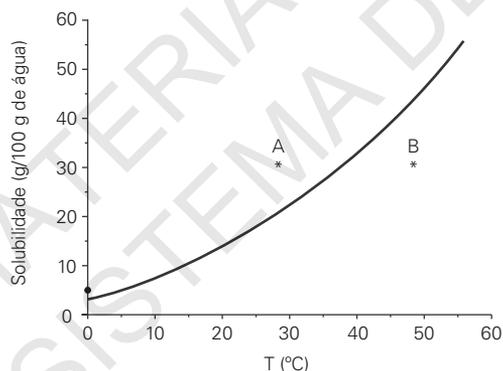
**2. UEMA** – Um aluno do ensino médio, ao utilizar um argumento criativo para classificar uma solução com base em seu coeficiente de solubilidade, apresentou a seguinte resposta:

“Solução insaturada – limonada com pouco açúcar.”

Solução saturada – açúcar na medida certa, sente-se um suco de limão adocicado.

Solução supersaturada – uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar.”

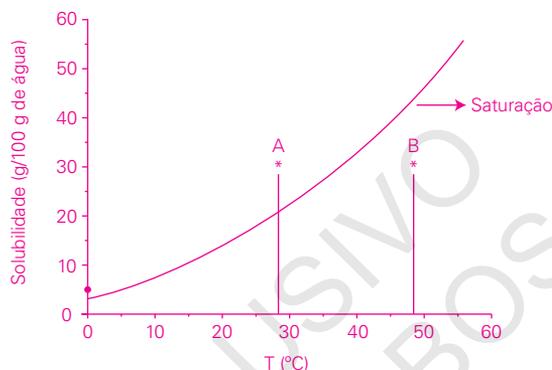
A professora explicou que o coeficiente de solubilidade varia de acordo com o soluto, com a quantidade de solvente e com a temperatura em que se encontra a solução, fazendo uso do gráfico a seguir, cuja curva mostra a quantidade máxima de soluto dissolvido para uma dada temperatura.



Analise o gráfico utilizado pela professora e explique, com base nos exemplos do aluno, qual seria a situação representada pela solução A e qual seria pela solução B. Justifique sua resposta.

O gráfico permite concluir que a solução A, com temperatura próxima aos 30 °C, é supersaturada. Dos exemplos dados pelo aluno, seria “Uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar”.

A solução B equivale a uma solução insaturada (temperatura próxima aos 50 °C). Dos exemplos dados pelo aluno, seria uma “Limonada com pouco açúcar”.



### 3. Facisb-SP

C7-H24

A expressão “solução aquosa” caracteriza adequadamente diversas misturas de substâncias presentes no cotidiano. Entre elas, pode-se citar

- a) o creme de leite.
- b) o sorvete.
- c) o leite de magnésia.
- d) a água sanitária.
- e) a gelatina.

Classifica-se como solução aquosa a água sanitária.

- a) Creme de leite (coloide)
- b) Sorvete (emulsão sólida)
- c) Leite de magnésia (coloide)
- e) Gelatina (coloide).

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química 1A para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química 1A para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

### 4. UERN

Os refrigerantes são formados por uma mistura de água, gás carbônico e algum tipo de xarope, que dá a cor e o gosto da bebida. Mas essas três coisas não são combinadas de uma vez – primeiramente, os fabricantes juntam a água e o gás, em um aparelho chamado carbonizador. Quando esses dois ingredientes se misturam, a água dissolve o  $\text{CO}_2$ , dando origem a uma terceira substância, o ácido carbônico, que tem forma líquida. Depois, acrescenta-se o

xarope a esse ácido. O último passo é inserir uma dose extra de  $\text{CO}_2$  dentro da embalagem para aumentar a pressão interna e conservar a bebida.

Disponível em: <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/como-se-coloca-o-gas-nos-refrigerantes>>. Acesso em: 8 fev. 2019.

Com relação ao gás dos refrigerantes, é correto afirmar que

- a) diminui, se aumentar a pressão.
- b) está completamente dissolvido no líquido.
- c) escapa mais facilmente do refrigerante quente.**
- d) escapa mais facilmente do refrigerante gelado.

A solubilidade de gases em líquidos diminui com a elevação da temperatura.

5. **UEA-AM** – O iodato de potássio,  $\text{KIO}_3$ , é uma substância adicionada ao sal de cozinha como fonte de iodo para a prevenção de doenças da tireoide. A tabela fornece valores aproximados da solubilidade em água dessa substância em duas temperaturas.

Temperatura (°C)	25	60
Solubilidade (g de $\text{KIO}_3$ /100 g de $\text{H}_2\text{O}$ )	9,2	18,0

500 g de água a 60 °C foram acrescentados a 80 g de iodato de potássio. Em seguida, a mistura foi resfriada para 25 °C. A massa de  $\text{KIO}_3$ , cristalizada com esse resfriamento, foi, em g, igual a

- a) 22
- b) 34**
- c) 55
- d) 60
- e) 80

A 25 °C:

9,2 g de  $\text{KIO}_3$  — 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$

x g de  $\text{KIO}_3$  — 500 g de  $\text{H}_2\text{O}$

x = 46 g de  $\text{KIO}_3$  dissolvidos

Massa cristalizada = 80 – 46 = 34 g

6. **Mackenzie-SP** – A tabela a seguir mostra a solubilidade do sal X, em 100 g de água, em função da temperatura.

Temperatura (°C)	Massa (g sal X/100 g de água)
0	16
10	18
20	21
30	24
40	28
50	32
60	37
70	43
80	50
90	58

Com base nos resultados obtidos, foram feitas as seguintes afirmativas.

- I. A solubilização do sal X, em água, é exotérmica.
- II. Ao preparar-se uma solução saturada do sal X, a 60 °C, em 200 g de água e resfriá-la, sob agitação até 10 °C, serão precipitados 19 g desse sal.
- III. Uma solução contendo 90 g de sal e 300 g de água, a 50 °C, apresentará precipitado.

Analisando-se as afirmativas anteriores, é correto dizer que

- a) nenhuma das afirmativas está certa.**
- b) apenas a afirmativa II está certa.
- c) apenas as afirmativas II e III estão certas.
- d) apenas as afirmativas I e III estão certas.
- e) todas as afirmativas estão certas.

I) Incorreta. A solubilização do sal X, em água, é endotérmica, pois, quanto maior a temperatura, maior a massa de sal solubilizada.

II) Incorreta. Ao preparar-se uma solução saturada do sal X, a 60 °C, em 200 g de água e resfriá-la, sob agitação até 10 °C, serão precipitados 38 g desse sal.

Temperatura (°C)	10	60
Massa (g sal X/100 g de água)	18	37

60 °C:

100 g de água — 37 g de sal

200 g de água —  $\frac{2 \cdot 37 \text{ g}}{74 \text{ g}}$  de sal

10 °C:

100 g de água — 18 g de sal

200 g de água —  $\frac{2 \cdot 18 \text{ g}}{36 \text{ g}}$  de sal

74 g – 36 g = 38 g (precipitado)

III) Incorreta. Uma solução contendo 90 g de sal e 300 g de água, a 50 °C, não apresentará precipitado.

Temperatura (°C)	50
Massa (g sal X/100 g de água)	32

50 °C:

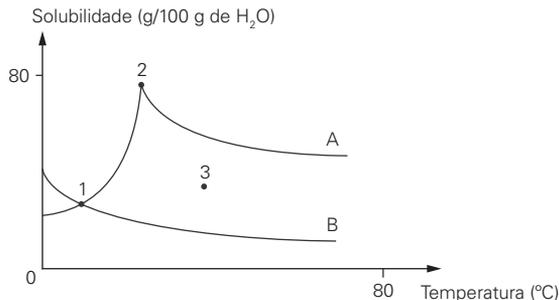
100 g de água — 32 g de sal

300 g de água —  $\frac{3 \cdot 32 \text{ g}}{96 \text{ g}}$  de sal

90 g – 96 g = –6 g (sem precipitado)

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

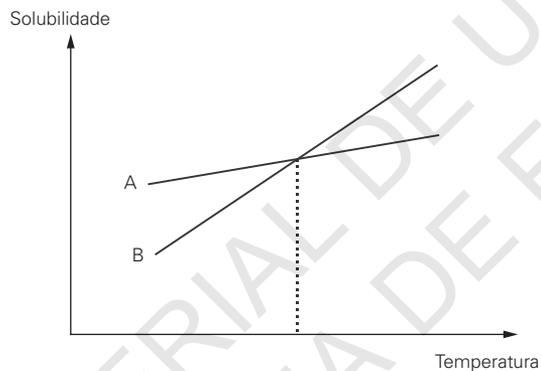
**7. IME-RJ** – A figura a seguir representa as curvas de solubilidade de duas substâncias A e B.



Com base no gráfico, pode-se afirmar que

- as soluções, no ponto 1, apresentam a mesma temperatura, mas as solubilidades de A e B são diferentes.
- a solução da substância A está supersaturada no ponto 2.
- as soluções são instáveis no ponto 3.
- as curvas de solubilidade não indicam mudanças na estrutura dos solutos.
- a solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água.

**8. UFRGS-RS** – Observe o gráfico e a tabela a seguir, que representam a curva de solubilidade aquosa (em gramas de soluto por 100 g de água) do nitrato de potássio e do nitrato de sódio em função da temperatura.



T (°C)	KNO <sub>3</sub>	NaNO <sub>3</sub>
60	115	125
65	130	130
75	160	140

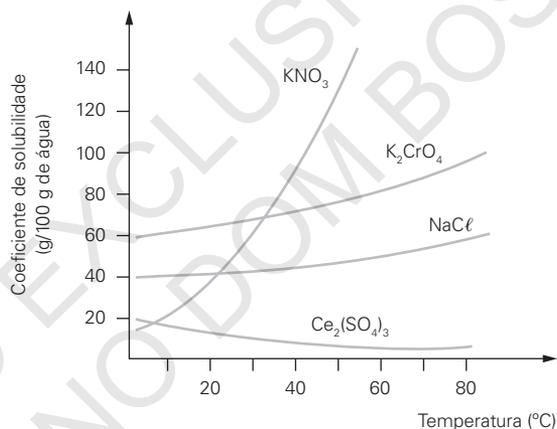
Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado a seguir, na ordem em que aparecem.

A curva A diz respeito ao \_\_\_\_\_, e a curva B, ao \_\_\_\_\_. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO<sub>3</sub> e outra de NaNO<sub>3</sub>, a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de \_\_\_\_\_.

- nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de potássio
- nitrato de potássio – nitrato de sódio – nitrato de sódio

- nitrato de sódio – nitrato de potássio – nitrato de sódio
- nitrato de sódio – nitrato de potássio – ambas
- nitrato de potássio – nitrato de sódio – ambas

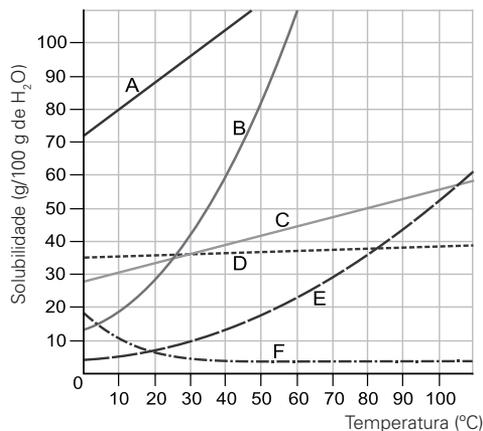
**9. EBMSP-BA** – O conhecimento da solubilidade de sais em água é importante para a realização de atividades em laboratórios e nos procedimentos médicos que envolvam a utilização desses compostos químicos. A dissolução dessas substâncias químicas em água é influenciada pela temperatura, como mostra o gráfico que apresenta as curvas de solubilidade do nitrato de potássio, KNO<sub>3(s)</sub>, do cromato de potássio, K<sub>2</sub>CrO<sub>4(s)</sub>, do cloreto de sódio, NaCl<sub>(s)</sub>, e do sulfato de cério III, Ce<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3(s)</sub>.



A análise do gráfico permite-nos afirmar:

- O processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos, em água, é endotérmico.
- A mistura de 120 g de cromato de potássio com 200 g de água forma uma solução saturada a 60 °C.
- O coeficiente de solubilidade do sulfato de cério III aumenta com o aquecimento do sistema aquoso.
- A solubilidade do nitrato de potássio é maior do que a do cromato de potássio à temperatura de 20 °C.
- O nitrato de potássio e o cloreto de sódio apresentam o mesmo coeficiente de solubilidade a 40 °C.

**10. Unicid-SP** – O gráfico a seguir apresenta as solubilidades dos sais A, B, C, D, E e F em função da temperatura.



- a) Indique o sal cuja solubilidade em água é menos afetada pelo aumento de temperatura.

---



---



---

- b) Considere uma solução preparada com 33 g do sal B em 50 g de água, a 40 °C. A mistura resultante apresenta corpo de fundo? Justifique sua resposta.

---



---



---



---



---

11. **Espcex-SP/Aman-RJ (adaptado)** – O rótulo de uma garrafa de água mineral apresenta a seguinte descrição.

COMPOSIÇÃO Química 1A PROVÁVEL (mg/L): bicarbonato de bário = 0,38; bicarbonato de estrôncio = 0,03; bicarbonato de cálcio = 66,33; bicarbonato de magnésio = 50,18; bicarbonato de potássio = 2,05; bicarbonato de sódio = 3,04; nitrato de sódio = 0,82; cloreto de sódio = 0,35.

CARACTERÍSTICAS FÍSICO-Químicas: pH medido a 25 °C = 7,8; temperatura da água na fonte = 18 °C; condutividade elétrica a 25 °C =  $1,45 \cdot 10^{-4}$  mhos/cm; resíduo de evaporação a 180 °C = 85,00 mg/L; radioatividade na fonte a 20 °C e 760 mmHg = 15,64 maches.

A respeito da água mineral citada, de sua composição e suas características, podemos afirmar que ela pode ser classificada como uma solução verdadeira? Explique sua resposta.

---



---



---



---



---



---

12. **Acafe-SC** – O cloreto de potássio é um sal que, adicionado ao cloreto de sódio, é vendido comercialmente como “sal *light*”; isto é, possui baixo teor de sódio. Dezoito gramas de cloreto de potássio estão dissolvidos em 200 g de água e armazenados em um frasco aberto sob temperatura constante de 60 °C.

**Dado:** solubilidade do cloreto de potássio a 60 °C: 45 g/100 g de água

Qual a massa mínima e aproximada de água que deve ser evaporada para iniciar a cristalização do soluto?

- a) 160 g      b) 120 g      c) 40 g      d) 80 g

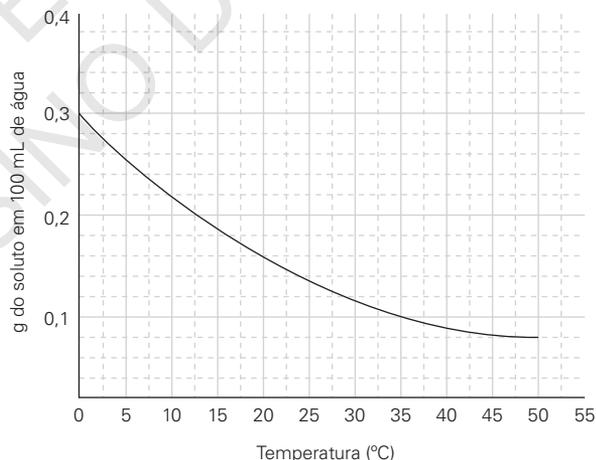
13. **FGV-SP** – O nitrito de sódio,  $\text{NaNO}_2$ , é um conservante de alimentos processados a partir de carnes e peixes. Os dados de solubilidade desse sal em água são apresentados na tabela.

Temperatura (°C)	20 °C	50 °C
Massa de $\text{NaNO}_2$ em 100 g de $\text{H}_2\text{O}$	84 g	104 g

Em um frigorífico, preparou-se uma solução saturada de  $\text{NaNO}_2$  em um tanque contendo 0,5 m<sup>3</sup> de água a 50 °C. Em seguida, a solução foi resfriada para 20 °C e mantida nessa temperatura. A massa de  $\text{NaNO}_2$ , em kg, cristalizada após o resfriamento da solução, é

- a) 10      c) 50      e) 200  
b) 20      d) 100

14. **Fasm-SP** – Analise o gráfico que representa a solubilidade do  $\text{CO}_2$  (massa molar igual a 44 g · mol<sup>-1</sup>) em água à pressão de 1 atm.



- a) A dissolução do gás carbônico em água é um processo endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.

---



---



---



---



---



---

- b) Calcule a quantidade de gás carbônico, em mol, dissolvida em 1 L de água, a 10 °C e a 1 atm, saturada com esse gás. Apresente os cálculos efetuados.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

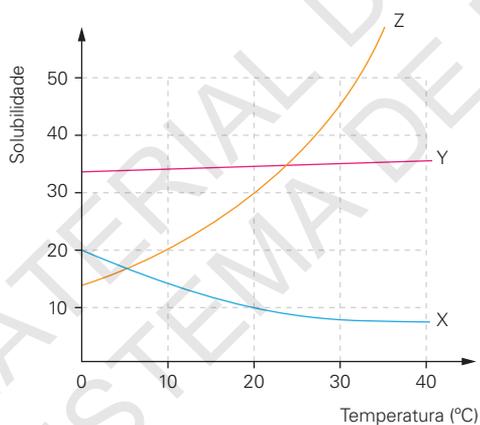
---

---

---

- 15. UERJ (adaptado)** – Um laboratorista precisa preparar 1,1 kg de solução aquosa saturada de um sal de dissolução exotérmica, utilizando como soluto um dos três sais disponíveis em seu laboratório: X, Y e Z. A temperatura final da solução deve ser igual a 20 °C.

Observe as curvas de solubilidade dos sais, em gramas de soluto por 100 g de água.



Calcule a massa de soluto necessária, em gramas, para o preparo da solução.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

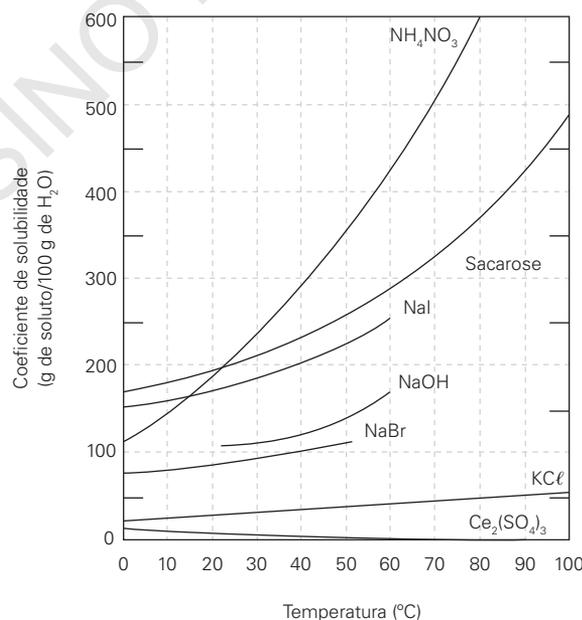
---

---

---

---

- 16. UCS-RS** – Curvas de solubilidade, como as representadas no gráfico a seguir, descrevem como os coeficientes de solubilidade de substâncias químicas em um determinado solvente, variam em função da temperatura.



Considerando as informações apresentadas pelo gráfico anterior, assinale a alternativa correta.

- Todas as substâncias químicas são sais, com exceção da sacarose.
- O aumento da temperatura de 10 °C para 40 °C favorece a solubilização do sulfato de cério III em água.
- A massa de nitrato de amônio que permanece em solução, quando a temperatura da água é reduzida de 80 °C para 40 °C, é de aproximadamente 100 g.
- A dissolução do iodeto de sódio em água é endotérmica.
- A 0 °C, todas as substâncias químicas são insolúveis em água.

## 17. UEMA

Leia o texto a seguir.

ilha impreg  
nada  
de salitre

com suas luzes  
de mercúrio

metaliquido  
mais líquido é o corpo  
o corpo é a **solução  
eletrolítica**

eu  
e a ilha  
a lig  
ação  
é o sal  
fortaleza de sal.

A expressão em **negrito** corresponde, quimicamente, a uma solução formada por

- ácido ou base ou sal.
- base ou ácido ou óxido.
- ácido ou metal ou óxido.
- base ou metal ou óxido.
- ácido ou metal ou sal.

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. UEG-GO

C5-H17

Uma solução foi preparada a 30 °C pela dissolução de 80 g de um sal inorgânico hipotético em 180 g de água. A solubilidade dessa substância modifica-se com a variação da temperatura conforme a tabela a seguir.

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g de água)
20	32
30	46

Se a solução for resfriada para 20 °C, a massa, em gramas, do sal que vai precipitar será igual a

- 48
- 28
- 22,4
- 13,8
- 14

## 19. Enem

C7-H24

A obtenção de sistemas coloidais estáveis depende das interações entre as partículas dispersas e o meio onde se encontram. Em um sistema coloidal aquoso, cujas partículas são hidrofílicas, a adição de um solvente orgânico miscível em água, como etanol, desestabiliza o coloide, podendo ocorrer a agregação das partículas preliminarmente dispersas.

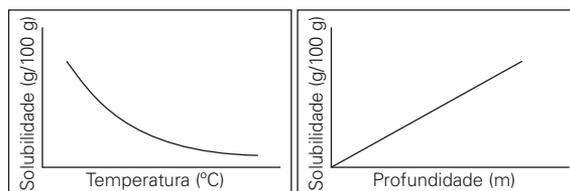
A desestabilização provocada pelo etanol ocorre porque

- a polaridade da água no sistema coloidal é reduzida.
- as cargas superficiais das partículas coloidais são diminuídas.
- as camadas de solvatação de água nas partículas são diminuídas.
- o processo de miscibilidade da água e do solvente libera calor para o meio.
- a intensidade dos movimentos brownianos das partículas coloidais é reduzida.

## 20. UERJ

C5-H17

A temperatura e a pressão afetam a solubilidade do oxigênio no sangue dos organismos. Alguns animais marinhos sem pigmentos respiratórios realizam o transporte de oxigênio por meio da dissolução desse gás diretamente no plasma sanguíneo. Observe a variação da solubilidade do oxigênio no plasma, em função da temperatura e da profundidade a que o animal esteja submetido, representada nos gráficos a seguir.



Um estudo realizado sob quatro diferentes condições experimentais, para avaliar a dissolução de oxigênio no plasma desses animais, apresentou os seguintes resultados.

Parâmetros avaliados	Condições experimentais			
	W	X	Y	Z
Temperatura	Baixa	Baixa	Alta	Alta
Profundidade	Alta	Baixa	Baixa	Alta

O transporte de oxigênio dissolvido no plasma sanguíneo foi mais favorecido na condição experimental representada pela letra:

- W.
- X.
- Y.
- Z.

## 34

# CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

- Aspectos quantitativos das soluções
- Estudo das concentrações das soluções
- Estudo das diferentes maneiras de expressar concentração

## HABILIDADES

- Expressar de várias formas a composição de uma solução.
- Perceber a utilidade de cada maneira de expressar a composição de uma solução.



Aerador de pá em funcionamento para aumentar a concentração de oxigênio dissolvido na água.

Uma das espécies químicas presentes na água que merece atenção é o gás oxigênio, pois a vida aquática depende diretamente de sua concentração, a qual não pode ser baixa demais – o que poderia até levar à completa extinção da vida. Como é possível determinar os valores de concentração de gás oxigênio dissolvido e verificar, por exemplo, se determinado local está ou não com problemas de oxigenação em suas águas?

## Concentração

Em química 1A, a concentração de uma solução é a quantidade de um soluto que está contido em determinada quantidade de solvente ou solução. Conhecer a concentração de solutos é importante no controle da estequiometria dos reagentes para reações de solução.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente (ou da solução)}}$$

Por convenção, você deve utilizar a seguinte representação.

Índice	Espécie
1	Informação relativa ao soluto. Exemplo: $m_1$ : massa do soluto
2	Informação relativa ao solvente. Exemplo: $n_2$ : número de mols de solvente
Sem índice	Informação relativa à solução. Exemplo: $V$ : volume da solução

Veja quais são as diferentes maneiras de indicar a concentração de soluções.

## Concentração comum ou concentração em g/L (C)

Mostra a relação entre a massa de soluto (em grammas) e o volume da solução (em litros); pode ser expressa em outras unidades de massa e volume, como g/m<sup>3</sup>, mg/L, kg/mL etc.

$$C = \frac{m_1}{V}$$

## Densidade de uma solução (d)

É a relação estabelecida pela quantidade de massa existente em cada unidade de volume da amostra.

Assim:

$$d = \frac{m}{V}$$

m = massa da solução, em grammas

V = volume da solução, em mL ou L

A densidade, geralmente, é expressa em grammas por litro (g/L) ou em miligramas por mililitros (mg/mL).

Comparando concentração comum e densidade:

Densidade (d)	Concentração comum (C)
m: massa da solução (m = m <sub>1</sub> + m <sub>2</sub> )	m <sub>1</sub> : massa do soluto
V: volume da solução	V: volume da solução

A densidade é uma grandeza que varia com a temperatura.

## Título em massa (ϕ<sub>m</sub>)

É o tipo de concentração muito presente na indústria, pois utiliza a relação entre a massa do soluto, em grammas, e a massa da solução, também em grammas.

$$\phi_m = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

O título (ϕ<sub>m</sub>) não tem unidade, pois trata-se de um número adimensional e pode ser expresso em porcentagem; nesse caso, é chamado de porcentagem em massa do soluto (ϕ%). A porcentagem é muito utilizada em rótulos de medicamentos e em produtos alimentares, ao indicar o teor de massa do soluto em relação à massa da solução.

$$\phi_{\%} = \phi_m \cdot 100$$

## Título em volume (ϕ<sub>v</sub>)

Indica a relação entre o volume do soluto e o volume da solução.

$$\phi_v = \frac{V_1}{V} \text{ ou } \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$

V<sub>1</sub> = volume do soluto

V = volume da solução

ϕ<sub>v</sub> não tem unidade e pode ser expresso em porcentagem; nesse caso, é chamado de porcentagem em volume de soluto (ϕ%).

$$\phi_{\%} = \phi_v \cdot 100$$

## Concentração em quantidade de matéria por litro ou concentração em mol por litro (m)

É a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução (em litros), expressa na unidade mol/L ou mol · L<sup>-1</sup>.

$$m = \frac{n_1}{V_{(L)}} \text{ ou } m = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

## Fração em quantidade de matéria ou fração molar

Relaciona o número de mols da parte considerada (soluto ou solvente) e o número de mols da solução (soluto + solvente).

$$X_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \text{ (fração molar do soluto)}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \text{ (fração molar do solvente)}$$

Os valores da fração em quantidade de matéria (X) e título (ϕ) ou porcentagem em massa não variam com a temperatura, porque independem do volume. A fração em quantidade de matéria é um número puro.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Quantos litros de solução de NaCl, de concentração 1,5 mol/L, podem ser preparados com 350 g de cloreto de sódio?

**Dado:** massa molar do NaCl = 58,5 g/mol

#### Resolução

$$m = \frac{m_1}{M_1 \cdot V_{(L)}} \Rightarrow 1,5 = \frac{350}{58,5 \cdot V_{(L)}}$$

$$V = \frac{350}{58,5 \cdot 1,5}$$

$$V \approx 4 \text{ L}$$

## Relação entre as expressões de concentração

Há várias maneiras de expressar a concentração das soluções.

- Concentração comum, título e densidade

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ e } \xi = \frac{m_1}{m}$$

$$m_1 = C \cdot V \text{ e } m_1 = \xi \cdot m$$

$$C \cdot V = \xi \cdot m \Rightarrow C = \frac{\xi \cdot m}{V} \Rightarrow \frac{m}{V} = d \therefore C = \xi \cdot d$$

- Concentração comum e concentração em quantidade de matéria por litro

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V$$

$$\mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \Rightarrow m_1 = \mathcal{M} \cdot M_1 \cdot V$$

$$m_1 = m_1 \therefore C \cdot \mathcal{V} = \mathcal{M} \cdot M_1 \cdot \mathcal{V}$$

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1$$

Unindo as duas expressões, temos:

$$C = d \cdot \xi = \mathcal{M} \cdot M_1 \text{ ou}$$

$$C = 1000 \cdot d \cdot \xi = \mathcal{M} \cdot M_1$$

### Observação

O fator 1 000 vem da relação  
 $d \text{ (g/mL)} \cdot 1\,000 = d \text{ (g/L)}$ .

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

2. Em uma estação de tratamento de água, foi adicionado cloro, eficiente bactericida, até 0,4% de massa. Sabendo que a densidade da solução final é 1,0 g/mL, determine a concentração de cloro em g/L.

#### 1ª Resolução

Considerando 1,0 L de solução, determinamos a massa total por meio da densidade:

$$1 \text{ mL de solução} \text{ — } 1 \text{ g}$$

$$1\,000 \text{ mL} \text{ — } m$$

$$m = 1\,000 \text{ g}$$

Como a massa de soluto é 0,4% da massa da solução, temos:

$$1\,000 \text{ g de solução} \text{ — } 100\%$$

$$m_1 \text{ — } 0,4\%$$

$$m_1 = 4 \text{ g}$$

Portanto,  $C = 4 \text{ g/L}$ .

#### 2ª Resolução

$$C = 1\,000 \cdot d \cdot \xi$$

$$C = 1\,000 \cdot 1,0 \cdot \frac{0,4}{100} \Rightarrow C = 4 \text{ g/L}$$

## Partes por milhão (ppm)

Muitos alimentos industrializados contêm conservantes, substâncias que retardam a alteração provocada por micro-organismos no alimento. Por exemplo, o benzoato de sódio é bastante utilizado na conservação de sucos de frutas e refrigerantes, adicionado em concentração de, no máximo, 0,1%. Isso significa que, em cada 100 g de alimento, há 0,1 g do aditivo.

Para indicar baixas concentrações, os cientistas utilizam também a relação ppm, sendo que 1 ppm significa 1 g de soluto em relação a 1 milhão de gramas de solução.

$$1,0 \text{ ppm} = \frac{1,0 \text{ g de soluto}}{10^6 \text{ g da solução}}$$

Veja, na tabela a seguir, algumas unidades de concentração que equivalem à relação 1 ppm.

Em massa por massa			
$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ t}}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ kg}}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \mu\text{g}}{1 \text{ g}}$	
Em volume por volume			
$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ m}^3}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ m}^3}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \mu\text{L}}{1 \text{ L}}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mL}}{1\,000 \text{ L}}$
Em massa por volume			
$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mL}}{1\,000 \text{ L}}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ L}}$	$1 \text{ ppm} = \frac{1 \mu\text{g}}{1 \text{ mL}}$	

### Observação

A mesma análise é válida para partes por bilhão (ppb): indica quantas partes do soluto existem em um bilhão de partes do sistema.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

3. De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que  $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mg}$  de mercúrio (Hg) por grama de água. Como essa quantidade máxima permitida de Hg pode ser expressa em ppm?

#### Resolução

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{10^6 \text{ mg de solvente}} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

$$\text{ppm} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mg de soluto}}{1 \cdot 10^{-3} \text{ kg de solvente}}$$

$$\text{ppm} = 0,5 \text{ ppm}$$

## ROTEIRO DE AULA

## Concentração das soluções

Concentração comum (C)

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Título em massa ( $\mathcal{E}_m$ )% em massa ( $\mathcal{E}_\%$ )

$$\mathcal{E}_m = \frac{m_1}{m} \text{ ou } \mathcal{E}_m = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

$$\mathcal{E}_\% = \frac{m_1}{m} \cdot 100$$

Título em volume ( $\mathcal{E}_v$ )% em volume ( $\mathcal{E}_\%$ )

$$\mathcal{E}_v = \frac{V_1}{V}$$

$$\mathcal{E}_\% = \frac{V_1}{V} \cdot 100$$

Concentração em parte por milhão (ppm)

$$\text{ppm} = \frac{\text{g de soluto (} m_1 \text{)}}{1\,000\,000 \text{ g da solução (} m \text{)}} \text{ ou } \frac{m_1 \text{ (mg)}}{m \text{ (kg)}}$$

Concentração em quantidade de matéria ( $\mathcal{M}$ )

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \text{ ou } \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Fração molar (X)

$$X_1 = \frac{n_1}{n} \text{ ou } X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad X_2 = \frac{n_2}{n} \text{ ou } X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

## Relação entre expressões de concentração

Concentração comum e molar

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1$$

Concentração comum e título

$$C = 1\,000 \cdot d \cdot \mathcal{E}$$

Outras relações

$$C = 1\,000 \cdot d \cdot \mathcal{E} = \mathcal{M} \cdot M_1$$

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. UEG-GO** – Considere 5 L de uma solução aquosa contendo 146 g de cloreto de sódio que será utilizada como solução de partida para outras de mais baixa concentração. Uma quantidade de 2 mL dessa solução contém uma massa de soluto, em miligramas, de aproximadamente

- a) 2 Conversão de mL para L:  
 b) 29  $2 \text{ mL} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ L}$   
 c) 58  $146 \text{ g} \text{ ————— } 5 \text{ L}$   
 d) 73  $x \text{ ————— } 2 \cdot 10^{-3} \text{ L}$   
 e) 292  $x = 0,0584 \text{ g} \approx 58 \text{ mg}$

**2. UNIFESP** – Um volume de 100 mL de solução aquosa de sulfato de ferro II passou por um processo de evaporação lento e completo, obtendo-se 2,78 g de cristais de  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ .

**Dado:** massa molar de  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} = 278 \text{ g/mol}$

a) A solução aquosa de sulfato de ferro II é condutora de corrente elétrica? Justifique sua resposta

Sim, pois apresenta íons livres ou dispersos em solução.



b) Calcule a quantidade de sal hidratado, em mol, obtido após a evaporação. Determine a concentração inicial de  $\text{FeSO}_4$  na solução, em mol/L, antes da evaporação.

Cálculo da quantidade de sal hidratado em mols:

$$2,78 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}}{278 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}} = 0,01 \text{ mol FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$$

Determinação da concentração inicial de  $\text{FeSO}_4$ :

$$\eta = \frac{n_1}{V} \Rightarrow \eta = \frac{0,01 \text{ mol FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}}{0,1 \text{ L de solução}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

**3. PUCCamp-SP**

C5-H17

Os xaropes são soluções concentradas de açúcar (sacarose). Em uma receita caseira, são utilizados 500 g de açúcar para cada 1,5 L de água. Nesse caso, a concentração mol/L de sacarose nesse xarope é de, aproximadamente,

**Dado:** massa molar da sacarose = 342 g/mol

- a) 2,5 Primeiramente, precisamos saber quantos mols há em 500 g.  
 b) 1,5  
 c) 2,0  $342 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$   
 d) 1,0  $500 \text{ g} \text{ ————— } x$   
 e) 3,0  $x \approx 1,5 \text{ mol}$

Agora, podemos encontrar a concentração de mols por litro.

$$\eta = \frac{n_1}{V} \Rightarrow \eta = \frac{1,5}{1,5}$$

$$\eta = 1,0 \text{ mol/L}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

**4. UERJ** – Para o tratamento de 60 000 L de água de um reservatório, foram adicionados 20 L de solução saturada de sulfato de alumínio, sal que possui as seguintes propriedades:

Massa molar = 342 g · mol<sup>-1</sup>

Solubilidade em água = 900 g · L<sup>-1</sup>

Desprezando a variação de volume, a concentração de sulfato de alumínio no reservatório, em g · L<sup>-1</sup>, corresponde a

- 1 L ——— 900 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 a)  $8,8 \cdot 10^{-4}$   
 b)  $4,4 \cdot 10^{-4}$   $20 \text{ L} \text{ ——— } m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$   
 c)  $1,1 \cdot 10^{-3}$   $m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18 \text{ 000 g}$   
 d)  $2,2 \cdot 10^{-3}$

$$n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m}{M} = \frac{18 \text{ 000 g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 52,63 \text{ mol}$$

$$V = 60 \text{ 000 L}$$

$$\eta_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{n_1}{V} = \frac{52,63 \text{ mol}}{60 \text{ 000 L}}$$

$$\eta_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \approx 8,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

**5. UERJ** – Em análises metalúrgicas, emprega-se uma solução denominada nital, obtida pela solubilização do ácido nítrico em etanol.

Um laboratório de análises metalúrgicas dispõe de uma solução aquosa de ácido nítrico com concentração de 60% m/m, densidade de 1,4 kg/L. O volume de 2,0 mL dessa solução é solubilizado em quantidade de etanol suficiente para obter 100,0 mL de solução nital.

Com base nas informações, a concentração de ácido nítrico, em g · L<sup>-1</sup>, na solução nital é igual a

- a) 10,5 A densidade da solução é 1,4 kg/L, portanto temos:  
 b) 14,0  $1,4 \text{ kg} \text{ ————— } 1 \text{ L}$   
 c) 16,8  $x \text{ ————— } 2 \cdot 10^{-3} \text{ L}$   
 d) 21,5  $x = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 2,8 \text{ g}$

Porém, somente 60% dessa massa é de ácido nítrico, então  $0,6 \cdot 2,8 = 1,68 \text{ g}$  de ácido nítrico. Essa massa de ácido nítrico foi diluída em etanol de forma que resultou em 100 mL de solução, então podemos encontrar quanto de massa de ácido nítrico temos em um litro de solução.

$$1,68 \text{ g} \text{ ————— } 0,1 \text{ L}$$

$$C \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$C = 16,8 \text{ g/L}$$

**6. IFBA** – A solução de hipoclorito de sódio ( $\text{NaOCl}$ ) em água é chamada comercialmente de água sanitária. O rótulo de determinada água sanitária apresentou as seguintes informações:

Solução = 20% m/m
Densidade = 1,10 g/mL

Com base nessas informações, a concentração da solução comercial desse  $\text{NaOCl}$  será

- a) 1,10 mol/L.  $M_1 \cdot \eta = 5 \cdot d$   
 b) 2,00 mol/L.  $\eta = \frac{0,20 \cdot 1 \text{ 100}}{74,5} \Rightarrow \eta = 2,95 \text{ mol/L}$   
 c) 3,00 mol/L.  
 d) 2,95 mol/L.  
 e) 3,50 mol/L.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

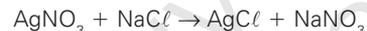
**7. UNESP** – De acordo com o Relatório Anual de 2016 da Qualidade da Água, publicado pela Sabesp, a concentração de cloro na água potável da rede de distribuição deve estar entre 0,2 mg/L, limite mínimo, e 5,0 mg/L, limite máximo.

Considerando que a densidade da água potável seja igual à da água pura, calcula-se que o valor médio desses limites, expresso em partes por milhão, seja

- a) 5,2 ppm.
- b) 18 ppm.
- c) 2,6 ppm.
- d) 26 ppm.
- e) 1,8 ppm.

**8. UFRGS-RS (adaptado)** – A dose adequada de paracetamol para uma criança com febre é de  $12 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1}$ . Sabendo que o paracetamol de uso pediátrico tem concentração de  $200 \text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$  e que 20 gotas perfazem 1 mL, quantas gotas um pediatra receitaria para uma criança que pesa 30 kg?

**9. Espcex-SP/Aman-RJ** – Em análises quantitativas, por meio do conhecimento da concentração de uma das espécies, pode-se determinar a concentração e, por conseguinte, a massa de outra espécie. Um exemplo é o uso do nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) nos ensaios de determinação do teor de íons cloreto, em análises de água mineral. Nesse processo, ocorre uma reação entre os íons prata e os íons cloreto, com consequente precipitação de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) e de outras espécies que podem ser quantificadas. Analogamente, sais que contêm íons cloreto, como o cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), podem ser usados na determinação quantitativa de íons prata em soluções de  $\text{AgNO}_3$ , conforme descreve a equação:



Para reagir estequiometricamente, precipitando na forma de  $\text{AgCl}$  todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{AgNO}_3$  (completamente dissociado), a massa necessária de cloreto de sódio será de

**Dados:** massas atômicas: N = 14 u; O = 16 u; Na = 23 u; Cl = 35,5 u; Ag = 108 u

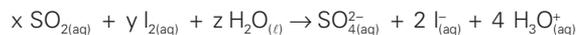
- a) 0,062 g.
- b) 0,117 g.
- c) 0,258 g.
- d) 0,567 g.
- e) 0,644 g.

**10. UERJ** – Em condições ambientes, o cloreto de hidrogênio é uma substância molecular gasosa de fórmula  $\text{HCl}$ . Quando dissolvida em água, ioniza-se e passa a apresentar caráter ácido. Admita uma solução aquosa saturada de  $\text{HCl}$  com concentração percentual mássica de 36,5% e densidade igual a  $1,2 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcule a concentração dessa solução, em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , e nomeie a força intermolecular existente entre o  $\text{HCl}$  e a água.

**Dado:** massa molar do  $\text{HCl}$  = 36,5 g/mol

**11. UNESP** – Considere as seguintes informações.

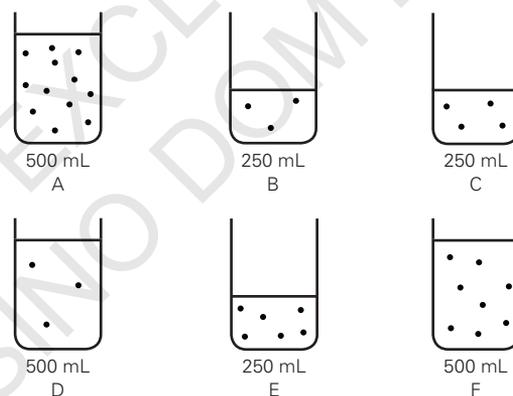
- O dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) é um aditivo utilizado como conservador em diversos tipos de produtos alimentícios industrializados, entre eles os sucos de frutas. De acordo com o Informe Técnico da Anvisa nº 58/2014, o suco de caju integral ou reconstituído pode conter esse aditivo até o limite de 0,02 g/100 mL.
- O teor de dióxido de enxofre presente em uma bebida pode ser determinado por reação com iodo, de acordo com a equação a seguir:



Calcule a concentração máxima permitida de  $\text{SO}_2$ , em mol/L, no suco de caju, dê os valores numéricos dos coeficientes x, y e z da equação apresentada e calcule a quantidade, em mol, de iodo necessária para reagir completamente com um volume de 10 mL de um suco de caju que contenha  $\text{SO}_2$  no limite máximo permitido.

**Dados:** O = 16; S = 32

**12. UEL-PR** – Cada um dos béqueres representados a seguir contém soluções aquosas com partículas de um determinado soluto. O soluto é o mesmo em todos os béqueres.



Com base nos conhecimentos sobre concentração de soluções, responda aos itens a seguir.

- a)** Quais soluções são as mais concentradas? Explique sua resposta.

- b) Quando as soluções B e E são combinadas, a solução resultante tem a mesma concentração da solução contida no béquer A? Explique sua resposta.

**13. IFPE** – Uma forma de tratamento da insuficiência renal é a diálise, que funciona como substituta dos rins, eliminando as substâncias tóxicas e o excesso de água do organismo. Há duas modalidades de diálise: a hemodiálise e a diálise peritoneal. Na diálise peritoneal, um cateter é colocado no abdome do paciente, através do qual é introduzida uma solução polieletrólítica. Uma determinada solução para diálise peritoneal apresenta, em cada 100 mL de volume, 4,5 g de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) e 0,585 g de cloreto de sódio (NaCl).

**Dados:** massa molar (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5

Assinale a alternativa com as concentrações em mol/L da glicose e do cloreto de sódio, respectivamente, na solução para diálise peritoneal anteriormente descrita.

- a) 0,25 e 0,10  
b) 0,50 e 0,10  
c) 0,50 e 0,20  
d) 0,25 e 0,20  
e) 0,20 e 0,50

**14. UPE** – De acordo com um comunicado emitido pela Academia Americana de Pediatria, em 2015, não existem problemas na higienização dos dentes dos bebês e das crianças com cremes dentais que contêm flúor em sua composição. No entanto, esses produtos devem apresentar uma concentração de flúor entre 0,054 e 0,13 (título em massa), para se obter uma proteção adequada contra as cáries.

Foram realizados testes de qualidade relativos à presença do flúor nos seguintes cremes dentais recomendados para bebês e crianças:

Creme dental	Concentração de flúor (ppm)
I	500
II	750
III	1 000
IV	1 350
V	1 800

Passaram, no teste de qualidade, apenas os cremes dentais

- a) I e II. d) III, IV e V.  
b) III e IV. e) II, III e IV.  
c) II e III.

**15. UERJ** – Na análise de uma amostra da água de um reservatório, verificou-se a presença de dois contaminantes, nas seguintes concentrações:

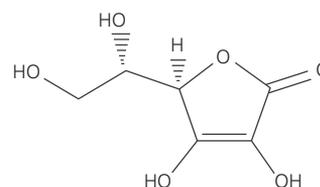
Contaminante	Concentração (mg/L)
Benzeno	0,39
Metanal	0,40

Em análises químicas o carbono orgânico total é uma grandeza que expressa a concentração de carbono de origem orgânica em uma amostra.

Assim, com base nos dados da tabela, a concentração de carbono orgânico total na amostra de água examinada, em mg/L, é igual a

- a) 0,16  
b) 0,35  
c) 0,52  
d) 0,72

**16. UFTM-MG** – A fórmula representa a estrutura da vitamina C.



Nas farmácias, a comercialização da vitamina C é feita principalmente na forma de comprimidos efervescentes, contendo cada um 1 g dessa vitamina.

**Dado:** massa molar aproximada =  $1,8 \cdot 10^2$  g/mol

- a) Escreva a fórmula molecular da vitamina C.

b) Quando um comprimido efervescente é acrescentado a 200 mL de água, ocorre a efervescência e, ao final dela, resta uma solução aquosa. Calcule a concentração em mol/L de vitamina C nessa solução.

17. **IFPE** – O permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) é uma substância vendida nas farmácias, sendo utilizado como antisséptico que possui ação antibacteriana em feridas, o que facilita a cicatrização das mesmas. Ele é encontrado

no mercado na forma de comprimidos de 100 mg, e seu modo de preparo é o seguinte: para cada 25 mg do permanganato, completa-se com água para 1 litro de solução, nesse caso, a concentração é de 25 mg/L. Admita que um médico recomende para um indivíduo preparar uma solução de permanganato de potássio para utilizar em seus ferimentos e, na hora da preparação, em vez de o paciente colocar um comprimido e completar com água para 4 litros de solução, acabe adicionando três comprimidos de permanganato de potássio, de 100 mg cada um, e completando com água para 4 litros de solução. Admitindo que, para ajustar a concentração da solução de permanganato de potássio, deve-se acrescentar água, assinale a única alternativa que indica corretamente o volume de água, em litros, que deve ser acrescentado à solução já preparada para chegar à concentração correta, ou seja, 25 mg/L.

- 5
- 14
- 10
- 8
- 3

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. Enem

C5-H17

A toxicidade de algumas substâncias é normalmente representada por um índice conhecido como  $\text{DL}_{50}$  (dose letal mediana). Ele representa a dosagem aplicada a uma população de seres vivos que mata 50% desses indivíduos e é normalmente medido utilizando-se ratos como cobaias. Esse índice é muito importante para os seres humanos, pois, ao se extrapolar os dados obtidos com o uso de cobaias, pode-se determinar o nível tolerável de contaminação de alimentos, para que possam ser consumidos de forma segura pelas pessoas.

O quadro apresenta três pesticidas e suas toxicidades. A unidade mg/kg indica a massa da substância ingerida pela massa da cobaia.

Pesticidas	$\text{DL}_{50}$ (mg/kg)
Diazinon	70
Malation	1 000
Atrazina	3 100

Sessenta ratos, com massa de 200 g cada um, foram divididos em três grupos de vinte. Três amostras de ração contaminadas, cada uma delas com um dos pesticidas indicados no quadro, na concentração de 3 mg por grama de ração, foram administradas para cada grupo de cobaias. Cada rato consumiu 100 g de ração.

Qual(is) grupo(s) terá(ão) uma mortalidade mínima de dez ratos?

- O grupo que se contaminou somente com atrazina.
- O grupo que se contaminou somente com diazinon.
- Os grupos que se contaminaram com atrazina e malation.
- Os grupos que se contaminaram com diazinon e malation.
- Nenhum dos grupos contaminados com atrazina,

diazinon e malation.

### 19. Enem

C5-H17

A ingestão de vitamina C (ou ácido ascórbico; massa molar igual a 176 g/mol) é recomendada para evitar o escorbuto, além de contribuir para a saúde de dentes e gengivas e auxiliar na absorção de ferro pelo organismo. Uma das formas de ingerir ácido ascórbico é por meio dos comprimidos efervescentes, os quais contêm cerca de 0,006 mol de ácido ascórbico por comprimido. Outra possibilidade é o suco de laranja, que contém cerca de 0,07 g de ácido ascórbico para cada 200 mL de suco.

O número de litros de suco de laranja que corresponde à quantidade de ácido ascórbico presente em um comprimido efervescente é mais próximo de

- 0,0002
- 0,03
- 0,3
- 1
- 3

### 20. IFBA

C5-H17

Problemas e suspeitas vêm abalando o mercado do leite longa-vida há alguns anos. Adulterações com formol, álcool etílico, água oxigenada e até soda cáustica no passado não saem da cabeça do consumidor precavido. Supondo que a concentração do contaminante formol ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) no leite "longa-vida integral" é cerca de 3,0 g por 100 mL do leite, qual será a concentração em mol de formol por litro de leite?

- 100,0 mol/L
- 10,0 mol/L
- 5,0 mol/L
- 3,0 mol/L
- 1,0 mol/L

# DILUIÇÃO

# 35



DZMITRY MALYUSKI/SHUTTERSTOCK

Diluição de um suco pela água.

Quando acrescentamos água à polpa de frutas para fazer suco, realizamos um procedimento denominado diluição.

## Diluição de soluções

Não confunda dissolver com diluir!

Ao se misturar o pó de um refresco em água e mexer bem, o pó é dissolvido no solvente água.

Ao se acrescentar mais solvente à solução para diminuir a concentração, ocorre uma **diluição**.

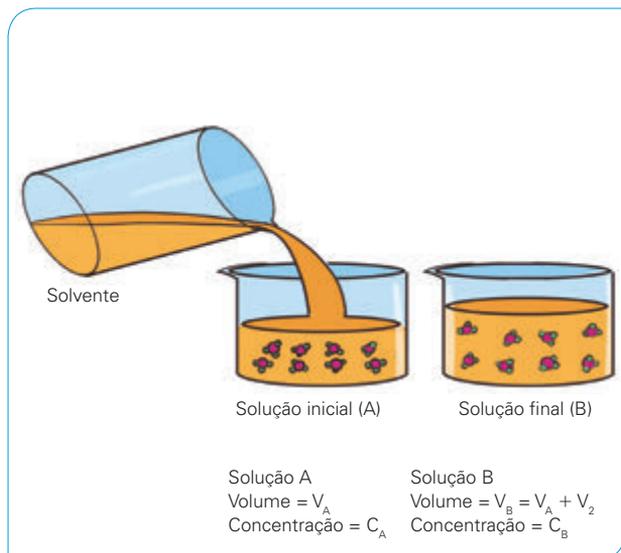
Diluir uma solução consiste em adicionar solvente puro, provocando uma alteração de volume e alterando a proporção entre soluto/solvente. Consequentemente, a concentração da solução também é afetada.

Considere o esquema a seguir, em que há uma concentração inicial A e, após a adição de solvente, passa a haver uma concentração B, menos concentrada que a anterior.

- Diluição de soluções
- Estudo da quantidade de soluto após a diluição
- Relação entre a concentração e o volume, após a adição de solvente

### HABILIDADES

- Contrapor dissolução e diluição.
- Entender o que significa diluir uma solução.
- Perceber que, nos processos de diluição, a quantidade de soluto permanece a mesma.
- Explicar o que acontece com a concentração de uma solução quando ela é diluída.
- Deduzir expressões que relacionem a concentração antes e depois da diluição e utilizá-las em cálculos.



Perceba que as duas soluções, concentrada A e diluída B, possuem o mesmo número de moléculas, ou seja, como apenas foi adicionado solvente, a **quantidade de soluto não foi alterada**, portanto:

$$m_A = m_B \text{ ou } m = m'$$

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \text{ ou } C \cdot V = C' \cdot V'$$

Utilizando o título, temos:

$$\mathcal{C} = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \mathcal{C} \cdot m$$

$$\mathcal{C}' = \frac{m'_1}{m'} \Rightarrow m'_1 = \mathcal{C}' \cdot m'$$

$$\mathcal{C} \cdot m = \mathcal{C}' \cdot m'$$

Usando a concentração em quantidade de matéria, temos:

$$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \mathcal{M} \cdot V$$

$$\mathcal{M}' = \frac{n'_1}{V'} \Rightarrow n'_1 = \mathcal{M}' \cdot V'$$

$$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V'$$

### Atenção!

O aumento da concentração de uma solução pode ocorrer de duas maneiras distintas: pela retirada de solvente, por meio da evaporação, e pela adição do soluto. As fórmulas utilizadas são as mesmas apresentadas anteriormente; a única diferença é que, em vez de aumentar o volume final, ele deve ser diminuído.

$$V' = V - V_2$$

$V'$  = volume da solução após a evaporação

$V$  = volume da solução inicial

$V_2$  = volume do solvente evaporado

## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. Qual é o volume de água que devemos adicionar a 350 mL de uma solução de  $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{NaCl}$ , a fim de obtermos uma solução final com concentração, em quantidade de matéria, igual a  $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ?

### Resolução

Cálculo do volume da solução B:

$$m_{L_A} \cdot V_A = m_{L_B} \cdot V_B$$

$$2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 350 \text{ mL} = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot V_B$$

$$V_B = 875 \text{ mL}$$

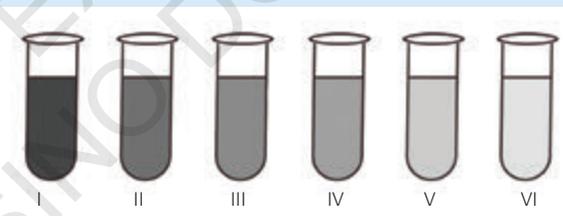
Cálculo do volume de água a ser adicionado:

$$V_A = V_B + V_{H_2O}$$

$$875 \text{ mL} = 350 \text{ mL} + V_{H_2O}$$

$$V_{H_2O} = 625 \text{ mL}$$

2. PUC-RS – O esquema a seguir representa um conjunto de soluções de sulfato de cobre. As soluções foram conseguidas ao se diluir com água, sucessivamente, 5 mL da solução anterior para obter 10 mL da nova solução.



Diminuindo-se a concentração da solução I em dez vezes, por diluição, a solução resultante terá concentração intermediária às soluções da alternativa

- a) I e II.  
b) II e III.  
c) III e IV.  
**d) IV e V.**  
e) V e VI.

### Resolução

Entre IV e V:

$$m_1 \cdot V_1 = m_2 \cdot V_2$$

$$m_1 \cdot 5 = m_2 \cdot 10$$

$$\frac{m_2}{m_1} = 0,5 \therefore \frac{m_3}{m_1} = 0,25; \frac{m_4}{m_1} = 0,125;$$

$$\frac{m_5}{m_1} = 0,0625; \frac{m_6}{m_1} = 0,03125$$

Diluir I dez vezes:

$$m_1 \cdot V_1 = \frac{m_i}{10} \cdot V_f \Rightarrow m_i = 0,1 \cdot m_1$$

$\therefore$  entre IV e V.

## ROTEIRO DE AULA

DILUIÇÃO DE  
SOLUÇÕES

É a adição de solvente à  
solução.

Relações  
matemáticas

Concentração  
comum

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Concentração  
em mol/L

$$m_1 \cdot V_1 = m_2 \cdot V_2$$

Título

$$t_1 \cdot V_1 = t_2 \cdot V_2$$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. UFRGS-RS** – O soro fisiológico é uma solução aquosa 0,9% em massa de NaCl. Um laboratorista preparou uma solução contendo 3,6 g de NaCl em 20 mL de água.

Qual volume aproximado de água será necessário adicionar para que a concentração corresponda à do soro fisiológico?

- a) 20 mL    d) 400 mL  
b) 180 mL     e) 1 000 mL  
c) 380 mL

$$\begin{aligned} 0,9 \text{ g de NaCl} &\text{ — } 100 \text{ mL de água} \\ 3,6 \text{ g de NaCl} &\text{ — } (20 \text{ mL} + V) \end{aligned}$$

$$20 \text{ mL} + V = \frac{3,6 \text{ g} \cdot 100 \text{ mL}}{0,9 \text{ g}}$$

$$V = 400 \text{ mL} - 20 \text{ mL}$$

$$V = 380 \text{ mL}$$

**2. Espcex-SP/Aman-RJ** – Em uma aula prática de química 1A, o professor forneceu a um grupo de alunos 100 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração  $1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Em seguida, solicitou que os alunos realizassem um procedimento de diluição e transformassem essa solução inicial em uma solução final de concentração  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Para obtenção da concentração final nessa diluição, o volume de água destilada que deve ser adicionado é de

- a) 2 400 mL.    d) 700 mL.  
b) 2 000 mL.     e) 200 mL.  
c) 1 200 mL.

Diluição:

$$m_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = m_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$m_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = m_{\text{final}} \cdot (V_{\text{água}} + V_{\text{inicial}})$$

$$1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 100 \text{ mL} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (V_{\text{água}} + 100 \text{ mL})$$

$$(V_{\text{água}} + 100 \text{ mL}) = \frac{1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 100 \text{ mL}}{0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$V_{\text{água}} = 2 500 \text{ mL} - 100 \text{ mL}$$

$$V_{\text{água}} = 2 400 \text{ mL}$$

**3. CPS-SP**

C7-H25

Leia o texto, que brinca com dois conceitos químicos, para responder à questão a seguir.

– Por que tomar água no meio da aula prejudica o aprendizado?

Resposta: Porque ela diminui a concentração.

– Um nêutron entra num bar e pergunta: — Qual o valor da bebida?

O garçom responde: — Pra você? É zero!

A ideia química 1A, no primeiro exemplo, refere-se ao conceito de

- a) diluição.  
b) dissolução.  
c) evaporação.  
d) destilação fracionada.  
e) separação de misturas.

A ideia química 1A, no primeiro exemplo, se refere ao conceito de diluição, ou seja, acrescentar solvente à mistura homogênea (“tomar água”).

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química 1A para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

**4. EBMS-BA** – O plasma sanguíneo apresenta uma pressão osmótica bem definida e igual à de líquidos presentes no interior de uma célula, que, em meio isotônico, não corre o risco de murchar ou de estourar.

A embalagem de uma solução aquosa de cloreto de sódio, concentração 30 mg/mL, utilizada como descongestionante nasal, informa que a solução é hipertônica e não deve ser usada em inaloterapia. Outra solução aquosa de cloreto de sódio, o soro fisiológico, de concentração 0,9% equivalente à massa do soluto, em gramas, em 100 mL de solução, entretanto, é isotônica ao plasma sanguíneo.

Considerando essa informação e seus conhecimentos sobre soluções, determine o volume de água destilada que deve ser adicionado a 60 mL da solução de descongestionante nasal para torná-la de mesma concentração do soro fisiológico, justificando sua resposta.

$$C_1 = 30 \text{ mg/mL} = 30 \cdot \frac{100 \text{ mg}}{100 \text{ mL}} = \frac{3 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \text{ (solução aquosa de cloreto$$

de sódio);

$$V_1 = 60 \text{ mL}$$

$$C_2 = 0,9\% = \frac{0,9 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \text{ (soro fisiológico);}$$

$$V_2 = 60 \text{ mL} + V_{\text{água destilada}}$$

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V} \Rightarrow m_{\text{soluto}} = C \cdot V$$

$$m_{\text{NaCl na solução}} = m_{\text{NaCl no soro}}$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_{2(\text{diluição})}$$

$$\frac{3 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot 60 \text{ mL} = \frac{0,9 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot (60 \text{ mL} + V_{\text{água destilada}})$$

$$V_{\text{água destilada}} = \frac{3 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot 60 \text{ mL} \cdot \frac{100 \text{ mL}}{0,9 \text{ g}} + 60 \text{ mL}$$

$$V_{\text{água destilada}} = 140 \text{ mL}$$

**5. Unigranrio-RJ** – O estudo da concentração de soluções aquosas faz-se necessário em muitos ramos da indústria química 1A onde há necessidade de quantidades

exatas de componentes químicos reacionais. Entre os ramos da indústria química 1A que utilizam conhecimentos de concentrações, podem ser citados o de tratamento de água e efluentes e a indústria cosmética. Um volume de 50,0 mL de uma solução de  $\text{MgCl}_2$  a 2,0 mol/L é diluído até 1 litro de volume final. Sabendo que soluções diluídas de  $\text{MgCl}_2$  são totalmente solúveis e dissociáveis, podemos afirmar que a concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução após a diluição será de

- a) 0,1  
**b) 0,2**  
 c) 1,0  
 d) 2,0  
 e) 4,0

$$m = 2,0 \text{ mol/L}; V_{\text{inicial}} = 50 \text{ mL}; V_{\text{final}} = 1 \text{ 000 mL}$$

$$m_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = m_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$2,0 \text{ mol/L} \cdot 50 \text{ mL} = m_{\text{final}} \cdot 1 \text{ 000 mL}$$

$$m_{\text{final}} = \frac{2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 50 \text{ mL}}{1 \text{ 000 mL}}$$

$$m_{\text{final}} = 0,1 \text{ mol/L}$$



$$m_{\text{Cl}^-} = 0,2 \text{ mol/L}$$

**6. UEPG-PR** – Analisando as cinco soluções de NaCl apresentadas na tabela a seguir, assinale o que for correto.

Solução	Volume da amostra (mL)	Massa de NaCl (g)
1	200	5
2	500	20
3	500	100
4	1 000	100
5	1 000	200

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. SLMANDIC-SP** – Um farmacêutico precisa preparar uma receita, com 15 mL de um colírio, contendo 2% de um ingrediente ativo. Entretanto, ele tem, em seu estoque, apenas soluções a 10% e a 1% desse ingrediente. Calcule a quantidade aproximada de cada tipo dessas soluções que ele deverá utilizar para preparar a receita.

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

- 01)** A solução 1 é a mais concentrada.  
**02)** A solução 2 é a menos concentrada.  
**04)** A solução 3 corresponde à metade da concentração da solução 4.  
**08)** A solução 3 possui a mesma concentração que a solução 5.  
**16)** Ao acrescentar 1 000 mL à solução 4, tem-se a mesma concentração da solução.

Dê a soma dos itens corretos.

$$11 \text{ (01 + 02 + 08)}$$

Cálculos de concentração:

$$\text{Solução 1: } \frac{m}{V} = \frac{50}{0,2} = 250 \text{ g/L}$$

$$\text{Solução 2: } \frac{20}{0,5} = 40 \text{ g/L}$$

$$\text{Solução 3} = \frac{100}{0,5} = 200 \text{ g/L}$$

$$\text{Solução 4} = \frac{100}{1} = 100 \text{ g/L}$$

$$\text{Solução 5} = \frac{200}{1} = 200 \text{ g/L}$$

**01)** Correto. Pelos cálculos anteriores, a solução 1 apresenta a maior concentração dentre as cinco.

**02)** Correto. Pelos cálculos mostrados anteriormente, a solução 2 apresenta a menor concentração dentre as cinco.

**04)** Incorreto. A solução 3 corresponde ao dobro da concentração da solução 4.

**08)** Correto. As soluções 3 e 5 apresentam a mesma concentração de 200 g/L.

**16)** Incorreto. Ao acrescentar 1 000 mL à solução 4, temos  $\frac{100}{2} = 50 \text{ g/L}$ , ou seja, diferente da concentração da solução 2, que é de 40 g/L.

---



---



---



---



---



---



---

**8. IMED-RS** – Considere um frasco de 1 000 mL completamente cheio, contendo uma solução aquosa 0,5 mol/L de  $\text{CuSO}_4$ . A respeito dessa solução, assinale a alternativa correta.

- a)** Para obtermos uma solução 1 mol/L de  $\text{CuSO}_4$ , a partir da solução 0,5 mol/L, basta diluir a solução estoque duas vezes.  
**b)** A cada 1 000 mL de solução, encontramos 0,5 g de  $\text{CuSO}_4$ .  
**c)** O sulfato de cobre é um ácido de Arrhenius.

- d) O frasco contém 0,5 mol de  $\text{CuSO}_4$  por litro de solução.  
e) Uma vez que a concentração molar dessa solução de  $\text{CuSO}_4$  é 0,5 mol/L, sua concentração comum,  $C$ , é 0,5 mol/L.

- 9. UDESC** – Para limpeza de superfícies como concreto, tijolo, dentre outras, geralmente é utilizado um produto com nome comercial de “ácido muriático”. A substância ativa desse produto é o ácido clorídrico (HCl), um ácido inorgânico forte, corrosivo e tóxico. O volume de HCl, em mililitros, que deve ser utilizado para preparar 50 mL de HCl 3 mol/L, a partir da solução concentrada com densidade de 1,18 g/cm<sup>3</sup> e 37% (m/m) é, aproximadamente,
- a) 150 mL.                                  d) 8,7 mL.  
b) 12,5 mL.                                e) 87 mL.  
c) 125 mL.

- 10. UEG-GO** – Uma solução estoque de hidróxido de sódio foi preparada pela dissolução de 4 g do soluto em água, obtendo-se, ao final, 100 mL de solução. Posteriormente, determinado volume foi diluído para 250 mL, obtendo-se uma nova solução de concentração igual a 0,15 mol/L.

O volume diluído, em mL, da solução estoque é de aproximadamente

- a) 26    c) 50  
b) 37    d) 75

### 11. Fatec-SP

**Experiência – Escrever uma mensagem secreta no laboratório**

**Materiais e reagentes necessários**

- Folha de papel;
- Pincel fino;
- Difusor;
- Solução de fenolftaleína;
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L ou solução saturada de hidróxido de cálcio.

**Procedimento experimental**

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel. A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife na folha de papel uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

**Explicação**

A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

Disponível em: <<http://tinyurl.com/o2vav8v>>.

Acesso em: 31 ago. 2015. Adaptado.

Um aluno da Fatec foi ao laboratório de química 1A para realizar esse experimento. Lá, ele encontrou apenas uma solução aquosa de NaOH de concentração 0,5 mol/L. Para realizar a experiência na concentração descrita no texto, pela solução que ele encontrou, deverá realizar uma

- a) diluição com água.  
b) evaporação de água.  
c) dissolução de NaOH sólido.

- d) titulação de precipitação de NaOH.  
e) mistura com uma solução de NaCl.

- 12. UFJF-MG (adaptado)** – É comum a adição de metabisulfito de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) como substância conservante em vinhos. Essa prática é amparada pela legislação e tem procedimentos regulamentados. Um dos problemas com esse procedimento é que a decomposição desse conservante gera  $\text{SO}_2$ , que pode causar reações adversas nos consumidores. A concentração máxima permitida para o  $\text{SO}_2$  em vinhos é de 260 ppm. Se, para reagir completamente com 5 mL de uma amostra de vinho, forem utilizados 13,5 mL de uma solução 0,001 mol/L de iodo, calcule a concentração de  $\text{SO}_2$  no vinho. Esse vinho tem concentração de  $\text{SO}_2$  dentro do limite imposto pela legislação? Justifique sua resposta.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

- 13. UEPG-PR** – Uma solução aquosa de HCl tem densidade igual a 1,20 g/mL e contém 40% em massa de HCl. Com relação a essa solução, assinale o que for correto.

**Dados:** massas molares: H = 1 g/mol; Cl = 35,5 g/mol

- 01)** O volume dessa solução que contém 24 g de HCl é de 50 mL.  
**02)** Uma solução aquosa de HCl, de concentração 40% em massa, significa que esta consiste de 40 g de HCl e 60 g de água.  
**04)** A massa de água em gramas existente em 1,0 L de solução do ácido na concentração de 40% em massa é de 720 g.  
**08)** Sabendo-se que 1,0 mol do HCl corresponde a 36,5 g, a molaridade da solução de HCl 40% em massa é de, aproximadamente, 13,1 mol/L.  
**16)** Transferindo 100 mL dessa solução para um balão volumétrico de 500 mL e completando-se o volume com água, obtém-se uma solução 2,62 mol/L.

Dê a soma dos itens corretos.

---

---

---

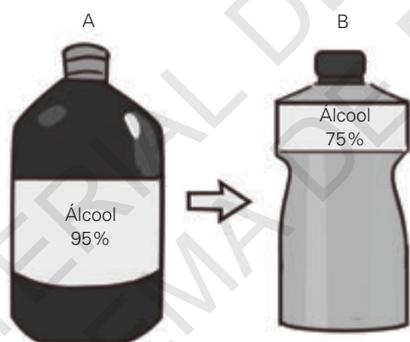
---

---

**14. Cefet-MG** – Um técnico de laboratório necessita preparar 500 mL de uma solução de  $\text{HNO}_3$  que tenha a concentração igual a 0,5 mol/L. No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a 1,5 g/mL. O volume aproximado, da solução concentrada, que o técnico deve medir, em mL, para preparar a solução de ácido nítrico, é

- a) 7                                  c) 17                                  e) 67  
b) 11                                  d) 25

**15. IFSul-RS (adaptado)** – Em um laboratório, tem-se o álcool A e deseja-se preparar 1 000 mL do álcool B, ambos mostrados na figura a seguir.



Qual volume de água (em mL) deve ser adicionado à quantidade de álcool retirada do frasco A para atingir esse objetivo?

**16. Cesgranrio-RJ** – Erros de medicação têm sido apontados como a causa de cerca de 8 mil mortes por ano no Brasil. Um exemplo dessa situação está apontado no fragmento de notícia a seguir.

Uma mulher morreu depois de ficar dez dias internada para tratar de uma pneumonia num hospital da zona oeste de São Paulo. Segundo familiares, a paciente de 28 anos teria recebido direto na veia uma medicação que deveria ser diluída em soro. Depois de uma parada respiratória, ela ficou na UTI (Unidade de Tratamento Intensivo) e morreu após voltar para o quarto, 24 horas depois.

Disponível em: <<http://noticias.r7.com/sao-paulo/noticias/apos-morte-de-paciente-familia-acusa-hospital-de-aplicar--medicao-errada-20110905.html>>. Acesso em: 5 out. 2012.

Segundo a família, a diluição do medicamento poderia ter evitado a morte da paciente. Assim, deveria ter sido realizada a

- a) adição de um soluto sólido a um solvente líquido.  
b) adição de mais solvente a uma solução, diminuindo a concentração do soluto.  
c) adição de um reagente-padrão a uma solução de análise até que a reação entre os dois se completasse.  
d) separação de dois componentes de uma mistura heterogênea pela diferença de densidade.  
e) separação de uma mistura heterogênea composta por uma fase sólida e uma fase fluida através da passagem por um material poroso semipermeável.

**17. Enem** – O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96% em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70% em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1 000 litros de álcool comercial a 96% em volume e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante. Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de

- a) 1 042 L.                                  d) 1 632 L.  
b) 1 371 L.                                  e) 1 700 L.  
c) 1 428 L.

## ESTUDO PARA O ENEM

**18. UDESC**                                  C7-H25

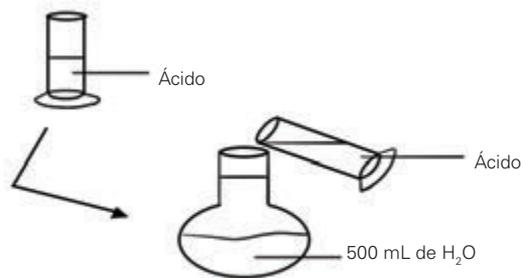
Assinale a alternativa que corresponde ao volume de solução aquosa de sulfato de sódio, a 0,35 mol/L, que deve ser diluída por adição de água, para se obter um volume de 650 mL de solução a 0,21 mol/L.

- a) 500 mL  
b) 136 mL  
c) 227 mL  
d) 600 mL  
e) 390 mL

## 19. Unimontes-MG

C7-H25

Em um laboratório, o seguinte procedimento foi realizado, conforme mostrado no esquema a seguir.



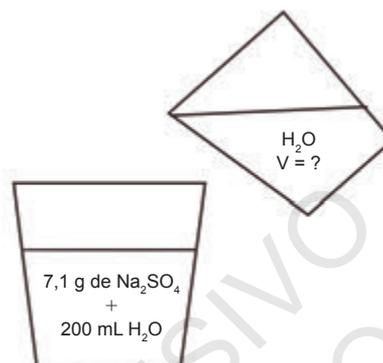
20 mL de ácido clorídrico a 36,5% de massa por volume, presentes em uma proveta, foram adicionados a um balão volumétrico de 1 litro, e completou-se o volume com água. Em relação a esse procedimento, é correto afirmar que

- a) a condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico.
- b) a concentração molar do ácido clorídrico no balão é 0,1 mol/L.
- c) o número de mols de íons cloreto é maior na solução da proveta.
- d) as concentrações das soluções da proveta e do balão são iguais.

## 20. UFRGS-RS

C7-H25

Um estudante realizou uma diluição, conforme mostrado na figura a seguir.



Supondo-se que a densidade da água, bem como da solução inicial, seja de 1,0 g/mL, qual será o volume de água a ser adicionado para que a solução passe a ter concentração de 0,2 mol/L?

- a) 25 mL
- b) 50 mL
- c) 100 mL
- d) 200 mL
- e) 250 mL

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DEUSO BOSCO

# MISTURAS DE SOLUÇÕES

36

GENNADY/SHUTTERSTOCK



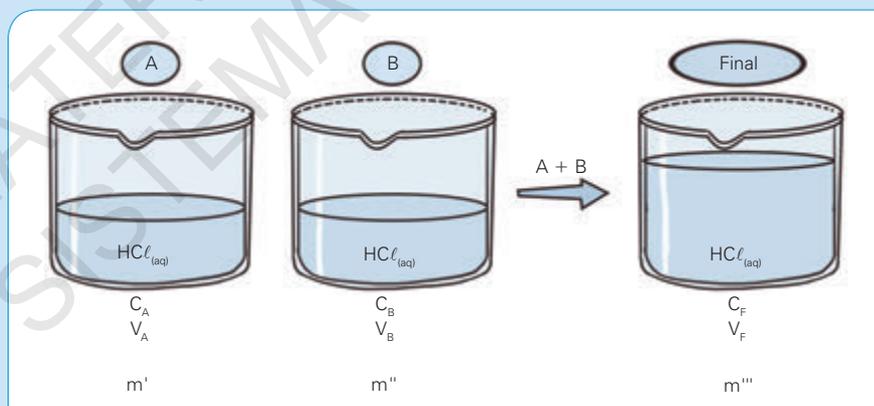
Uma xícara de café com leite.

Algumas pessoas gostam de tomar uma xícara de café preto de manhã, enquanto outras preferem acrescentar um pouco de leite ao café, por achá-lo forte demais. Esse ato de misturar uma solução (o leite) em outra (o café), na química, é chamado de **mistura**. As misturas de soluções podem ser de mesmo soluto ou de solutos diferentes, com ou sem reação química, assunto que estudaremos neste módulo.

## Mistura de soluções de mesmo soluto

Em diversas situações, é comum fazer-se a mistura de soluções de mesmo soluto e mesmo solvente, seja para aproveitar o material, seja para conseguir uma concentração distinta das iniciais.

Consideremos o esquema a seguir.



Para a solução A:

$$C_A = \frac{m'_1}{V_A}$$

Para a solução B:

$$C_B = \frac{m''_1}{V_B}$$

- Misturas de soluções de mesmo soluto
- Misturas de soluções de solutos diferentes e sem reação química
- Misturas de soluções com solutos diferentes e com reação química

### HABILIDADES

- Trabalhar com os diferentes tipos de mistura de soluções.
- Trabalhar com reações químicas.
- Trabalhar com estequiometria de reações.

Como estão sendo misturadas duas soluções de um mesmo soluto, tem-se que:

$$m''' = m'_1 + m''_1 \text{ ou } C_F \cdot V_F = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$$

Utilizando o título, o raciocínio é o mesmo:

$$\mathcal{C}_F \cdot m''' = \mathcal{C}_A \cdot m' + \mathcal{C}_B \cdot m''$$

E, finalmente, a concentração, em quantidade de matéria, é:

$$M_F \cdot V_F = M_A \cdot V_A + M_B \cdot V_B$$

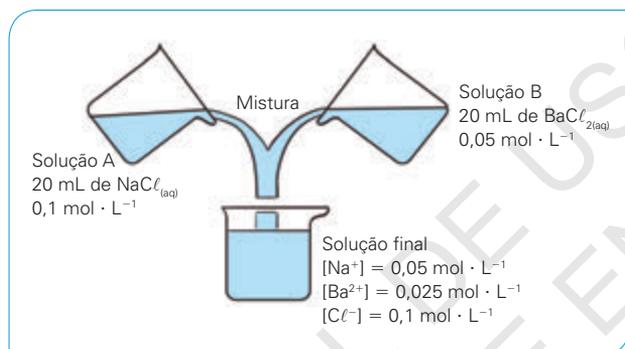
Importante lembrar que:

$$V_F = V_A + V_B \text{ e } m''' = m'_1 + m''_1$$

## Mistura de soluções de solutos diferentes sem reação química

Quando misturamos duas ou mais soluções de solutos diferentes, sem que ocorra reação, cada soluto aparece inalterado na solução final, estando apenas dissolvido em um volume maior que o inicial.

O esquema a seguir representa uma mistura de duas soluções de diferentes solutos em que não ocorre reação química.



### EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. Misturam-se 100 mL de solução aquosa 0,20 mol/L de cloreto de sódio com 600 mL de solução aquosa 0,30 mol/L de cloreto de cálcio. Quais são as concentrações, em mol/L, dos íons na solução final?

#### Resolução

$$0,20 \text{ mol de NaCl} \xrightarrow{\quad} 1,0 \text{ L de solução}$$

$$x \xrightarrow{\quad} 0,1 \text{ L}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de NaCl}$$

A dissociação desse sal fornece 0,02 mol de íons  $\text{Na}^+$  e 0,02 mol de íons  $\text{Cl}^-$ .

$$0,30 \text{ mol de CaCl}_2 \xrightarrow{\quad} 1 \text{ L de solução}$$

$$y \xrightarrow{\quad} 0,6 \text{ L}$$

$$y = 0,18 \text{ mol de CaCl}_2$$

A dissociação desse sal fornece 0,18 mol de íons  $\text{Ca}^{2+}$  e 0,36 mol de íons  $\text{Cl}^-$ .

O volume final é: 100 mL + 600 mL = 700 mL ou 0,7 L.

Perceba que não há reação entre os participantes das soluções. Calculam-se, então, as concentrações, em quantidade de matéria iônica, nesse volume, para os íons:

$$0,02 \text{ mol de Na}^+ \xrightarrow{\quad} 0,7 \text{ L de solução}$$

$$n_1 \xrightarrow{\quad} 1,0 \text{ L}$$

$$n_1 = 0,028 \text{ mol (em 1,0 L de solução) } \therefore$$

$$\therefore [\text{Na}^+] = 0,028 \text{ mol/L}$$

$$0,18 \text{ mol de Ca}^{2+} \xrightarrow{\quad} 0,7 \text{ L de solução}$$

$$n_2 \xrightarrow{\quad} 1,0 \text{ L}$$

$$n_2 = 0,25 \text{ mol (em 1,0 L de solução) } \therefore$$

$$\therefore [\text{Ca}^{2+}] = 0,25 \text{ mol/L}$$

O total de mols de íons  $\text{Cl}^-$  é:

$$0,028 + 0,25 \approx 0,28 \text{ mol}$$

$$0,28 \text{ mol de Cl}^- \xrightarrow{\quad} 0,7 \text{ L de solução}$$

$$n_3 \xrightarrow{\quad} 1,0 \text{ L}$$

$$n_3 = 0,4 \text{ mol (em 1,0 L de solução) } \therefore$$

$$\therefore [\text{Cl}^-] = 0,4 \text{ mol/L}$$

## Mistura de soluções com reação química

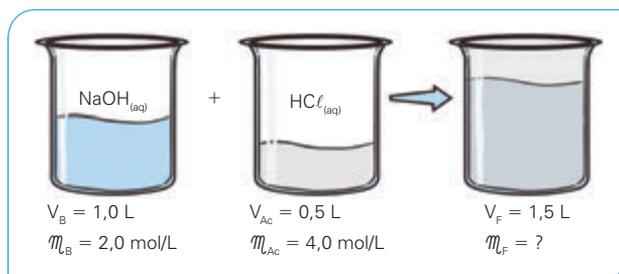
Nessa situação, deve-se utilizar a mesma forma de raciocínio trabalhada nos módulos de estequiometria. Você não se lembra mais de como trabalhar com estequiometria? Não se preocupe! Veja, a seguir, uma breve revisão.

Siga estes passos:

1. escreva a equação química;
2. balanceie a equação química;
3. determine a quantidade, em mols, de cada reagente participante da mistura;
4. faça a proporção, em mols.

#### Exemplo

Misturam-se, para reagir, 1,0 L de solução 2,0 mol/L de NaOH e 0,5 L de solução 4,0 mol/L de  $\text{HCl}$ .

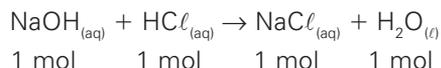


Com base nessas informações, faça o que se pede.

- a) A solução final, após a mistura, será ácida, básica ou neutra?
- b) Calcule a concentração molar da solução final em relação ao sal formado.

**Resolução****1º passo**

Montar a equação envolvida na mistura, balanceá-la e relacionar os coeficientes com quantidades, em mols, de reagentes e produtos.

**2º passo**

Determinar a quantidade, em mols, de cada soluto nas soluções a serem misturadas.

NaOH<sub>(aq)</sub>

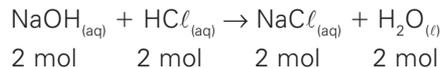
$V_B = 1,0 \text{ L}$   
 $m_B = 2,0 \text{ mol/L}$   
↓  
 $n_B = m_B \cdot V_B$   
 $n_B = 2,0 \text{ mol}$

HCl<sub>(aq)</sub>

$V_{Ac} = 0,5 \text{ L}$   
 $m_{Ac} = 4,0 \text{ mol/L}$   
↓  
 $n_{Ac} = m_{Ac} \cdot V_{Ac}$   
 $n_{Ac} = 2,0 \text{ mol}$

**3º passo**

Verificar se a quantidade de cada reagente (em mols) está na proporção indicada pela equação do problema. Como as quantidades de NaOH e HCl estão na proporção correta, todo o ácido e toda a base reagirão (sem restar excesso), produzindo 2 mols de NaCl, que estarão dissolvidos em 1,5 L de solução (volume da solução final).



Portanto,

- a) a solução resultante será neutra;
- b) a concentração do sal será de 1,33 mol/L, pois teremos 2 mols de cloreto de sódio em 1,5 L de solução.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

# ROTEIRO DE AULA

## MISTURAS DE SOLUÇÕES

Mesmo soluto

Ocorre a união de soluções de concentrações diferentes em que o volume obtido é a soma dos volumes das soluções iniciais.

$$C_F \cdot V_F = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B$$

$$m_F \cdot V_F = m_A \cdot V_A + m_B \cdot V_B$$

$$\rho_F \cdot m_F = \rho_A \cdot m_A + \rho_B \cdot m_B$$

Solutos diferentes com reação química

Ocorre reação química entre os solutos das soluções. É necessário fazer o balanceamento da reação.

Solutos diferentes sem reação

química

Ocorre a diluição das concentrações das soluções formadoras da mistura.

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Sistema Dom Bosco** – 200 mL de solução e 24,0 g/L de hidróxido de sódio são misturados a 1,3 L de solução e a 2,08 g/L do mesmo soluto. A solução obtida é então diluída até um volume final de 2,5 L. Calcule a concentração em g/L da solução, após a diluição.

**Dados:** H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u

Cálculo da massa de NaOH nas soluções:

24 g de NaOH — 1 000 mL de solução  
x — 200 mL de solução

$$x = \frac{200 \cdot 24}{1000}$$

$$x = 4,8 \text{ g de NaOH}$$

2,08 g de NaOH — 1 000 mL de solução  
y — 1 300 mL de solução

$$y = \frac{1300 \cdot 2,08}{1000}$$

$$y = 2,704 \text{ g de NaOH}$$

Na diluição, a massa de NaOH não muda.

Cálculo da concentração em g/L:

(4,8 + 2,704) g de NaOH — 2 500 mL de solução  
z — 1 000 L de solução

$$z = \frac{1000 \cdot 7,504}{2500}$$

$$z = 3 \text{ g de NaOH/L}$$

**2. UEM-PR** – Assinale o que for correto.

- 01)** A força de um ácido está diretamente associada com o número de átomos de hidrogênio em sua molécula. Portanto, o ácido ortofosfórico é mais forte do que o ácido sulfúrico.
- 02)** Quando se faz borbulhar cloro gasoso em uma solução aquosa de NaBr, forma-se cloreto de sódio na solução e há liberação de bromo. Esse é um exemplo de uma reação de deslocamento.
- 04)** A concentração, em quantidade de matéria por massa, de uma solução preparada pela dissolução de 2 gramas de NaOH em 200 mililitros de água é de 0,00025 mol/kg. **Dado:** densidade da água: 1 g/mL.
- 08)** A mistura de 150 mililitros de uma solução aquosa de HCl de concentração 0,1 mol/litro com 350 mililitros de uma solução aquosa de NaOH de concentração 0,2 mol/litro resulta em uma solução de concentração igual a aproximadamente 0,03 mol/litro em NaCl.
- 16)** Uma solução coloidal pode ter sua fase dispersa separada de sua fase de dispersão utilizando-se ultrafiltros.

Dê a soma dos itens corretos.

26 (02 + 08 + 16)

01) Incorreto. A força de um ácido está diretamente associada ao grau de ionização.

02) Correto. Quando se faz borbulhar cloro gasoso em uma solução aquosa de NaBr, forma-se cloreto de sódio na solução e há liberação de bromo. Esse é um exemplo de uma reação de deslocamento:



04) Incorreto. A concentração, em quantidade de matéria por massa, de uma solução preparada pela dissolução de 2 gramas de NaOH em 200 mililitros de água é de 0,25 mol/kg.

$$\rho = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente em kg}}} = \frac{\frac{m_{\text{solute}}}{M_{\text{solute}}}}{m_{\text{solvente em kg}}} = \frac{\frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}}{0,2 \text{ kg}} = 0,25 \text{ mol/kg}$$

08) Correto. A mistura de 150 mililitros de uma solução aquosa de HCl de concentração 0,1 mol/L com 350 mililitros de uma solução aquosa de NaOH de concentração 0,2 mol/L resulta em uma solução de concentração igual a aproximadamente 0,03 mol/L em NaCl.

$$n = \rho \cdot V$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,1 \cdot 0,15 = 0,015 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,2 \cdot 0,35 = 0,07 \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 150 + 350 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$



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

$$\frac{0,015}{\text{Limite}} \quad \text{---} \quad \frac{0,07}{\text{Excesso}} \quad \text{---} \quad 0,015$$

$$\rho_{\text{NaCl}} = \frac{n}{V} = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,03 \text{ mol/L}$$

16) Correto. Uma solução coloidal (partículas entre  $10^{-9}$  m e  $10^{-6}$  m) pode ter sua fase dispersa separada de sua fase de dispersão utilizando-se ultrafiltros.

## 3. PUC-RJ

C7-H25

A um balão volumétrico de 250 mL, foram adicionados 50 mL de solução aquosa de  $\text{KMnO}_4$   $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e 50 mL de solução aquosa de  $\text{NaMnO}_4$   $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . A seguir, adicionou-se água destilada até a marca de referência de 250 mL, seguido da homogeneização da mistura. Levando em conta a dissociação iônica total dos sais no balão, a concentração da espécie iônica permanganato, em quantidade de matéria ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ), é igual a

- a) 0,060  
b) 0,030  
c) 0,090  
d) 0,12  
e) 0,18



50 mL;  $0,2 \text{ mol/L}$

$$n = 0,2 \cdot 0,050 = 0,01 \text{ mol} \therefore \text{Na}^+ = 0,01 \text{ mol e } \text{MnO}_4^- = 0,01 \text{ mol}$$



50 mL;  $0,1 \text{ mol/L}$

$$n = 0,1 \cdot 0,050 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \therefore \text{K}^+ = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol e } \text{MnO}_4^- = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{MnO}_4^-} = \frac{0,01 + 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,66 \text{ mol/L}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

4. Acafe-SC – Para preparar 1,0 L de  $[\text{NaOH}] = 1,0 \text{ mol/L}$ , dispõe-se de dois frascos distintos contendo soluções de NaOH, um na concentração de 7% m/v (frasco A) e outro, 2% m/v (frasco B).

**Dados:** H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; Na = 23 g/mol

Assinale a alternativa que contém os respectivos volumes das soluções A e B que, uma vez misturados, resultarão na mistura desejada.

- a) 200 mL e 800 mL  
b) 500 mL e 500 mL  
c) 350 mL e 650 mL  
d) 400 mL e 600 mL

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{total}} = 40 \text{ g em } 1 \text{ L (ou } 1000 \text{ mL)}$$

Pelo título de A:

$$7 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ mL de A}$$

$$m_{\text{utilizada do frasco A}} \text{ — } V_A$$

$$m_{\text{utilizada do frasco A}} = 0,07 \cdot V_A$$

Pelo título de B:

$$2 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ mL de B}$$

$$m_{\text{utilizada do frasco B}} \text{ — } V_B$$

$$m_{\text{utilizada do frasco B}} = 0,02 \cdot V_B$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,07 \cdot V_A + 0,02 \cdot V_B = 40 \text{ g} \\ V_A + V_B = 1000 \text{ mL} \end{array} \right.$$

$$V_A + V_B = 1000 \text{ mL}$$

$$0,07 \cdot V_A + 0,02 \cdot (1000 - V_A) = 40 \text{ g}$$

$$V_A = 400 \text{ mL}$$

$$V_B = 600 \text{ mL}$$

5. Mackenzie-SP – Foram misturados 100 mL de solução aquosa de cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol/L}$  com 200 mL de solução aquosa de nitrato de prata  $0,2 \text{ mol/L}$ . Considerando que as condições sejam favoráveis à ocorrência da reação, é **incorreto** afirmar que

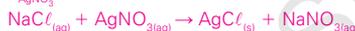
- a) o cloreto formado é insolúvel em meio aquoso.  
b) o cloreto de sódio será totalmente consumido.  
c) haverá excesso de  $0,03 \text{ mol}$  de nitrato de prata.  
d) ocorrerá a precipitação de  $0,01 \text{ mol}$  de cloreto de prata.  
e) a concentração do nitrato de prata na solução final é  $0,03 \text{ mol/L}$ .

Trata-se de 100 mL ( $0,1 \text{ L}$ ) de solução aquosa de cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol/L}$  com 200 mL ( $0,2 \text{ L}$ ) de solução aquosa de nitrato de prata  $0,2 \text{ mol/L}$ .

$$n = m \cdot V$$

$$n_{\text{NaCl}} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,2 \cdot 0,2 = 0,04 \text{ mol}$$

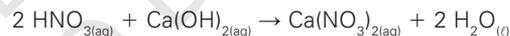


$$0,01 \text{ — } \underbrace{0,04 \text{ mol}}_{0,03 \text{ mol em excesso}}$$

$$V_{\text{final}} = 0,1 + 0,2 = 0,3 \text{ L}$$

$$m_{\text{AgNO}_3 \text{ na solução final}} = \frac{0,03}{0,3} = 0,1 \text{ mol/L}$$

6. Unifimes-GO (adaptado) – Considere que 400 mL de uma solução de  $\text{HNO}_3$   $0,10 \text{ mol/L}$  sejam misturados com 200 mL de  $\text{Ca(OH)}_2$   $0,175 \text{ mol/L}$  a  $25^\circ \text{C}$ , ocasionando a seguinte reação:



Calcule a concentração de  $\text{Ca(NO}_3)_{2,}$  em  $\text{mol/L}$ , na solução final.

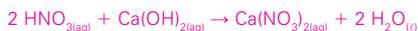
Cálculo da concentração de  $\text{Ca(NO}_3)_{2,}$  em  $\text{mol/L}$ :

$$n_{\text{HNO}_3} = m \cdot V$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,10 \cdot 0,4 = 0,040 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = m \cdot V$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,175 \cdot 0,2 = 0,035 \text{ mol}$$



$$2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,040 \text{ mol} \text{ — } 0,035 \text{ mol}$$

$$1 \cdot 0,040 < 2 \cdot 0,035 \therefore \text{excesso de } \text{Ca(OH)}_2$$



$$2 \text{ mol HNO}_3 \text{ — } 1 \text{ mol Ca(NO}_3)_{2,}$$

$$0,040 \text{ mol HNO}_3 \text{ — } x$$

$$x = 0,020 \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 400 \text{ mL} + 200 \text{ mL} = 600 \text{ mL} = 0,6 \text{ L}$$

$$m_{\text{Ca(NO}_3)_2} = \frac{n}{V} = \frac{0,020 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,033333 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{Ca(NO}_3)_2} \approx 0,033 \text{ mol/L}$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UEM-PR (adaptado)** – Considere duas soluções aquosas A e B. A solução A é preparada dissolvendo-se 0,855 gramas de  $\text{Ba(OH)}_2$  em 100 mililitros de água, e a solução B é preparada dissolvendo-se 0,36 gramas de  $\text{HCl}$  em 100 mililitros de água. Sobre o exposto, assinale o que for correto.

- 01)** A solução A possui concentração molar igual a 0,05 mol/L.  
**02)** A solução B possui concentração molar igual a 0,01 mol/L.  
**04)** Ao se misturarem as soluções A e B, tem-se uma solução de pH ácido.  
**08)** Ao se misturarem as soluções A e B, tem-se uma solução com concentração molar em  $\text{Ba(OH)}_2$  igual a 0,025 mol/L.

Dê a soma dos itens corretos.

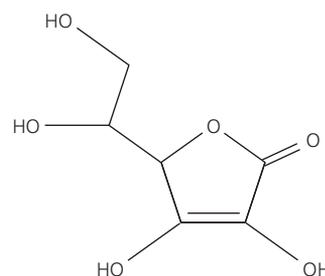
**8. Sistema Dom Bosco** – Para se obter uma solução de concentração 120 g/L, foi realizada a seguinte mistura: uma solução de  $\text{BaCl}_2$  de concentração 200 g/L adicionada a 200 mL de uma outra solução aquosa de  $\text{BaCl}_2$  de concentração igual a 100 g/L. Assinale a alternativa que indica corretamente qual deve ser o volume, em litros, adicionado da solução inicial.

- a)** 0,05  
**b)** 500  
**c)** 0,5  
**d)** 0,005  
**e)** 0,3

**9. ITA-SP** – Considere duas soluções, X e Y, de um mesmo soluto genérico. A solução X tem 49% em massa do soluto, enquanto a solução Y possui 8% em massa do mesmo soluto. Quer-se obter uma terceira solução, que tenha 20% em massa desse soluto, a partir da mistura de um volume  $V_X$  da solução X com um volume  $V_Y$  da solução Y. Considerando que todas as soluções envolvidas exibem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta a razão  $\frac{V_X}{V_Y}$  correta.

- a)**  $\frac{12}{29}$   
**b)**  $\frac{29}{12}$   
**c)**  $\frac{19}{12}$   
**d)**  $\frac{12}{19}$   
**e)**  $\frac{8}{49}$

**10. UERJ (adaptado)** – Observe, a seguir, a fórmula estrutural do ácido ascórbico, também conhecido como vitamina C.



Para uma dieta saudável, recomenda-se a ingestão diária de  $2,5 \cdot 10^{-4}$  mol dessa vitamina, preferencialmente obtida de fontes naturais, como as frutas.

Considere as seguintes concentrações de vitamina C:

- polpa de morango:  $704 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ ;
- polpa de laranja:  $528 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Um suco foi preparado com 100 mL de polpa de morango, 200 mL de polpa de laranja e 700 mL de água. Qual é a quantidade desse suco, em mililitros, que fornece a dose diária recomendada de vitamina C?

**11. Sistema Dom Bosco** – Em uma aula prática de química, foram misturados 350 mL de uma solução aquosa de cloreto de lítio ( $\text{LiCl}$ ) 0,5 mol/L e 200 mL de solução aquosa de cloreto de estrôncio ( $\text{SrCl}_2$ ) com concentração 0,3 mol/L. Assinale a alternativa que indica a concentração de cada um dos sais após ser realizada a mistura.

- a) 0,64 mol/L para o  $\text{LiCl}$  e 0,11 mol/L para o  $\text{SrCl}_2$
- b) 0,32 mol/L para o  $\text{LiCl}$  e 0,11 mol/L para o  $\text{SrCl}_2$
- c) 0,52 mol/L para o  $\text{LiCl}$  e 0,31 mol/L para o  $\text{SrCl}_2$
- d) 0,64 mol/L para o  $\text{LiCl}$  e 0,82 mol/L para o  $\text{SrCl}_2$
- e) 0,24 mol/L para o  $\text{LiCl}$  e 0,31 mol/L para o  $\text{SrCl}_2$

**12. UEA-AM** – 100 mL de uma solução aquosa contendo 10 g de sacarose (açúcar comum) dissolvidos foram misturados com 100 mL de uma solução aquosa contendo 20 g desse açúcar dissolvidos. Qual é a concentração de sacarose na solução obtida em porcentagem (m/V)?

**13. PUC-SP** – Em um béquer, foram misturados 200 mL de uma solução aquosa de cloreto de cálcio de concentração  $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  e 300 mL de uma solução  $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de cloreto de sódio. A solução obtida apresenta concentração de ânion cloreto de aproximadamente

- a)  $0,34 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- b)  $0,65 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- c)  $0,68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- d)  $0,88 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- e)  $1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

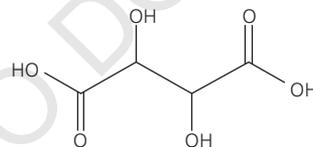
**14. UFRN** – Considere a mistura de 100 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de  $\text{NaCl}$  com 100 mL de uma solução aquosa 0,1 molar de  $\text{KCl}$ . Assinale a alternativa que mostra corretamente as concentrações, em mol/L, de  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , respectivamente.

- a) 0,05; 0,05; 0,10
- b) 0,10; 0,10; 0,10
- c) 0,10; 0,10; 0,20
- d) 0,10; 0,20; 0,10
- e) 0,20; 0,20; 0,10

**15. UFAM** – Considere que é feita uma mistura de dois litros de uma solução aquosa de sacarose de concentração 50 g/L com 6 litros de solução aquosa de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) de concentração 2 mol/L. Assinale a alternativa que indica corretamente a concentração do açúcar e do sal na solução final.

- a) 25,0 g/L; 3,0 mol/L
- b) 0,2 kg/L; 3,0 mol/L
- c) 12,5 g/L; 1,5 mol/L
- d) 25,0 g/L; 1,5 mol/L
- e) 12,5 g/L; 3,0 mol/L

**16. Famema-SP** – Considere a fórmula estrutural e as informações sobre o ácido tartárico.



Ácido tartárico

**Dados:** massa molar = 150 g/mol; solubilidade em água a  $20^\circ\text{C}$  = 139 g/100 mL de água

- a) A adição de 100 g de ácido tartárico em 100 mL de água a  $20^\circ\text{C}$  resultará em uma solução saturada ou insaturada? Justifique sua resposta.
- b) Calcule o volume, em mililitros, de solução aquosa 0,5 mol/L de  $\text{KOH}$  necessário para neutralizar completamente 3,0 g de ácido tartárico.

**17. Famerp-SP** – O hidróxido de cobre II,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , composto utilizado como antifúngico na agricultura, pode ser obtido como precipitado pela reação entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e de hidróxido de sódio. A solução aquosa sobrenadante contém sulfato de sódio dissolvido.

- Cite dois processos de separação de misturas pelos quais o precipitado pode ser separado da solução sobrenadante.
- Escreva a equação da reação entre a solução aquosa de sulfato de cobre II e a de hidróxido de sódio. Considerando que o precipitado seja totalmente insolúvel em água, calcule a quantidade, em mol, de hidróxido de cobre II obtida pela mistura de 100 mL de uma solução aquosa de sulfato de cobre II com 200 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio, ambas de concentração 1 mol/L.

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. Sistema Dom Bosco

C7-H25

Quando são misturados 450 mL de uma solução de iodeto de sódio (NaI) 6 mol/L com 350 mL de uma solução de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) 5 mol/L, qual é a concentração aproximada de íons sódio ( $\text{Na}^+$ ) na mistura resultante?

- 8,87 mol/L
- 9,76 mol/L
- 4 mol/L
- 7,76 mol/L
- 12 mol/L

### 19. UFT-TO

C7-H25

Um litro de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 mol/L, armazenado indevidamente, derramou, restando 250 mL do seu volume inicial. Essa quantidade foi neutralizada utilizando NaOH sólido.

É correto afirmar:

- A solução ácida restante tinha concentração 0,5 mol/L.
- Utilizaram-se 2 mols de NaOH para neutralizar a solução.

c) A neutralização dá-se pela formação do sal sulfeto de sódio.

d) Utilizaram-se 40 g da base.

e) A neutralização dessa solução fica impossível devido à perda de volume da solução.

### 20. Fuvest-SP

C7-H25

Uma usina de reciclagem de plástico recebeu um lote de rasps de dois tipos de plásticos, um deles com densidade 1,10 kg/L e o outro com densidade 1,14 kg/L. Para efetuar a separação dos dois tipos de plásticos, foi necessário preparar 1 000 L de uma solução de densidade apropriada, misturando-se volumes adequados de água (densidade = 1,00 kg/L) e de uma solução aquosa de NaCl disponível no almoxarifado da usina, de densidade 1,25 kg/L. Esses volumes, em litros, podem ser, respectivamente,

- 900 e 100
- 800 e 200
- 500 e 500
- 200 e 800
- 100 e 900

## 37

## TITULAÇÃO

- Titulação de soluções
- Uso de indicadores

**HABILIDADES**

- Conhecer a técnica analítica denominada titulação, com os principais aparelhos de laboratório nela empregados.
- Conhecer o uso dos indicadores na titulação.
- Trabalhar com estequiometria de reações ácido-base.



GRIGORYLUSHUTTERSTOCK

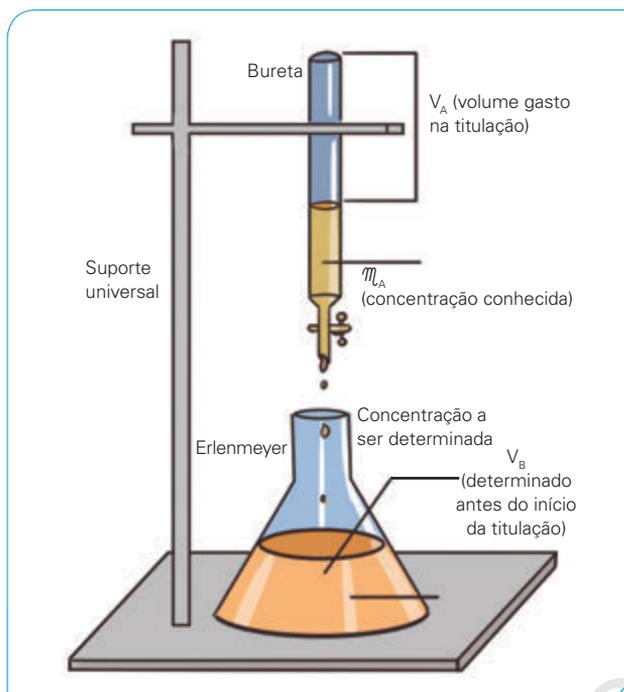
Um copo de limonada.

Todos nós concordamos que uma limonada tem sabor azedo e, conseqüentemente, associamos esse sabor ao fato de o limão possuir um caráter ácido. Já estudamos um pouco das definições, reações e nomenclaturas de ácidos e bases no 1º bimestre da frente 2. Mas como conseguimos saber, de fato, se uma solução, como o suco de limão, tem caráter ácido ou básico? Uma das **análises volumétricas** que nos dá essa resposta é chamada técnica de **titulação**, e é o que estudaremos melhor neste módulo.

## Análise volumétrica ou titulação

Análise volumétrica, titulação ou volumetria é o processo experimental que permite determinar a concentração de uma **solução-problema**, com o auxílio de outra substância de concentração conhecida. A titulação envolve sempre um ácido, uma base e dois aparelhos laboratoriais: a bureta (aparelho que mede volume de líquidos com grande precisão), onde se coloca o titulante, ou solução-padrão (solução de con-

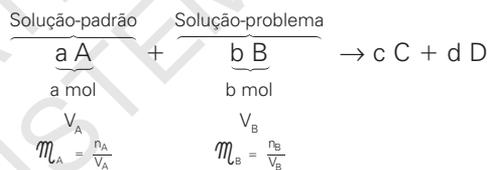
centração conhecida), e o erlenmeyer (usado no lugar do béquer, evitando o respingo da solução que é agitada), onde se coloca um volume da solução-problema (aquela cuja concentração se pretende determinar).



Aparelhagem utilizada na titulação para determinar a concentração de uma solução.

O princípio geral da titulação consiste na adição do titulante ao erlenmeyer até o ponto de equivalência, momento em que se observa uma mudança de cor pelo uso de um indicador, mostrando-se que os reagentes estão em proporções estequiométricas. A concentração da solução-problema pode ser calculada pela concentração em quantidade de matéria. O cálculo da concentração em quantidade de matéria consiste nos seguintes passos:

1. escrever a equação química da titulação;
2. equilibrar a reação (relação de mols dos reagentes);
3. determinar os volumes da solução titulante e da solução-problema.



Logo:

$$\frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b}$$

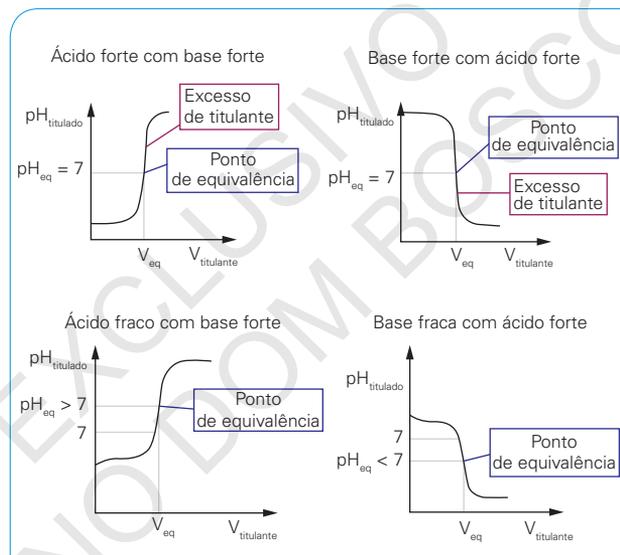
Portanto:

$$\frac{m_A \cdot V_A}{m_B \cdot V_B} = \frac{a}{b}$$

$$m_A \cdot V_A \cdot b = m_B \cdot V_B \cdot a$$

## Observação

A análise de uma titulometria pode ser realizada por meio de gráficos, onde, no eixo das abscissas, encontra-se o volume do titulante e, no eixo das ordenadas, está o pH do titulado. O ponto de equivalência indica-nos o momento em que ocorre a neutralização da solução, isto é, a concentração da espécie ácida iguala-se à concentração da espécie básica. Em função da força do ácido, ou da base, que será titulada, existem diferentes perfis de gráficos que podem ser obtidos. Veja, a seguir, exemplos desses gráficos.



## Indicadores

Os indicadores utilizados em uma titulação ácido-base são, geralmente, constituídos de um ácido ou uma base fraca (cor 1) que entra em equilíbrio com seu conjugado (cor 2). A mudança de coloração na solução, que chamamos de ponto de viragem, é essencial para determinar a relação estequiométrica entre o titulante e o titulado quando ocorre a neutralização.



Na presença do indicador fenolftaleína, uma solução com caráter ácido permanece incolor e outra com caráter básico fica rosa-clara.

Em um laboratório, há diversos indicadores que podem ser utilizados na titulação, tanto em solução quanto em papel, e a escolha de um deles depende do ponto de viragem requerido pela titulação a ser realizada. Veja alguns exemplos dos indicadores sintéticos mais utilizados.

Indicador	Cor abaixo do ponto de viragem	Intervalo aproximado de pH para a viragem	Cor acima do ponto de viragem
Violeta de metila	Amarelo	0-1,6	Azul-púrpura
Azul de bromofenol	Amarelo	3,0-4,6	Violeta
Alaranjado de metila	Vermelho	3,1-4,4	Amarelo
Azul de bromotimol	Amarelo	6,0-7,6	Azul
Vermelho de fenol	Amarelo	6,6- 8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2-10,0	Rosa-claro

Além dos indicadores sintéticos apresentados anteriormente, existem os indicadores naturais, tais como o repolho roxo e as hortênsias. Uma solução feita de repolho roxo apresenta uma coloração vermelha, em meio ácido, e uma amarelada, em meio básico. Já as hortênsias variam com o pH do solo, indo de rosa (em solo ácido) a azul (em solo básico).

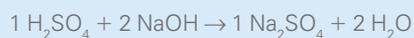


Hortênsias rosa indicam um solo ácido, enquanto hortênsias azuis indicam um solo básico.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. 50 cm<sup>3</sup> de uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> exigem, na titulação, 25 cm<sup>3</sup> de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L. Qual a concentração, em quantidade de matéria, do ácido sulfúrico?

#### Resolução



$$m_a = ?$$

$$m_b = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$V_a = 50 \text{ cm}^3$$

$$V_b = 25 \text{ cm}^3$$

$$m_a \cdot V_a \cdot n \text{ de H}^+ = m_b \cdot V_b \cdot n \text{ de OH}^-$$

$$m_a \cdot 50 \cdot 2 = 0,1 \cdot 25 \cdot 1$$

$$m_a = 0,025 \text{ mol/L}$$

## ROTEIRO DE AULA

## Titulação

Determina a concentração de uma solução-problema, utilizando uma solução de concentração e volume conhecidos.

$$m_a \cdot V_a \cdot b = m_b \cdot V_b \cdot a$$

## Indicadores

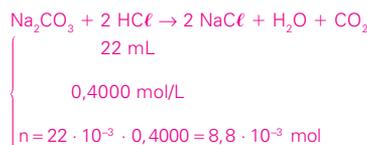
Auxiliam na titulação, indicando o ponto de viragem.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UDESC** – Considere a determinação da capacidade antiácida de um medicamento, cujo princípio ativo é carbonato de sódio, que pode ser feita pela reação com ácido clorídrico. Um comprimido de 1,8656 g foi triturado e dissolvido em água, necessitando de 22,0 mL de  $\text{HCl}$   $0,4000 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  para ser completamente neutralizado. Assinale a alternativa que corresponde à porcentagem, em massa, de carbonato de sódio no comprimido.

- a) 12,50  
b) 19,57  
**c) 25,00**  
d) 14,15  
e) 50,00



Na proporção estequiométrica dos reagentes, temos:



$$x = 4,4 \cdot 10^{-3}$$



$$4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol — } y$$

$$y = 0,4664 \text{ g}$$

$$1,8656 \text{ g — } 100\%$$

$$0,4664 \text{ g — } z$$

$$z = 25\%$$

2. **ITA-SP (adaptado)** – Assinale a opção que apresenta os instrumentos mais indicados para a realização de uma titulação.

- a) Bureta e erlenmeyer**  
b) Proveta e erlenmeyer  
c) Pipeta volumétrica e erlenmeyer  
d) Proveta e béquer  
e) Pipeta volumétrica e béquer

Os instrumentos mais indicados para a realização de uma titulação são bureta, que mede o volume de titulante consumido, e erlenmeyer, onde é colocada a solução de concentração desconhecida, a titulada.

3. **UECE**

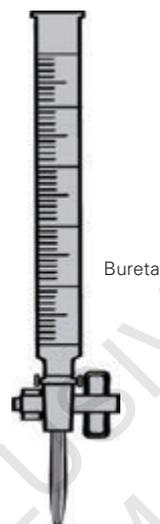
C5-H18

A titulação é um procedimento laboratorial que permite determinar a concentração desconhecida de uma substância a partir de uma substância de concentração conhecida.

Em uma titulação representada pela equação:  $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ , o equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado

- a) pipeta graduada.  
b) proveta.  
**c) bureta.**  
d) pipeta volumétrica.

O equipamento usado para adicionar cuidadosamente o volume adequado da solução de NaOH é denominado bureta. Esquemáticamente:



**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

4. **UDESC** – Um estudante de química obteve uma solução indicadora ácido-base, triturando, no liquidificador, algumas folhas de repolho roxo com água. Em seguida, ele dividiu a solução obtida em três tubos de ensaio (A, B e C) e, no primeiro tubo, adicionou uma pequena quantidade de vinagre (solução de ácido acético); no segundo, alguns cristais de soda cáustica (NaOH), e, no terceiro, alguns cristais de sal para churrasco (NaCl), obtendo o resultado conforme mostra o quadro a seguir.

Tubo de ensaio	Substância	Coloração inicial	Coloração final
A	Vinagre	Roxa	Vermelha
B	Hidróxido de amônio	Roxa	Verde
C	Sal para churrasco	Roxa	roxa

Se o estudante realizar outro experimento adicionando no tubo A KOH, no B,  $\text{HNO}_3$  e, no C,  $\text{KNO}_3$ , contendo a solução inicial extraída do repolho roxo, a coloração final, respectivamente, será

- a) roxa, verde e roxa.  
b) roxa, vermelha e verde.  
c) verde, roxa e vermelha.  
d) vermelha, verde e roxa.  
**e) verde, vermelha e roxa.**

Olhando para o quadro, concluímos que a substância ácida (ácido acético), na presença do indicador, muda a coloração da solução de roxa para vermelha; a substância básica (soda cáustica) muda a coloração de roxa para verde; e a substância neutra (sal) não altera a cor do indicador.

KOH é uma base forte, logo a solução final terá um caráter básico: verde.

HNO<sub>3</sub> é um ácido forte, logo a solução final terá um caráter ácido: vermelha.

KNO<sub>3</sub> é um sal, logo a solução permanecerá neutra: roxa.

**5. UNESP** – A dipirona sódica mono-hidratada (massa molar = 351 g/mol) é um fármaco amplamente utilizado como analgésico e antitérmico. De acordo com a Farmacopeia Brasileira, os comprimidos desse medicamento devem conter de 95% a 105% da quantidade do fármaco declarada na bula pelo fabricante. A verificação desse grau de pureza é feita pela titulação de uma solução aquosa do fármaco com solução de iodo (I<sub>2</sub>) a 0,050 mol/L, utilizando amido como indicador, sendo que cada mol de iodo utilizado na titulação corresponde a 1 mol de dipirona sódica mono-hidratada.

Uma solução aquosa foi preparada pela dissolução de um comprimido de dipirona sódica mono-hidratada, cuja bula declara conter 500 mg desse fármaco. Sabendo que a titulação dessa solução consumiu 28,45 mL de solução de iodo 0,050 mol/L, calcule o valor da massa de dipirona sódica mono-hidratada presente nesse comprimido e conclua se esse valor de massa está ou não dentro da faixa de porcentagem estabelecida na Farmacopeia Brasileira.

De acordo com o enunciado, cada mol de iodo utilizado na titulação corresponde a 1 mol de dipirona sódica mono-hidratada. Com base nessa informação, calcule-se o número de mol de dipirona sódica mono-hidratada:

$$M_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 351 \text{ g/mol}$$

$$m_i = 0,050 \text{ mol/L}; 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$m_{\text{fármaco}} = 500 \text{ mg} = 500 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ — } 0,050 \text{ mol de iodo}$$

$$28,45 \text{ mL} \text{ — } n_{\text{iodo}}$$

$$n_{\text{iodo}} = n_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 0,0014225 \text{ mol}$$

$$m_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}} = 0,0014225 \cdot 351 \text{ g} = 0,4992975 \text{ g}$$

$$\% \text{ de dipirona sódica mono-hidratada: } \frac{m_{\text{dipirona sódica mono-hidratada}}}{m_{\text{fármaco}}}$$

$$\% \text{ de dipirona sódica mono-hidratada: } \frac{0,4992975 \text{ g}}{500 \cdot 10^{-3} \text{ g}} = 0,9985 \cdot 100\% = 99,85\%$$

$$95\% < 99,85\% < 105\%$$

Conclusão: o valor está dentro da porcentagem estabelecida.

**6. IME-RJ** – Uma solução aquosa A, preparada a partir de ácido bromídrico, é diluída com água destilada até que sua concentração seja reduzida à metade. Em titulação, 50 mL da solução diluída consomem 40 mL de uma solução de hidróxido de potássio 0,25 mol/L. Determine a concentração da solução A em g/L.

Cálculo do número de mols de hidróxido de potássio utilizado na titulação:

$$m_{\text{KOH}} = 0,25 \text{ mol/L}; V = 40 \text{ mL}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ — } 0,25 \text{ mol}$$

$$40 \text{ mL} \text{ — } n_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0,01 \text{ mol}$$

Como a relação estequiométrica é de 1:1, então 50 mL (0,5 L) da solução diluída consomem 0,01 mol de KOH. Dessa forma:

$$m_{\text{HBr (diluída)}} = \frac{n_{\text{HBr}}}{V} = \frac{0,01}{0,05} = 0,2 \text{ mol/L}$$

De acordo com o texto:

$$m_{\text{HBr (diluída)}} = \frac{m_{\text{HBr (inicial)}}}{2}$$

$$0,2 \text{ mol/L} = \frac{m_{\text{HBr (inicial)}}}{2}$$

$$m_{\text{HBr (inicial)}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

Como  $M_{\text{HBr}} = 81 \text{ g/mol}$ , então:

$$C_{\text{HBr (inicial)}} = 0,4 \cdot 81 = 32,4 \text{ g/L}$$

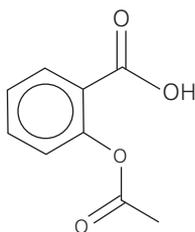
## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UFSM-RS** – O leite de magnésia, usado como antiácido e laxante, contém, em sua formulação, o composto  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . A concentração de uma amostra de 10 mL de leite de magnésia que foi titulada com 12,5 mL de  $\text{HCl}$   $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  é, em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , de, aproximadamente,

- a) 0,1
- b) 0,3
- c) 0,5
- d) 0,6
- e) 1,2

**8. USF-SP** – Na análise volumétrica de 0,5 g de uma amostra de remédio constituído por ácido acetilsalicílico (AAS), foram utilizados 15 mL de hidróxido de potássio com concentração 0,01 mol/L. Considerando que a reação com a base ocorre apenas para o ácido acetilsalicílico, não tendo participação das outras substâncias constituintes da amostra, responda ao que se pede.

**Dados:** massas molares em  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ : H = 1,0; C = 12,0; K = 39,0; O = 16,0



Ácido acetilsalicílico

- a) Qual a outra função orgânica oxigenada existente nesse composto, além do grupo ácido carboxílico?
- b) Qual é a reação completa de neutralização ocorrida entre o ácido acetilsalicílico e o hidróxido de potássio?
- c) Qual a porcentagem de AAS presente no fármaco analisado?

**9. UnB-DF (adaptado)** – Uma amostra de 50 mL de chuva ácida, composta apenas de água e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $m = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ ), foi titulada com uma solução-

-padrão de  $\text{NaOH}$  com concentração  $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ . Qual o volume de  $\text{NaOH}$  que gasto quando atingido o ponto de equivalência da titulação?

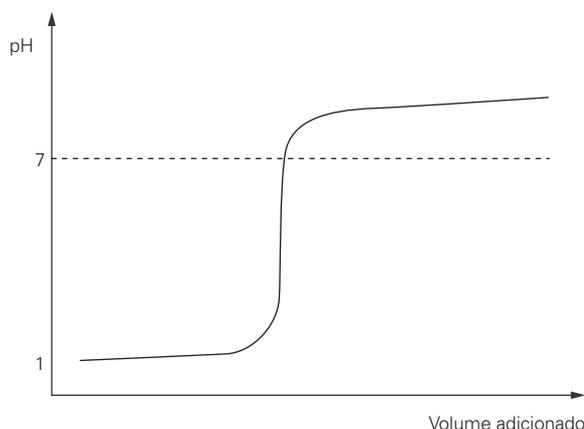
**10. UEPG-PR** – A titulação de uma amostra de calcário (carbonato de cálcio impuro), de massa 20 g, consome 100 mL de solução 72 g/L de ácido clorídrico. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

**Dados:** H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Cl = 35 g/mol; Ca = 40 g/mol

- 01) A fórmula do carbonato de cálcio é  $\text{CaCO}_3$ .
- 02) A concentração do ácido clorídrico, em mol/L, é 2.
- 04) A porcentagem de pureza do calcário é 50%.
- 08) O ácido clorídrico é um oxiácido considerado forte em meio aquoso.

Dê a soma dos itens corretos.

11. UFRGS-RS – Considere a curva de titulação mostrada na figura a seguir.

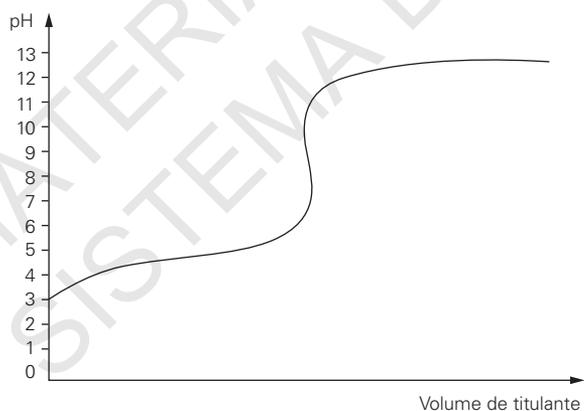


Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado, na ordem em que aparecem.

Trata-se de uma curva de titulação de \_\_\_\_\_ com \_\_\_\_\_.

- a) ácido forte – base forte
- b) ácido forte – base fraca
- c) ácido fraco – base forte
- d) ácido fraco – base fraca
- e) base fraca – ácido forte

12. UPE – O gráfico a seguir foi obtido com os dados da titulação de uma amostra de determinada substância presente em um produto comercial.



Nesse caso, o produto comercial e o titulante, usados no procedimento experimental, correspondem, respectivamente, a

- a) ureia e solução de ácido fosfórico.
- b) ácido nítrico e hidróxido de sódio.

- c) vinagre e solução de hidróxido de sódio.
- d) soda cáustica e solução de ácido sulfúrico.
- e) ácido muriático e solução de hidróxido de potássio.

13. UEL-PR – O carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e o bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) estão presentes em algumas formulações antiácidas. Ambos reagem com o ácido clorídrico do suco gástrico, fazendo aumentar o pH, o que diminui a acidez estomacal. Essa reação pode ser utilizada como base para a determinação de carbonatos em formulações farmacêuticas, para controle de qualidade. Uma amostra de 10 mL de um antiácido foi titulada com 15 mL de  $\text{HCl}$  0,10 mol/L, usando o indicador alaranjado de metila, cujo intervalo de viragem está entre 3,10 e 4,40.

Com base no texto, resolva os itens a seguir.

- a) Considerando que, na formulação, houvesse apenas  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , escreva a reação química envolvida nessa titulação.
- b) Calcule a concentração molar do carbonato de sódio na amostra analisada.

14. Fuvest-SP – Um dos parâmetros que determinam a qualidade do azeite de oliva é sua acidez, normalmente expressa na embalagem, na forma de porcentagem, e que pode ser associada diretamente ao teor de ácido

oleico em sua composição.

Uma amostra de 20,00 g de um azeite comercial foi adicionada a 100 mL de uma solução contendo etanol e etoxietano (dietiléter), 1:1 em volume, com o indicador fenolftaleína. Sob constante agitação, titulou-se com uma solução etanólica contendo KOH 0,020 mol/L até a \_\_\_\_\_ total. Para essa amostra, usaram-se 35 mL de base, o que permite concluir que se trata de um azeite tipo \_\_\_\_\_.

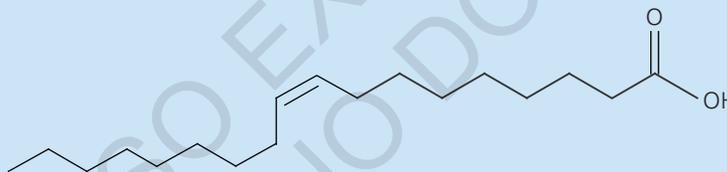
As palavras que completam corretamente as lacunas são

#### Dados

– Classificação de azeites por acidez (em % de massa do ácido oleico por 100 g de azeite):

Tipo	Acidez
Extravirgem	Menor que 0,8%
Virgem fino	De 0,8% a 1,5%
Semifino	Maior que 1,5% até 3,0%
Refinado	Maior que 3,0%

– Ácido oleico (ácido octadec-9-enoico):

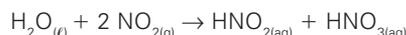
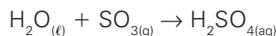


– Fórmula:  $C_{18}H_{34}O_2$

– Massa molar =  $282,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) oxidação; semifino. d) neutralização; extravirgem.  
 b) neutralização; virgem fino. e) neutralização; semifino.  
 c) oxidação; virgem fino.

**15. Fuvest-SP** – Para investigar o efeito de diferentes poluentes na acidez da chuva ácida, foram realizados dois experimentos com os óxidos  $SO_{3(g)}$  e  $NO_{2(g)}$ . No primeiro experimento, foram coletados 45 mL de  $SO_3$  em um frasco contendo água, que foi, em seguida, fechado e agitado, até que todo o óxido tivesse reagido. No segundo experimento, o mesmo procedimento foi realizado para o  $NO_2$ . Em seguida, a solução resultante em cada um dos experimentos foi titulada com NaOH 0,1 mol/L até sua neutralização. As reações desses óxidos com água estão representadas pelas equações químicas balanceadas a seguir.



- a) Determine o volume de  $NaOH_{(aq)}$  utilizado na titulação do produto da reação entre  $SO_3$  e água. Mostre os cálculos.  
 b) Esse volume é menor, maior ou igual ao utilizado no experimento com  $NO_2$ ? Justifique sua resposta.

#### Dados

Considere os gases como ideais e que a água contida nos frascos foi suficiente para a reação total com os óxidos.

Volume de 1 mol de gás: 22,5 L nas condições em que os experimentos foram realizados.

**16. UFPA (adaptado)** – Para titular 24 mL de uma amostra de suco gástrico (HCl) de concentração de 0,025 mol/L, foi necessário um certo volume de base para atingir o ponto de equivalência. A solução de NaOH tem concentração de 0,02 mol/L. Considerando que a reação entre o ácido do suco gástrico e a base ocorre quantitativamente, qual o volume, em mL, de NaOH utilizado?

- a) 20
- b) 18
- c) 12
- d) 30
- e) 50

**17. PUC-PR** – O hidróxido de cálcio –  $\text{Ca(OH)}_2$  –, também conhecido como cal hidratada ou cal extinta, é um importante insumo utilizado na indústria da construção civil. Para verificar o grau de pureza (em massa) de uma amostra de hidróxido de cálcio, um laboratorista pesou 5 g deste e dissolveu completamente em 200 mL de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. O excesso de ácido foi titulado com uma solução de hidróxido de sódio 0,5 mol/L, na presença de fenolftaleína, sendo gastos 200 mL até a completa neutralização. O grau de pureza da amostra analisada, expresso em porcentagem em massa, é de

- a) 78%
- b) 82%
- c) 86%
- d) 90%
- e) 74%

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. Fuvest-SP

C5-H18

Soluções aquosas de ácido clorídrico,  $\text{HCl}_{(aq)}$ , e de ácido acético,  $\text{H}_3\text{CCOOH}_{(aq)}$ , ambas de concentração 0,10 mol/L, apresentam valores de pH iguais a 1,0 e 2,9, respectivamente.

Em experimentos separados, volumes iguais de cada uma dessas soluções foram titulados com uma solução aquosa de hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}_{(aq)}$ , de concentração adequada. Nessas titulações, a solução de NaOH foi adicionada lentamente ao recipiente contendo a solução ácida, até reação completa. Sejam  $V_1$  o volume da solução de NaOH para reação completa com a solução de HCl e  $V_2$  o volume da solução de NaOH para reação completa com a solução de  $\text{H}_3\text{CCOOH}$ . A relação entre  $V_1$  e  $V_2$  é

- a)  $V_1 = 10^{-3,9} V_2$
- b)  $V_1 = \left(\frac{1,0}{2,9}\right) V_2$
- c)  $V_1 = V_2$
- d)  $V_1 = 2,9 V_2$
- e)  $V_1 = 10^{1,9} V_2$

### 19. Mackenzie-SP

C5-H18

Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido sulfúrico, até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Desse

modo, é correto afirmar que as concentrações molares da amostra de soda cáustica e do sal formado nessa reação de neutralização são, respectivamente,

- a) 0,01 mol/L e 0,20 mol/L.
- b) 0,01 mol/L e 0,02 mol/L.
- c) 0,02 mol/L e 0,02 mol/L.
- d) 0,66 mol/L e 0,20 mol/L.
- e) 0,66 mol/L e 0,02 mol/L.

### 20. Fatec-SP

C5-H18

Uma indústria compra soda cáustica com teor de pureza de 80% em NaOH. Antes de mandar o material para o estoque, chama o técnico em química para verificar se a informação procede. No laboratório, ele dissolve 1 g do material em água, obtendo 10 mL de solução. Utilizando um indicador apropriado, realiza uma titulação, gastando 20 mL de HCl, a 0,5 mol/L.

**Dados:** massas molares (g/mol): HCl = 36,5; NaOH = 40

Reação:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Sobre o resultado da titulação, é correto afirmar que a informação

- a) não procede, pois o grau de pureza é de 40%
- b) não procede, pois o grau de pureza é de 60%
- c) procede, pois o grau de pureza é de 80%
- d) procede, pois o teor de impurezas é de 80%
- e) procede, pois o teor de impurezas é de 40%

## 38

# PROPRIEDADES COLIGATIVAS I

- Pressão de vapor
- Pressão máxima de vapor
- Temperatura de ebulição
- Propriedades coligativas

## HABILIDADES

- Compreender os conceitos de evaporação e volatilidade de um líquido e os fatores capazes de influenciá-los, como a temperatura.
- Compreender o conceito de pressão de vapor.
- Trabalhar com o conceito de pressão máxima de vapor e forças intermoleculares.
- Relacionar a pressão de vapor com a temperatura de ebulição de um líquido.
- Interpretar um gráfico de pressão de vapor  $\times$  temperatura e encontrar a temperatura de ebulição de uma substância por meio dessa análise.
- Trabalhar com aspectos qualitativos das propriedades coligativas.



Caminhão jogando sal para derreter o gelo.

Você consegue responder a alguma dessas questões?

- Por que a água do mar, mesmo em regiões polares, não se solidifica?
- Por que o sal conserva os alimentos?
- Por que a água ferve abaixo de 100 °C no Monte Everest?
- Por que a adição de açúcar à água já em ebulição interrompe a ebulição?
- Por que o sal derrete a neve?
- Como é possível obter água potável dos mares e oceanos, sem que seja realizada a destilação?

A resposta para todas essas perguntas pode ser encontrada no estudo das **propriedades coligativas**.

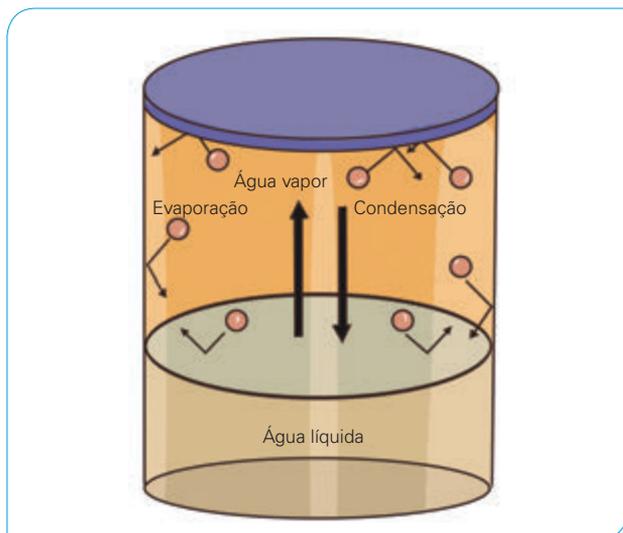
E o que são propriedades coligativas?

São as propriedades do solvente que se modificam na presença de um soluto não volátil.

Estudaremos melhor essas propriedades nas próximas páginas.

## Pressão de vapor

É comum a chuva provocar a formação de poças de água que, após algum tempo, desaparecem. Isso acontece porque o líquido evapora lentamente. Embora a evaporação não seja visível, sabe-se que ela ocorre. Em relação a um copo com água deixado em um ambiente arejado, percebe-se, após certo tempo, que parte do líquido evaporou. Imagine, agora, um recipiente fechado com determinada quantidade de água e sem a presença de ar dentro dele. O líquido começaria a evaporar de maneira muito rápida, resultando em um acúmulo de vapor e, conseqüentemente, levando ao aumento da pressão interna do recipiente. De maneira simultânea à evaporação, ocorreria a condensação do líquido. O equilíbrio estabelecido entre a concentração da solução na forma de vapor e a da solução na forma líquida é chamado de **pressão de vapor**. A **pressão máxima de vapor** de uma substância é a maior pressão que seus vapores exercem em determinada temperatura.



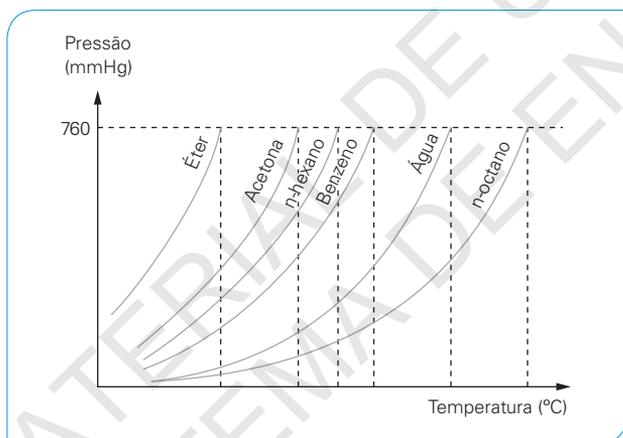
## FATORES QUE INFLUENCIAM A PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR

A pressão máxima de vapor depende de alguns fatores:

### Natureza do líquido

Líquidos mais voláteis, como o éter, a acetona etc., evaporam-se mais intensamente, o que acarreta uma pressão de vapor maior.

O gráfico a seguir mostra a variação da pressão de vapor de alguns líquidos em função da temperatura.

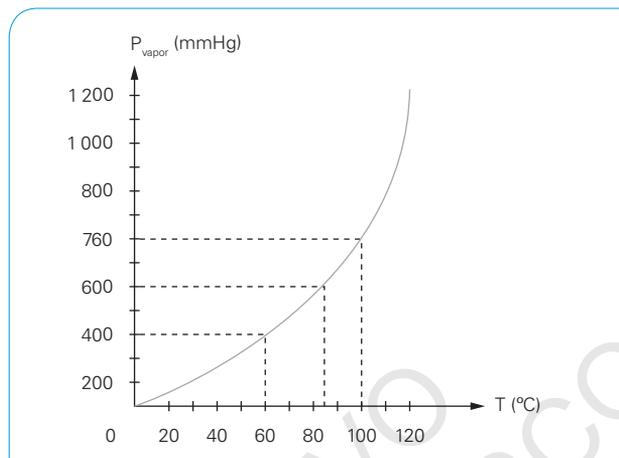


Perceba que, quanto maior é a pressão de vapor de um líquido (mais volátil), mais rapidamente ele entra em ebulição.

### Temperatura

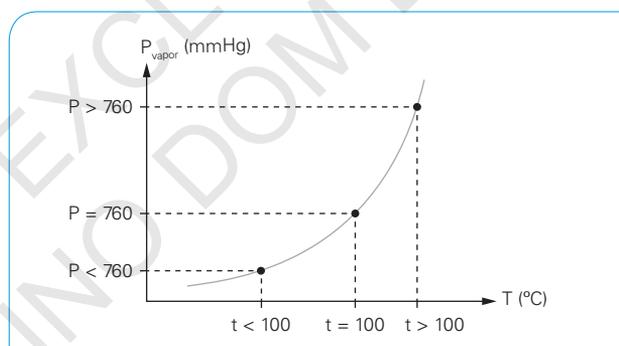
Ao se aumentar a temperatura, qualquer líquido evapora mais rapidamente, acarretando uma maior pressão de vapor.

Observe a variação da pressão máxima de vapor da água em função da temperatura no gráfico a seguir.



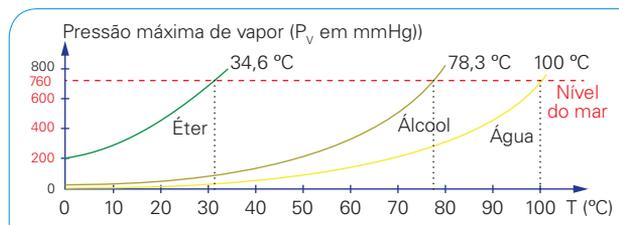
### Exemplo

O gráfico a seguir mostra a variação da pressão de vapor da água em função da temperatura.



Ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é de 760 mmHg, a água ferve a 100 °C. Isso quer dizer que, a 100 °C, a pressão da água é igual a 760 mmHg. A temperaturas diferentes, o líquido também pode ferver, bastando, para isso, que se altere a pressão externa que atua sobre ele.

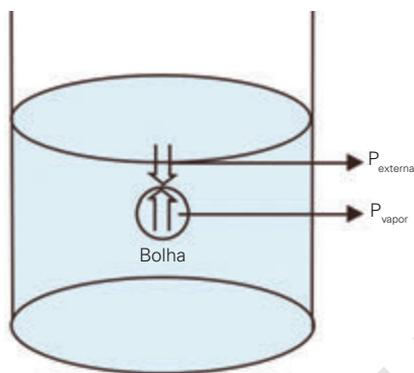
Dessa forma, conseguimos entender o porquê de, no alto de uma montanha, onde a pressão atmosférica é menor que 1 atm, a água ferver abaixo de 100 °C, enquanto, em uma panela de pressão, onde a pressão é superior a 1 atm, a água ferve acima de 100 °C.



### Observação

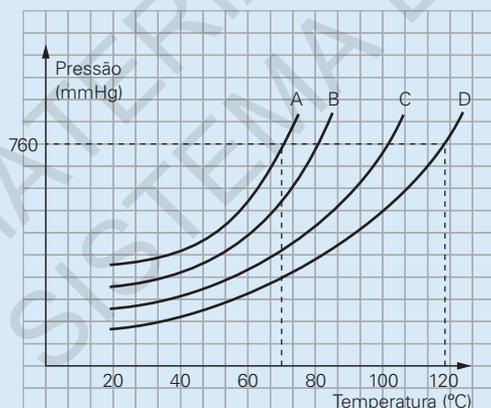
A passagem de uma substância da fase líquida para a fase gasosa pode ocorrer de duas formas: pela evaporação e pela ebulição.

- **Evaporação:** consiste em uma vaporização relativamente lenta, em que as moléculas mais velozes vencem as forças de atração intermoleculares e passam para o estado gasoso. A evaporação depende da superfície de contato entre o líquido e a fase gasosa: quanto maior a superfície de contato, mais intensa a evaporação.
- **Ebulição:** é uma vaporização turbulenta, na qual a passagem da fase líquida para a gasosa pode ocorrer em qualquer ponto da fase líquida, e não apenas na superfície. Esse processo apresenta como característica a formação de bolhas, isto é, porções de vapor cercadas por uma película de líquido. As bolhas só podem existir quando a pressão de seu vapor for igual ou maior que a pressão externa ( $P_{\text{vapor}} = P_{\text{atm}}$ ). A temperatura na qual o líquido ferve, sob pressão de 1 atm, é chamada de temperatura de ebulição normal.



### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. **UEG-GO** – As propriedades físicas dos líquidos podem ser comparadas a partir de um gráfico de pressão de vapor em função da temperatura, como mostrado no gráfico hipotético a seguir para as substâncias A, B, C e D.



Segundo o gráfico, o líquido mais volátil será a substância

- a) A.                      c) C.  
 b) B.                      d) D.

### Resolução

Um aumento na temperatura provoca um aumento na pressão de vapor para todos esses líquidos. Observamos que, na linha pontilhada vertical, à mesma temperatura, cada um dos líquidos apresenta uma pressão de vapor diferente. Assim, o líquido que volatiliza primeiro é a substância A, e o que menos volatiliza é a substância D.

2. **Unicamp-SP** – Muito se ouve sobre ações em que se utilizam bombas improvisadas. Nos casos que envolvem caixas eletrônicos, geralmente as bombas são feitas com dinamite (TNT – trinitrotolueno), mas, nos atentados terroristas, geralmente são utilizados explosivos plásticos, que não liberam odores. Cães farejadores detectam TNT em razão da presença de resíduos de DNT (dinitrotolueno), uma impureza do TNT que tem origem na nitração incompleta do tolueno. Se os cães conseguem farejar com mais facilidade o DNT, isso significa que, numa mesma temperatura, esse composto deve ser

- a) menos volátil que o TNT e, portanto, tem menor pressão de vapor.  
 b) mais volátil que o TNT e, portanto, tem menor pressão de vapor.  
 c) menos volátil que o TNT e, portanto, tem maior pressão de vapor.  
 d) mais volátil que o TNT e, portanto, tem maior pressão de vapor.

### Resolução

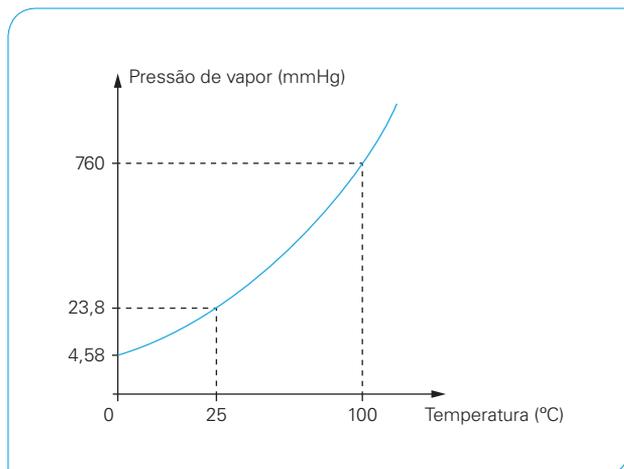
Como os cães conseguem farejar com mais facilidade o DNT, isso significa que, em uma mesma temperatura, esse composto apresenta forças intermoleculares menos intensas do que as do TNT, possuindo, conseqüentemente, maior pressão de vapor.

## Influência da temperatura na pressão de vapor

A temperatura, quando aumentada, faz elevar a energia cinética das moléculas e, conseqüentemente, favorece o acréscimo do número de moléculas na forma de vapor. O resultado disso é o aumento da pressão máxima de vapor da substância. Com base nos dados da tabela a seguir, obtidos experimentalmente, foi possível construir um gráfico que relaciona a pressão máxima de vapor à temperatura.

### Pressão de vapor da água em diferentes temperaturas

T (°C)	P (mmHg)
0	4,58
5	6,54
10	9,21
15	14,0
20	17,5
25	23,8
40	55,3
90	526
100	760



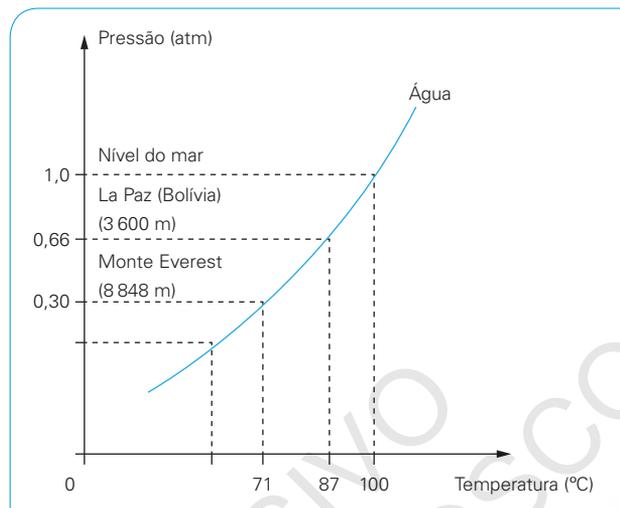
Quanto maior a temperatura, mais elevada a pressão máxima de vapor da água. Por esse motivo, uma poça de água evapora-se mais rapidamente em dias quentes do que em dias frios.

## Pressão de vapor e ebulição

A pressão de vapor também está intimamente relacionada à ebulição dos líquidos. Quando aquecidos, algumas de suas moléculas agitam-se com mais intensidade que outras, desprendendo-se delas e formando pequenas porções de vapor no seu interior (bolhas), além daquelas dissolvidas. Uma pressão de vapor no interior delas, inferior à pressão externa do líquido, impede-as de deixar o líquido, porém, quando aquecido, a pressão de vapor iguala-se à pressão externa, e as bolhas conseguem “escapar” da solução.

## Temperatura de ebulição e altitude

A informação de que a temperatura de ebulição da água é sempre de 100 °C é incorreta. O líquido só atinge a vaporização nessa temperatura caso a pressão externa (atmosférica) seja igual a 760 mmHg (1 atm), o que ocorre somente ao nível do mar. Essa experiência em outro lugar, mais alto ou mais baixo em relação ao nível do mar, mostra que a variação ocorre de acordo com a altitude. Cidades como São Paulo, situadas à altitude média de 750 m acima do nível do mar, apresentam a ebulição da água em torno de 97,7 °C. Em locais ainda mais altos, como o Monte Everest (8 848 m), a água ferve à temperatura de 71 °C. Assim, quanto maior a altitude, menor a temperatura de ebulição. O gráfico a seguir mostra a relação entre a pressão de vapor da água e a temperatura de ebulição em diferentes altitudes.



## Efeitos coligativos

Em locais muito quentes, é comum adicionar ao radiador dos carros um pouco de etilenoglicol, substância que eleva a temperatura de ebulição da água para evitar que ela ferva. O mesmo se faz em locais muito frios, evitando que a água congele. A elevação da temperatura de ebulição e a diminuição do ponto de congelamento são duas das propriedades coligativas que dependem somente do número de partículas.

A mudança de comportamento de um solvente puro provocada pela adição de um soluto não volátil pode ser do tipo:

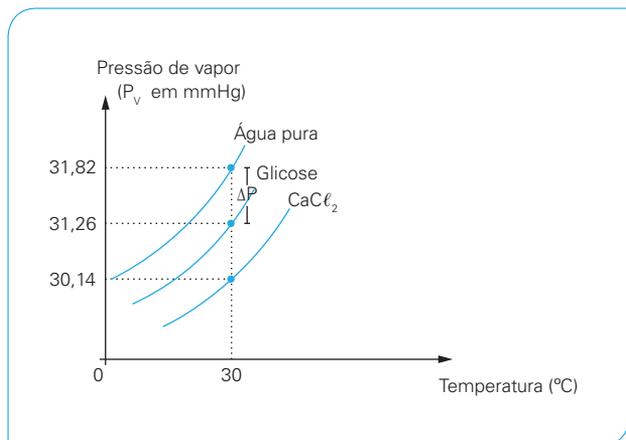
- tonoscópica: a **pressão de vapor** do líquido diminui;
- ebulioscópica: a **temperatura de ebulição** do líquido aumenta;
- crioscópica: o **ponto de congelamento** do líquido diminui;
- osmoscópica: trata da variação da **pressão osmótica** do líquido.

## TONOSCOPIA

A tonoscopia estuda o abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido pela dissolução de um soluto não volátil. Experimentalmente, comparando a pressão máxima de vapor de dois recipientes – um contendo água pura a 25 °C e o outro, uma solução de açúcar e água também a 25 °C –, observa-se menor pressão de vapor na solução de açúcar do que no solvente puro, pois as partículas de soluto não voláteis dificultam a passagem das moléculas líquidas de água para a forma de vapor. A representação da queda de pressão é a seguinte:

$$\Delta P = P_2 - P$$

$\Delta P$ : abaixamento da pressão máxima de vapor  
 $P_2$ : pressão máxima de vapor do solvente puro  
 $P$ : pressão máxima de vapor do solvente na solução



Por meio das curvas do gráfico, notamos uma queda na pressão de vapor do líquido ( $\Delta P$ ) em relação à pressão máxima de vapor do solvente puro, em determinada temperatura.

## EBULIOSCOPIA

Em casa, ao acrescentar sal de cozinha à água já em ebulição em uma panela, verificamos uma queda na fervura quase que instantânea. Isso ocorre porque a adição de um soluto não volátil (sal) a um solvente puro (água) diminui a pressão máxima de vapor do líquido. Assim, a pressão ambiente (atmosférica) fica maior que a pressão de vapor, impedindo a ebulição. Para o líquido entrar novamente em ebulição, é preciso aumentar a temperatura até que ela se torne maior que a temperatura de ebulição do líquido puro. A esse efeito coligativo, ligado ao aumento da temperatura de ebulição ( $\Delta T_E$ ), dá-se o nome de ebulioscopia.

## CRIOSCOPIA OU CRIOMETRIA

Nos países em que o inverno é rigoroso, com muita precipitação de neve, é necessário espalhar sal sobre a neve para diminuir o seu acúmulo. O sal, um soluto não volátil, provoca a modificação da temperatura de congelamento, fazendo com que os cristais de gelo derretam. Em regiões polares, uma vez que há grande quantidade de sais solúveis na água do mar, a água não se solidifica por completo.

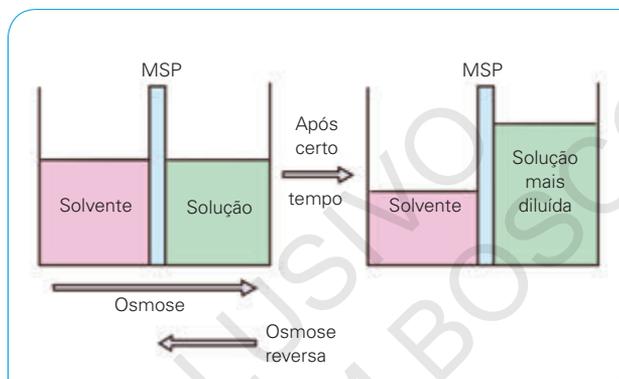
CHRISTIAN WILKINSON/SHUTTERSTOCK



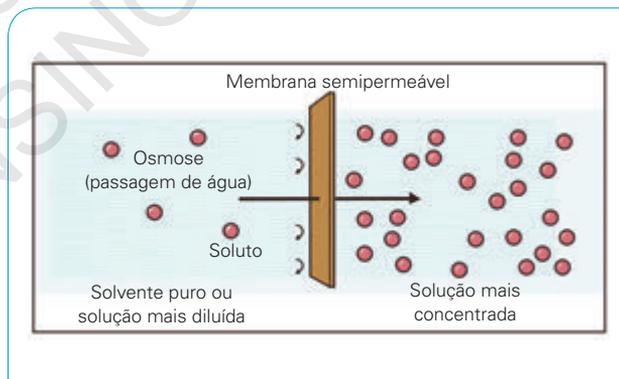
Crioscopia causada pelo sal na água – mesmo em lugares frios, a água do mar mantém-se no estado líquido.

## OSMOSE

Osmose é a passagem passiva de um solvente de uma solução mais concentrada para uma solução menos concentrada através de uma membrana semipermeável (MSP). Quando é o soluto que passa de um meio mais concentrado para um meio menos concentrado, o processo é chamado de **difusão**.



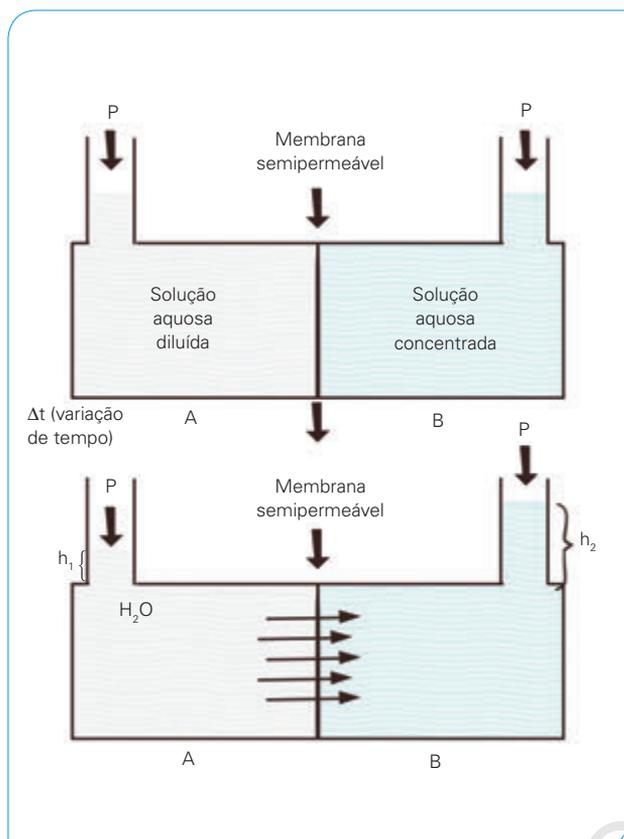
Perceba que o nível do solvente diminui após certo tempo, enquanto o nível da solução aumenta. Isso acontece porque a membrana semipermeável (MSP) é seletiva, ou seja, ela deixa passar apenas o solvente, sem o soluto.



## PRESSÃO OSMÓTICA (OSMOSCOPIA)

A pressão osmótica é a pressão que se deve aplicar sobre uma solução para impedir a passagem do solvente através da membrana semipermeável e é equivalente à pressão exercida pelo solvente na passagem através da membrana. A representação dessa pressão é dada pela letra grega  $\rho$  (*rho*), e os aparelhos que a medem, experimentalmente, são chamados de osmômetros.

Considere uma situação que mostra duas soluções aquosas de concentrações diferentes, A e B, separadas por uma membrana semipermeável. Após certo tempo, cada uma delas tem seu volume alterado em razão da passagem de água através da membrana, deixando as soluções com a mesma concentração (isotônicas).

**Atenção!**

**Soluções isotônicas** são aquelas de mesma pressão osmótica. Uma solução é **hipotônica** em relação a outra quando tem menor pressão osmótica; e é **hipertônica** quando apresenta maior pressão osmótica. Uma solução 0,4 mol/L de um soluto, por exemplo, é hipertônica em relação a uma solução 0,1 mol/L do mesmo soluto, no mesmo solvente e à mesma temperatura.

**EXERCÍCIO RESOLVIDO**

**3. UECE** – A panela de pressão, inventada pelo físico francês Denis Papin (1647-1712), é um extraordinário utensílio que permite o cozimento mais rápido dos alimentos, economizando combustível.

Sobre a panela de pressão e seu funcionamento, pode-se afirmar corretamente que

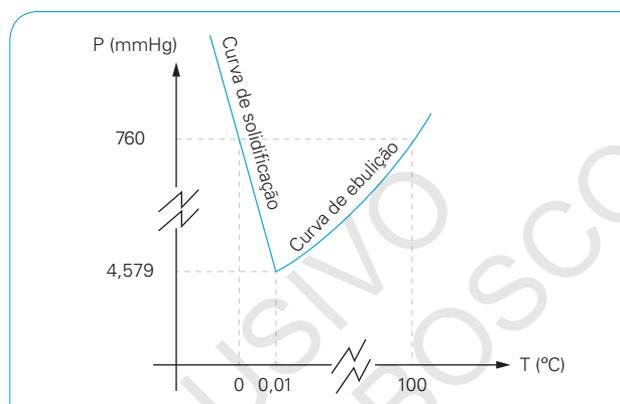
- a) é uma aplicação prática da lei de Boyle-Mariotte.
- b) foi inspirada na lei de Dalton das pressões parciais.
- c) aumenta a temperatura de ebulição da água contida nos alimentos.**
- d) o vapor-d'água represado catalisa o processo de cocção dos alimentos.

**Resolução**

A panela de pressão aumenta a temperatura de ebulição da água contida nos alimentos pelo fato de o volume permanecer constante e a quantidade de choques entre as moléculas do vapor-d'água aumentar.

**Diagrama de fases da água**

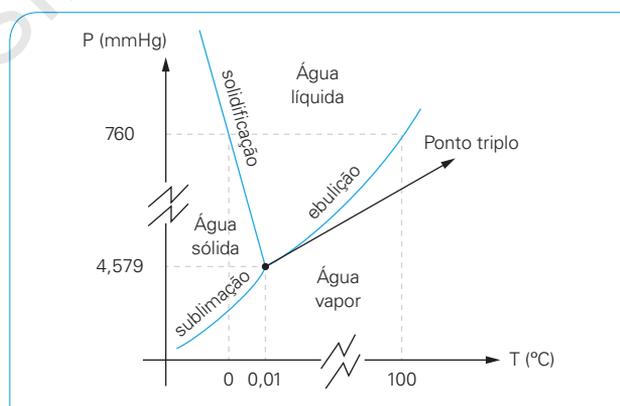
Em um mesmo gráfico, podemos plotar a variação da temperatura de ebulição e a variação da temperatura de solidificação da água, em função de sua pressão de vapor, como no exemplo a seguir.



Perceba que, no ponto onde a pressão apresenta valor igual a 4,579 mmHg, a temperatura é igual a 0,01 °C e a curva de ebulição coincide com a curva de solidificação da água. Isso significa que, nessa pressão e temperatura, o seguinte equilíbrio é estabelecido:



Esse ponto (4,579; 0,01) é chamado de **ponto triplo** da água, onde conseguimos observar a coexistência dos três estados físicos dela.

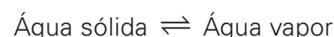


O gráfico anterior é conhecido como diagrama de fases da água, e é possível verificar:

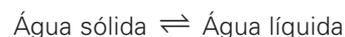
- No ponto triplo, coexistem as três fases de equilíbrio:



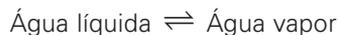
- Na curva de sublimação, coexistem as fases sólida e vapor:



- Na curva de solidificação, coexistem as fases sólida e líquida:



- Na curva de ebulição, coexistem as fases líquida e vapor:

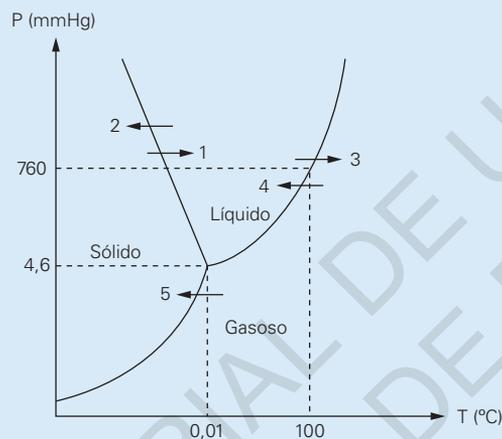


Em toda a região à direita das curvas de ebulição e sublimação, existe somente a fase de vapor; em toda a região entre as curvas de solidificação e ebulição, há apenas a fase líquida da água.

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**4. UNESP** – Entre 6 e 23 de fevereiro, aconteceram os Jogos Olímpicos de Inverno de 2014. Dentre as diversas modalidades esportivas, o *curling* é um jogo disputado entre duas equipes sobre uma pista de gelo, e seu objetivo consiste em fazer com que uma pedra de granito em forma de disco fique o mais próximo de um alvo circular. Vassouras são utilizadas pelas equipes para varrer a superfície do gelo na frente da pedra, de modo a influenciar tanto sua direção como sua velocidade. A intensidade da fricção e a pressão aplicada pelos atletas durante o processo de varredura podem fazer com que a velocidade da pedra mude em até 20%, devido à formação de uma película de água líquida entre a pedra e a pista.

O gráfico apresenta o diagrama de fases da água.



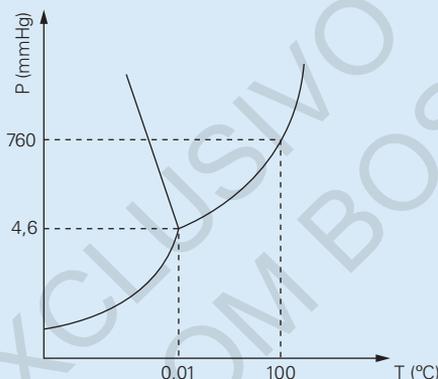
Com base nas informações constantes no texto e no gráfico, a seta que representa corretamente a transformação promovida pela varredura é a de número

- a) 3
- b) 2
- c) 4
- d) 1
- e) 5

### Resolução

Como citado no texto, no processo de varredura, ocorre um aumento na velocidade da pedra em razão da formação de uma película de água líquida entre a pedra e a pista. Esse processo acontece porque há a fusão da água, ou seja, a mudança de estado físico de sólido para líquido (ilustrada pela seta 1 do gráfico).

**5. UFG-GO** – O diagrama de fases da água é representado a seguir.



As diferentes condições ambientais de temperatura e pressão de duas cidades, A e B, influenciam as propriedades físicas da água. Essas cidades estão situadas ao nível do mar e a 2 400 m de altitude, respectivamente. Sabe-se, também, que, a cada aumento de 12 m na altitude, há uma mudança média de 1 mmHg na pressão atmosférica. Sendo a temperatura em A de  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$  e em B de  $-35\text{ }^{\circ}\text{C}$ , responda ao que se pede.

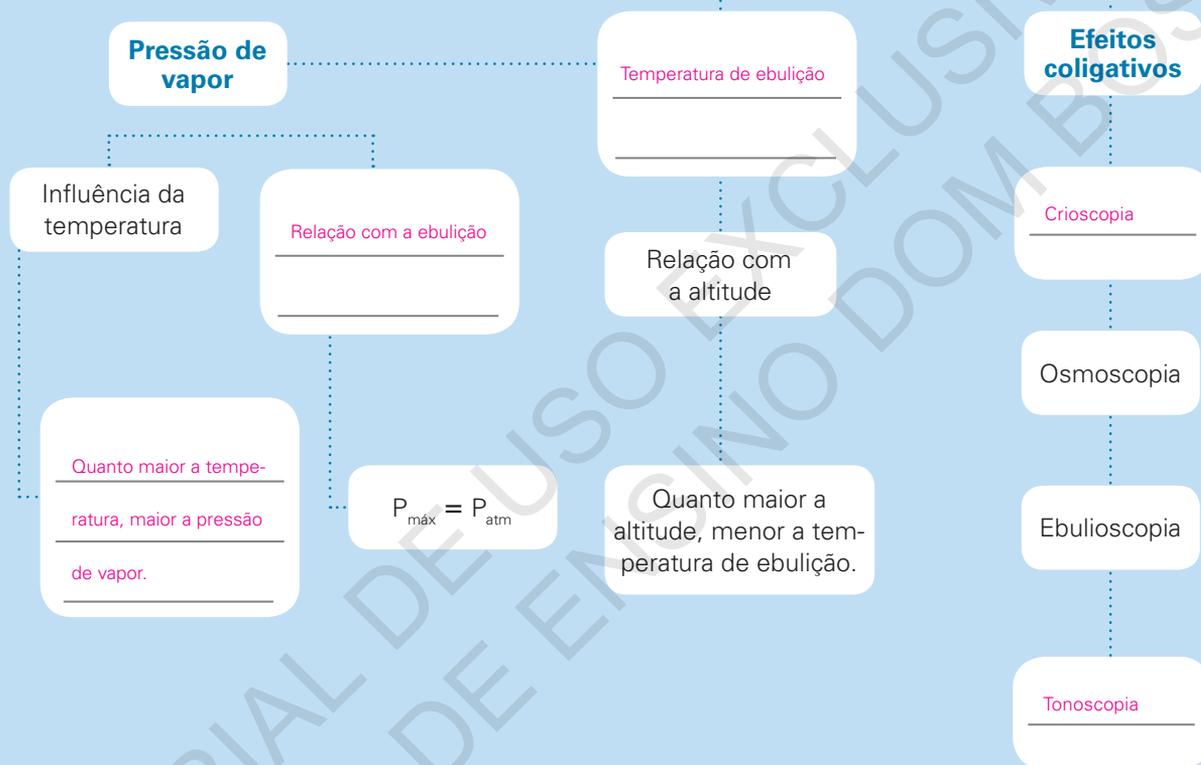
- a) Em qual das duas cidades é mais fácil liquefazer a água por compressão? Justifique sua resposta.
- b) Quais são as mudanças esperadas nas temperaturas de fusão e ebulição da água na cidade B com relação à A?

### Resolução

- a) Na cidade A, de acordo com o diagrama de fases, a pressão a ser exercida na água para que ocorra a liquefação é menor.
- b) Como B está a aproximadamente 2 400 m de altitude, a pressão atmosférica é menor. Consequentemente, a temperatura de fusão da água é maior do que em A, e a temperatura de ebulição é menor do que em A.

## ROTEIRO DE AULA

## PROPRIEDADES COLIGATIVAS



## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Fuvest-SP (adaptado)** – Louis Pasteur realizou experimentos pioneiros em microbiologia. Para tornar estéril um meio de cultura, o qual poderia estar contaminado com agentes causadores de doenças, Pasteur mergulhava o recipiente que o continha em um banho de água aquecida à ebulição, na qual adicionava cloreto de sódio.

Com a adição de cloreto de sódio, a temperatura de ebulição da água do banho com relação à da água pura era maior, menor ou a mesma? Explique sua resposta.

Com a adição de cloreto de sódio, a temperatura de ebulição da água do

banho com relação à da água pura era maior, em razão do aumento do

número de partículas de soluto (efeito ebulioscópico).

---



---



---



---

**2. PUC-RS** – Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor \_\_\_\_\_, mas maior \_\_\_\_\_.

- a) densidade – temperatura de ebulição
- b) condutividade elétrica – densidade
- c) pressão de vapor – condutividade elétrica
- d) concentração de íons – temperatura de ebulição
- e) ponto de congelamento – facilidade de vaporização do solvente

Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor pressão de vapor (apresenta maior quantidade de partículas, maior efeito coligativo) e maior condutividade elétrica (maior quantidade de íons livres em solução).

### 3. Enem

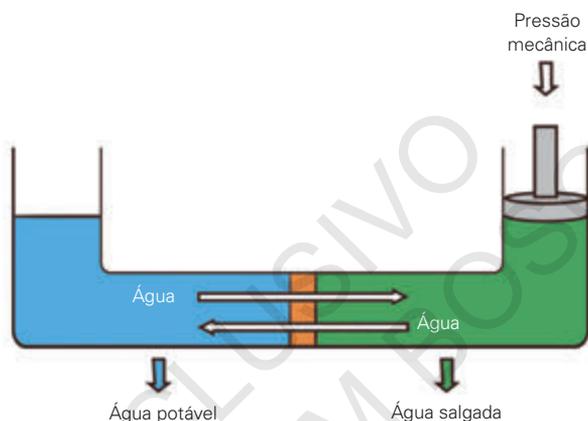
C5-H17

Alguns tipos de dessalinizadores usam o processo de osmose reversa para obtenção de água potável a partir da água salgada. Nesse método, utiliza-se um recipiente contendo dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável: em um deles, coloca-se água salgada e, no outro, recolhe-se a água potável. A aplicação de pressão mecânica no sistema faz a água fluir de um compartimento para o outro. O movimento das moléculas de água através da membrana é controlado pela pressão osmótica e pela pressão mecânica aplicada.

Para que ocorra esse processo, é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem

- a) mesmo sentido e mesma intensidade.
- b) sentidos opostos e mesma intensidade.
- c) sentidos opostos e maior intensidade da pressão osmótica.
- d) mesmo sentido e maior intensidade da pressão osmótica.
- e) sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica.

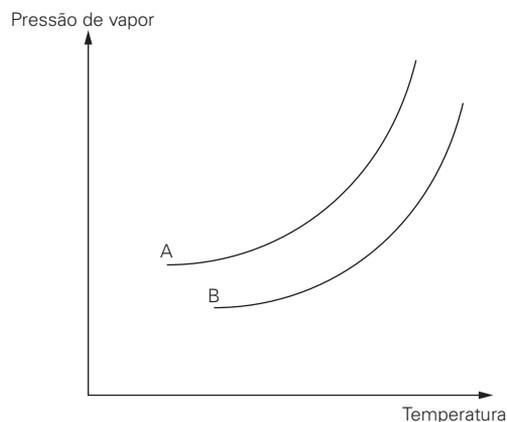
Para que ocorra esse processo, é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica; assim, o solvente migra do meio mais concentrado para o meio menos concentrado em um processo não espontâneo.



**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

**4. UFRGS-RS** – O gráfico a seguir é referente à pressão de vapor de dois líquidos, A e B, em função da temperatura.



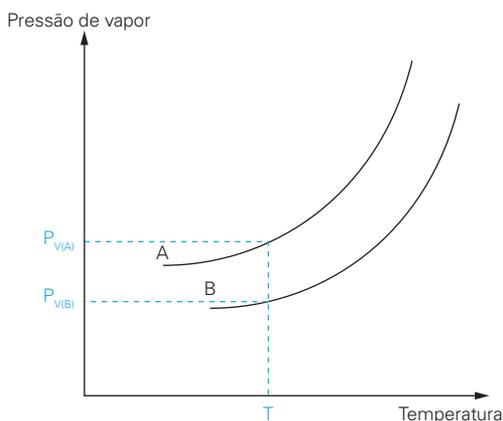
Considere as afirmações a seguir, sobre o gráfico.

- I. O líquido B é mais volátil que o líquido A.
- II. A temperatura de ebulição de B, a uma dada pressão, será maior que a de A.
- III. Um recipiente contendo somente o líquido A em equilíbrio com o seu vapor terá mais moléculas na fase vapor que o mesmo recipiente contendo somente o líquido B em equilíbrio com seu vapor, na mesma temperatura.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.  
 b) Apenas II.  
 c) Apenas III.  
 d) Apenas II e III.  
 e) I, II e III.

I) Incorreta. Como a pressão de vapor de A é maior do que a pressão de vapor de B a uma dada temperatura, concluímos que A é mais volátil do que B.



II) Correta. A temperatura de ebulição de B, a uma dada pressão, será maior que a de A, pois sua pressão de vapor é menor.

III) Correta. Um recipiente contendo somente o líquido A (maior pressão de vapor) em equilíbrio com o seu vapor terá mais moléculas na fase vapor que o mesmo recipiente contendo somente o líquido B (menor pressão de vapor) em equilíbrio com seu vapor, na mesma temperatura.

## 5. IFSC



Sabe-se que, ao se adicionar qualquer soluto na água, alteram-se os pontos de congelamento e ebulição. Esse efeito é facilmente verificado quando adicionamos sal na água em ebulição. Notamos que a ebulição cessa instantaneamente e só retorna após alguns segundos, ou seja, quando a solução recebe mais calor e aumenta a sua temperatura. Considere agora duas situações:

- 1) adição de 10 g de sal de cozinha em um litro de água;
- 2) adição de 10 g de açúcar em um litro de água.

Com base no texto e nas situações anteriores, analise as seguintes proposições e assinale a soma da(s) correta(s).

- 01) O efeito causado na temperatura de ebulição ou no congelamento da água será o mesmo nos dois casos.
  - 02) O efeito causado na temperatura de ebulição será maior com a adição do sal do que com a adição do açúcar.
  - 04) O efeito causado na temperatura de congelamento devido à adição do açúcar será maior devido à adição do sal.
  - 08) Em ambos os casos, não haverá alteração causada sobre as temperaturas de mudança de fase, pois as quantidades mencionadas não são significativas.
  - 16) O efeito coligativo exercido pelo sal, na situação 1, será maior que o efeito coligativo exercido pelo açúcar, na situação 2, devido ao número de partículas adicionadas nos dois casos.
  - 32) A temperatura de congelamento da solução preparada na situação 2 será maior que 0 °C.
- Dê a soma das afirmativas corretas.

18 (02 + 16)

01) Incorreta. A temperatura de ebulição na água com açúcar aumentará (ebulioscopia), enquanto, na água com sal, a temperatura de congelamento diminuirá (crioscopia).

02) Correta. O açúcar é um composto molecular, ou seja, formado apenas por ligações covalentes, o que faz com que, em soluções aquosas, possua o número de partículas dispersas igual à quantidade molar do composto dissolvido. Já o cloreto de sódio, que é um composto iônico, em solução aquosa, tem um número de partículas dispersas igual à quantidade em mols de íons dissolvidos.

04) Incorreta. A temperatura de congelamento será menor com a adição do sal.

08) Incorreta. Em ambos os casos, haverá alterações de temperatura.

16) Correta. O efeito coligativo exercido pelo sal será maior que o efeito coligativo exercido pelo açúcar, pois o número de partículas adicionadas do sal é maior do que o do açúcar.

32) Incorreta. A temperatura de congelamento em razão da adição de um soluto não volátil diminuirá, no caso da água, abaixo de 0 °C.

**6. UDESC** – As características físico-químicas, que dependem somente da quantidade de partículas presentes em solução e não da natureza dessas partículas, são conhecidas como propriedades coligativas.

Sobre as propriedades coligativas, analise as proposições.

- I. A alface, quando colocada em uma vasilha contendo uma solução salina, murcha. Esse fenômeno pode ser explicado pela propriedade coligativa, chamada pressão osmótica, pois ocorre a migração de solvente da solução mais concentrada para a mais diluída.
- II. Em países com temperaturas muito baixas ou muito elevadas, costuma-se adicionar etilenoglicol à água dos radiadores dos carros para evitar o congelamento e o superaquecimento da água. As propriedades coligativas envolvidas nesses dois processos são a crioscopia e a ebulioscopia, respectivamente.
- III. Soluções fisiológicas devem possuir a mesma pressão osmótica que o sangue e as hemácias. Ao se utilizar água destilada no lugar de uma solução fisiológica, ocorre um inchaço das hemácias e a morte

delas. A morte das hemácias por desidratação também ocorre ao se empregar uma solução saturada de cloreto de sódio. Nas duas situações, ocorre a migração do solvente (água) do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I e II estão corretas.
- b) Somente as afirmativas II e III estão corretas.**
- c) Somente a afirmativa III está correta.
- d) Somente a afirmativa II está correta.
- e) Somente as afirmativas I e III estão corretas.

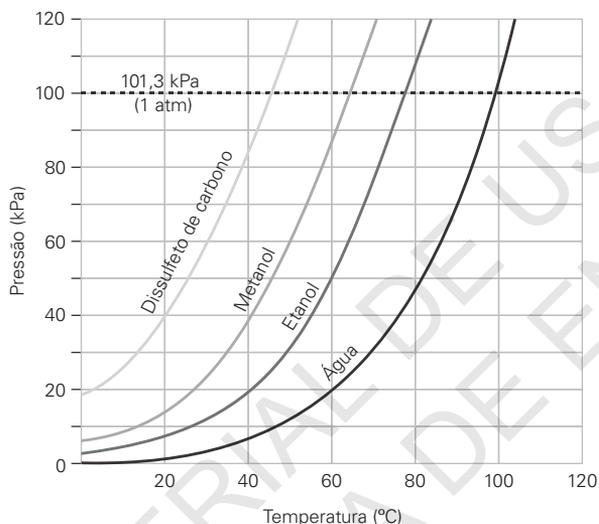
I) Incorreta. A migração do solvente acontece da solução mais diluída para a mais concentrada.

II) Correta. A crioscopia estuda a diminuição do ponto de congelamento de um líquido causada pelo soluto não volátil; no caso, o etilenoglicol evita que a água do radiador congele. Já a ebulioscopia é a propriedade coligativa que estuda a elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução quando é adicionado um outro composto.

III) Correta. Na água destilada, inchaço; na solução saturada, desidratação.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Fac. Albert Einstein-SP** – O gráfico a seguir representa a pressão de vapor de quatro solventes em função da temperatura.



Ao analisar o gráfico, foram feitas as seguintes observações.

- I. Apesar de metanol e etanol apresentarem ligações de hidrogênio entre suas moléculas, o etanol tem maior temperatura de ebulição, pois sua massa molecular é maior do que a do metanol.
- II. É possível ferver a água a 60 °C, caso essa substância esteja submetida a uma pressão de 20 kPa.
- III. Pode-se encontrar o dissulfeto de carbono no estado líquido a 50 °C, caso ele esteja submetido a uma pressão de 120 kPa.

Pode-se afirmar que

- a) somente as afirmações I e II estão corretas.
- b) somente as afirmações I e III estão corretas.
- c) somente as afirmações II e III estão corretas.
- d) todas as afirmações estão corretas.**

**8. Mackenzie-SP** – Ao investigar as propriedades coligativas das soluções, um estudante promoveu o congelamento e a ebulição de três soluções aquosas de solutos não voláteis (A, B e C), ao nível do mar. O resultado obtido foi registrado na tabela a seguir.

Solução	Temperatura de congelamento (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
A	-1,5	101,5
B	-3,0	103,0
C	-4,5	104,0

Após a análise dos resultados obtidos, o estudante fez as seguintes afirmações.

- I. A solução A é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta maior concentração em mol/L.
- II. A solução B é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor pressão de vapor.
- III. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor volatilidade.

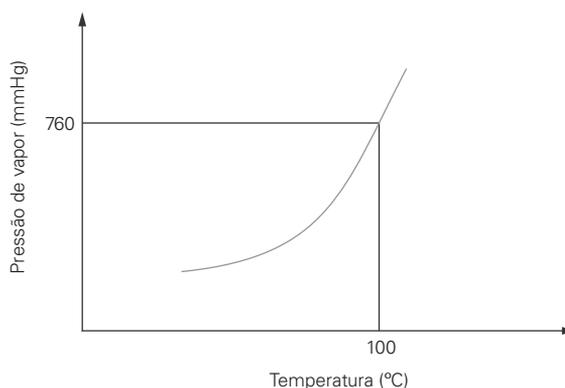
De acordo com os dados fornecidos e com seus conhecimentos, pode-se dizer que apenas

- a) a afirmação I está correta.
- b) a afirmação II está correta.
- c) a afirmação III está correta.
- d) as afirmações I e II estão corretas.
- e) as afirmações II e III estão corretas.**

**9. FASM-SP** – Analise a tabela, que apresenta a pressão de vapor, a 100 °C, para três diferentes substâncias.

Substância	Pressão de vapor (mmHg)
Butan-2-ol	790
Hexan-3-ol	495
Água	760

- a) Esboce, no gráfico a seguir, as curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela. Qual dos dois álcoois é o mais volátil?



- b) Explique, de acordo com a relação entre as forças intermoleculares e as temperaturas de ebulição, por que o butan-2-ol apresenta maior pressão de vapor que o hexan-3-ol à mesma temperatura.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**10. UFSC (adaptado)** – Em relação às proposições a seguir, é correto afirmar:

- 01)** Um alpinista no topo do Morro do Cambirela precisa de mais energia para ferver a água contida em uma chaleira do que um turista nas areias da Praia de Jurerê, considerando-se volumes iguais de água.
- 02)** A água para cozimento do macarrão adicionada de sal de cozinha entra em ebulição em uma temperatura maior do que a água pura.
- 04)** Ao temperar com azeite de oliva uma salada com folhas úmidas pelo processo de lavagem, forma-se uma mistura homogênea entre a água retida na superfície das folhas e o azeite.

- 08)** Em um mesmo dia e sob as mesmas condições de temperatura e pressão ambientes, a água potável de um reservatório aberto evapora a uma taxa maior do que a água do mar na Praia dos Ingleses.

- 16)** O odor característico do vinagre, sentido ao se temperar uma salada, é decorrente da transformação química sofrida pelas moléculas de ácido acético, que passam do estado líquido ao estado de vapor.

Dê a soma dos itens corretos.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

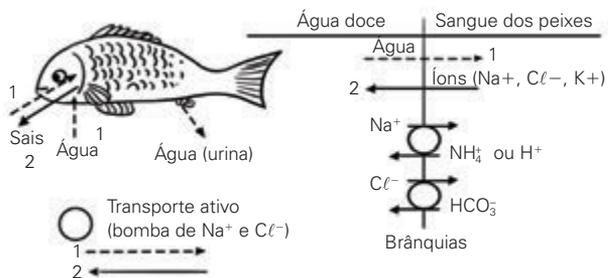
**11. Unicamp-SP** – O etilenoglicol é uma substância muito solúvel em água, largamente utilizado como aditivo em radiadores de motores de automóveis, tanto em países frios como em países quentes.

Considerando a função principal de um radiador, pode-se inferir corretamente que

- a)** a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais elevada que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais baixa que a da água pura.
- b)** a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais baixa que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais elevada que a da água pura.

- c) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.
- d) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.

**12. UEMA** – Os peixes ósseos marinhos evoluíram, ao todo indica, de ancestrais de água doce que possuíam a tonicidade de seus líquidos internos bem maior que a tonicidade da água doce. Por causa disso, eles estão continuamente ganhando água do meio e perdendo sais, conforme mostra o esquema a seguir.



Podem-se identificar os seguintes tipos de transportes no esquema, apontados pelas setas 1 e 2:

- liberação de bomba de  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  pelo peixe.
- liberação de íons carbonato pelo peixe.
- transporte ativo e osmose.
- difusão e transporte ativo.
- osmose e difusão.

### 13. UPE

A sardinha vem sendo utilizada na pesca industrial de atum. Quando jogados ao mar, os cardumes de sardinha atraem os cardumes de atuns, que se encontram em águas profundas. Porém, estudos têm mostrado que o lambari, conhecido na Região Nordeste como piaba, é mais eficiente para essa atividade. O lambari movimenta-se mais na superfície da água, atraindo os atuns com maior eficiência. Apesar de ser um peixe de água doce, o lambari não causa nenhum prejuízo ao ecossistema. Ao ser colocado no oceano, ele sobrevive por cerca de 30 minutos, no máximo.

Disponível em: <<http://revistagloborural.globo.com/>>. Acesso em: 8 fev. 2019. Adaptado. Adaptado.

No uso dessa tecnologia pesqueira, os lambaris morrem porque

- são tipicamente hiposmóticos e não sobrevivem em concentrações isosmóticas.
- desidratam, pois estavam em um ambiente isotônico onde a salinidade variava muito.
- passam para um ambiente aquático hipertônico, apresentando uma contínua perda de água por osmose.
- absorvem muita água e não têm como eliminá-la dos seus organismos, por isso incham até explodir.
- passam para um ambiente aquático hipotônico, apresentando uma contínua absorção de água por osmose.

**14. UFRGS-RS (adaptado)** – Para a análise da qualidade do leite, são monitorados vários parâmetros físico-

-químicos. As avaliações de propriedades, como, por exemplo, densidade, crioscopia e teor de proteína, as quais são calculadas pelo teor médio de nitrogênio, são utilizadas para detectar possíveis adulterações. É possível determinar a adição de água ao leite pela avaliação do efeito crioscópico? Explique sua resposta.

---



---



---



---



---

### 15. UPE

— Bom dia, disse um senhor ao se sentar em um banco de um quiosque à beira-mar.

Depois, ele pediu:

— Um caldinho de feijão, uma porção de salada, uma caipirinha e um pão de alho.

Enquanto saboreava o seu pedido, puxou uma conversa com o pessoal e, ao longo do papo, fez os comentários indicados a seguir.

- As verduras de uma salada temperada com sal tendem a perder água e a murchar por causa do efeito osmótico.
- O açúcar ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) adicionado a essa bebida é batido com cachaça, fatias de limão e gelo. Além de adoçá-la, por osmose, ele auxilia na extração do suco da fruta.
- O fermento biológico utilizado na preparação de pães, como este, tem, em sua composição, bicarbonato de sódio, que libera  $\text{CO}_2$  no aquecimento do produto e faz a massa crescer.
- O uso de panela de pressão faz, na produção do caldinho, o cozimento do feijão ser mais rápido, porque, ao se aumentar a pressão do sistema, ocorre a redução da temperatura de ebulição da água.

Após consumir todos os produtos, o cliente perguntou ao dono do quiosque:

— Gostou da aula? Como sabe, estou me preparando para entrar na universidade. (E emendou...) Posso deixar no pendura, dessa vez?

O dono do bar sorriu de ladinho e disse:

— Eu até poderia deixar no fiado, principalmente pelo fato de o senhor, como sempre, só ter tomado uma caipirinha. Mas, como nem todas essas suas afirmativas estão corretas, ou o senhor paga a conta ou chamo aquele policial ali! (E deu uma risada.)

Depois, pegou uns livros, pediu que uma pessoa da cozinha assumisse o quiosque e, sorrindo, falou para o cliente: até mais, te espero na universidade. Boa sorte!

Quais dos comentários do cliente do quiosque, citados anteriormente, estão corretos?

- I e II
- I e III
- I e IV
- II e III
- II e IV



## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. Univag-MT

C5-H17

Considere as seguintes soluções aquosas.

Glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) 0,2 mol/L

Iodeto de potássio (KI) 0,2 mol/L

Cloreto de sódio (NaCl) 0,1 mol/L

Sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) 0,1 mol/L

Dentre as soluções citadas, aquelas que devem apresentar a mesma temperatura de congelamento são

- glicose e iodeto de potássio.
- cloreto de sódio e iodeto de potássio.
- glicose e sacarose.
- sacarose e cloreto de sódio.
- glicose e cloreto de sódio.

## 19. Unicamp-SP

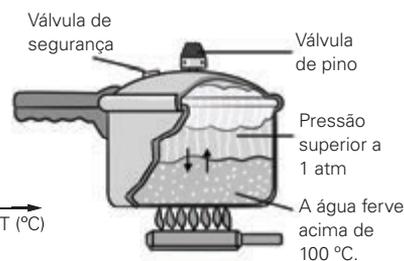
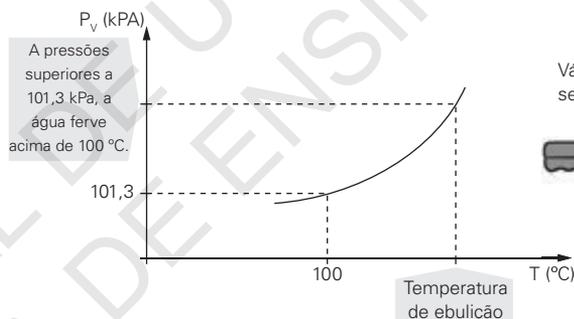
C5-H17

Alguns trabalhos científicos correlacionam as mudanças nas concentrações dos sais dissolvidos na água do mar com as mudanças climáticas. Entre os fatores que poderiam alterar a concentração de sais na água do mar, podemos citar: evaporação e congelamento da água do mar, chuva e neve, além do derretimento das geleiras. De acordo com o conhecimento químico, podemos afirmar corretamente que a concentração de sais na água do mar

- aumenta com o derretimento das geleiras e diminui com o congelamento da água do mar.
- diminui com o congelamento e com a evaporação da água do mar.
- aumenta com a evaporação e o congelamento da água do mar e diminui com a chuva ou neve.
- diminui com a evaporação da água do mar e aumenta com o derretimento das geleiras.

## 20. IFPE

C5-H17



As panelas de pressão são projetadas para reter boa parte do vapor de água, aumentando a pressão interna. A água ferve acima de 100  $^{\circ}C$  e, em virtude da alta temperatura que a panela atinge, os alimentos cozinham mais rápido e assim o fogão fica menos tempo aceso, economizando gás.

PERUZZO, F. M. (Tito); CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. 5. ed. São Paulo: Moderna, 2009. Adaptado.

Analise cada situação a seguir e assinale a alternativa correta.

- Numa panela aberta, uma pessoa conseguiria cozinhar mais rapidamente um alimento em Gravatá (altitude de 447 m acima do nível do mar), em se comparando ao que ocorreria em Recife (nível do mar).
- As válvulas de pino, situadas no centro das panelas, são relativamente pesadas, mas podem movimentar-se para cima quando o vapor de água possuir pressão menor que a atmosférica.
- Nas regiões de grandes altitudes, a temperatura de ebulição da água aumenta devido à elevação da pressão.
- A uma pressão de 98 kPa, a água ferve exatamente a 98  $^{\circ}C$ .
- A adição de sal à água, dentro da panela de pressão, contribui para o aumento de sua temperatura de ebulição, diminuindo o tempo de cozimento dos alimentos.



BET\_NOIRE/ISTOCKPHOTO

MATERIALIA QUIMICA  
SISTEMA DE ENSINO BOSCO

# QUÍMICA 1B

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

## 39

# PROPRIEDADES COLIGATIVAS II

- Aspectos quantitativos das propriedades coligativas
- Efeitos coligativos em soluções iônicas
- Fator de correção de Van't Hoff

## HABILIDADES

- Trabalhar com aspectos quantitativos de propriedades coligativas.



O etilenoglicol é um líquido utilizado como anticongelante no radiador de automóveis.

Neste módulo, estudaremos como é possível trabalhar com aspectos quantitativos das propriedades coligativas, ou seja, calcular, de fato, o quanto deverá ser colocado de um anticongelante, em geral o etilenoglicol, no radiador de um automóvel, a fim de promover uma redução na temperatura de congelamento da água ou, ainda, calcular qual foi o abaixamento da pressão de vapor em razão da adição de um soluto não volátil.

Os solutos não voláteis podem ser moleculares ou iônicos. Um exemplo de soluto não volátil molecular é o açúcar de mesa (sacarose –  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), e um soluto iônico não volátil é o sal de cozinha (cloreto de sódio –  $NaCl$ ). O sal, diferentemente do açúcar, interage com as moléculas do solvente, causando uma dissociação iônica.



## Aspectos quantitativos das propriedades coligativas

Medidas experimentais mostram que os efeitos tonoscópico, ebulioscópico e crioscópico são proporcionais à concentração molar (**molalidade**) da solução.

$$W = \frac{m_1}{m_2 \cdot M_1}$$

em que:

$m_1$ : massa do soluto (g)

$m_2$ : massa do solvente (kg)

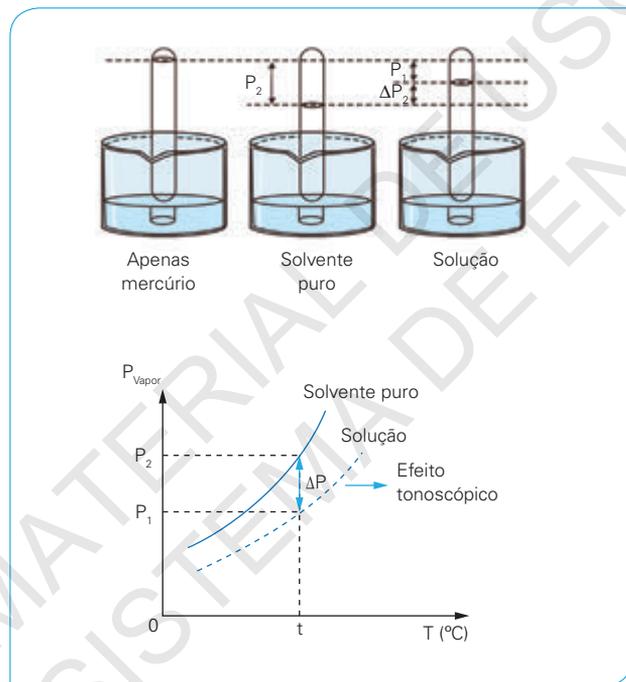
$M_1$ : massa molar do soluto (g/mol)

### TONOSCOPIA (LEI DE RAULT)

O cálculo do abaixamento da pressão de vapor é feito levando-se em consideração a variação relativa da pressão de vapor, e, dessa forma, não depende da temperatura na qual o procedimento está ocorrendo. A variação relativa da pressão de vapor é representada por:

$$\frac{\Delta P}{P_2}$$

em que  $\Delta P = P_2 - P_1$  ( $P_2$ : pressão de vapor do solvente puro;  $P_1$ : pressão de vapor do solvente na solução).



A pressão de vapor do solvente na solução ( $P_1$ ) é menor que a do solvente puro ( $P_2$ )  $\Rightarrow P_2 > P_1$ .

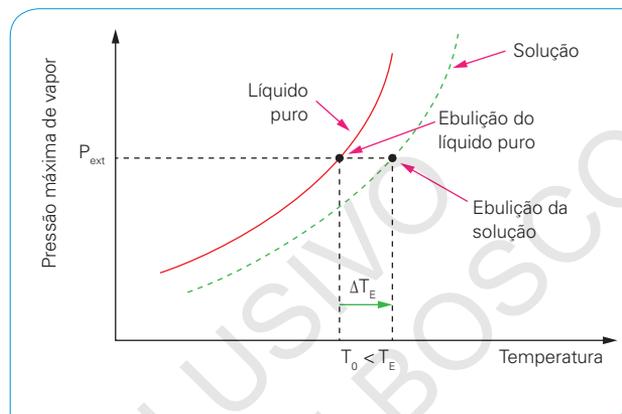
Matematicamente, tem-se:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W$$

Em que:  $K_T$  = constante tonoscópica  $\left( K_T = \frac{M_2}{1000} \right)$

### EBULIOSCOPIA

O aumento da temperatura de ebulição ( $\Delta T_E$ ) não depende apenas da quantidade de partículas dissolvidas em solução, mas também da constante ebulioscópica ( $K_E$ ), que varia de acordo com a característica do solvente e é determinada experimentalmente.



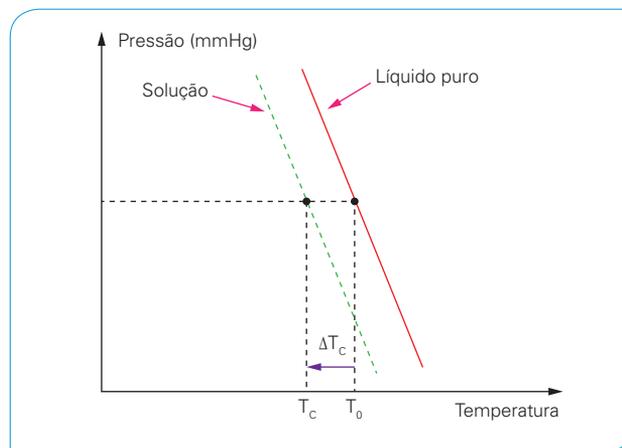
Matematicamente, tem-se:

$$\Delta T_E = K_E \cdot W$$

Em que:  $K_E$  = constante ebulioscópica  $\left( K_E = \frac{M_2}{1000} \right)$

### CRIOSCOPIA

A diminuição da temperatura de congelamento ou temperatura de fusão ( $\Delta T_C$  ou  $\Delta T_F$ ) não depende apenas da quantidade de partículas dissolvidas em solução, mas também da constante crioscópica ou constante de fusão ( $K_C$  ou  $K_F$ ), que varia de acordo com a característica do solvente e é determinada experimentalmente.



Matematicamente, tem-se:

$$\Delta T_C = K_C \cdot W$$

ou

$$\Delta T_F = K_F \cdot W$$

Em que:  $K_C$  = constante crioscópica  $\left( K_C = \frac{M_2}{1000} \right)$

## PRESSÃO OSMÓTICA (OSMOSCOPIA)

Calcula-se a pressão osmótica ( $\pi$ ) nas soluções que possuem comportamento semelhante à pressão de um gás ideal. Com base na equação de estado de gás ideal, tem-se que:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Considerando que  $P = \pi$ , então:

$$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

Em que:

R: constante universal dos gases ideais

$$\left( R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \text{ ou } R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right);$$

$\pi$ : pressão osmótica da solução (atm ou mmHg);

V: volume da solução (litros);

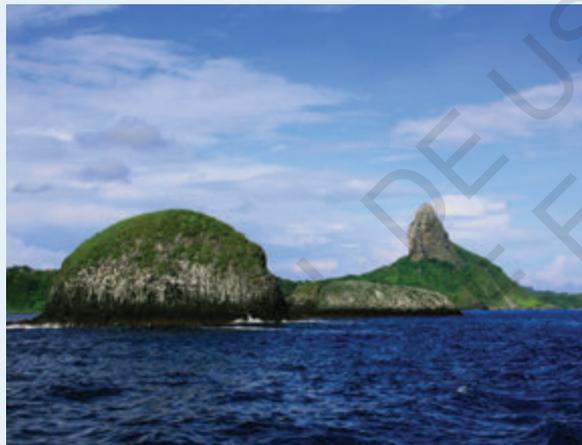
n: quantidade em mols do soluto;

T: temperatura absoluta da solução (Kelvin);

$\mathcal{M}$ : concentração em mol por litro da solução (mol/L).

### LEITURA COMPLEMENTAR

#### Dessalinizar a água é cada vez mais viável



Arquipélago de Fernando de Noronha, no litoral pernambucano, é quase todo abastecido por água dessalinizada.

A dessalinização da água do mar e de águas salobras é comum em países desérticos ou com pouca disponibilidade de água potável, como no Oriente Médio e na África. Mas o seu uso não se restringe a esses locais e já está bastante difundido no mundo. Segundo a Associação Internacional de Dessalinização (IDA), o tratamento já é utilizado em 150 países, como Austrália, Estados Unidos, Espanha e Japão.

No Brasil, o Programa Água Doce (PAD), do Ministério do Meio Ambiente (MMA), investe em sistemas de dessalinização para oferecer água com qualidade a populações de baixa renda em comunidades do semiárido. O PAD atende todo o Nordeste e o norte de Minas Gerais,

onde a disponibilidade hídrica é baixa e a salinidade das águas subterrâneas é elevada.

A Universidade Federal de Campina Grande (UFCG), na Paraíba, tem trabalhado com sistemas de dessalinização. A técnica utilizada pelo Laboratório de Referência em Dessalinização (Labdes), do Departamento de Engenharia Química da instituição, é a osmose inversa — passagem da água por membranas filtrantes. O processo é responsável, por exemplo, pelo abastecimento de água no Arquipélago de Fernando de Noronha há uma década.

O professor Kepler Borges França, coordenador do Labdes, esteve à frente do programa do ministério desde o início e explica que a osmose inversa é responsável por retirar não somente os sais da água, mas também micro-organismos, bactérias e fungos, deixando a água potável para o uso humano. Ele também ressalta a viabilidade econômica da técnica utilizada no Brasil.

O especialista afirma que atualmente o esforço do Labdes é levar a dessalinização para todas as capitais do litoral brasileiro, a fim de minimizar a escassez de água provocada pelo grande consumo em condomínios à beira-mar. Segundo ele, a dessalinização é viável para evitar situações de desabastecimento, como a que ocorre em São Paulo, e tem um custo menor do que a construção de canais para levar água aos grandes centros urbanos.

Disponível em: <<https://www12.senado.leg.br/emdiscussao/edicoes/escassez-de-agua/leis-e-propostas-quem-cuida-das-aguas/dessalinizar-a-agua-e-cada-vez-mais-viavel>>. Acesso em: 6 ago. 2018.

## EFEITOS COLIGATIVOS EM SOLUÇÕES IÔNICAS

Todos os raciocínios matemáticos até aqui foram dirigidos a soluções moleculares, isto é, aquelas que, em solução aquosa, não formam íons. Para a mesma concentração de um composto iônico, haverá uma maior quantidade de partículas. Como os efeitos coligativos não dependem da natureza dessas partículas, mas das concentrações, é importante haver uma pequena correção quando o soluto em questão for iônico. Esse procedimento foi realizado pela primeira vez pelo químico alemão Jacobus Henricus Van't Hoff, que recebeu o Prêmio Nobel por trabalhos realizados na área da química, em 1901.

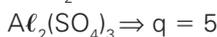
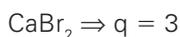
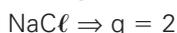
### Fator de correção de Van't Hoff (i)

O fator de correção de Van't Hoff (i) é calculado com base na expressão a seguir:

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$\alpha$ : grau de dissociação iônica;

q: número de íons gerado a cada fórmula do soluto.

**Exemplo**

Tratando-se de um soluto molecular, o grau de dissociação iônica ( $\alpha$ ) é zero. Assim:

$$i = 1$$

Dessa forma, as expressões dos efeitos coligativos continuam válidas. Se o soluto for iônico e o grau de dissociação iônica ( $\alpha$ ) for 100%, então:

$$i = q$$

Nesse caso, todas as expressões dos efeitos coligativos contêm essa correção. A tabela a seguir resume as equações usadas nas propriedades coligativas com as devidas correções de Van't Hoff ( $i$ ).

Fórmula matemática	Efeito coligativo
$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W \cdot i$	Tonoscopia
$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$	Ebulioscopia
$\Delta T_C = K_C \cdot W \cdot i$	Crioscopia
$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \cdot i$	Ôsmoscopia

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS**

1. Considere duas soluções aquosas, A e B. Em 500 mL da solução A, há 6,0 g de ureia ( $\text{CON}_2\text{H}_4$ ) e, em 500 mL da solução B, há 9,0 g de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). Qual solução apresenta menor pressão de vapor?

**Dados:**  $M(\text{CON}_2\text{H}_4) = 60 \text{ g/mol}$ ;

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$ ;

constante de Avogadro =  $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**Resolução**

Nas soluções A e B, as entidades dispersas são, respectivamente, moléculas de ureia e glicose. Quanto

maior o número de moléculas na solução, menor será a pressão de vapor. Assim:

– Solução A:

$$m_1 = 6,0 \text{ g}; M_1 = 60 \text{ g/mol}$$

$$n_1 = \frac{6,0 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$0,1 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} = 3,0 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

Assim, a solução A apresenta a menor pressão de vapor, pois o número de moléculas (entidades dispersas) é maior em um mesmo volume de solução.

2. **UECE** – O cloreto de cálcio tem larga aplicação industrial nos sistemas de refrigeração, na produção do cimento, na coagulação de leite para a fabricação de queijos, e uma excelente utilização como controlador da umidade. Uma solução de cloreto de cálcio utilizada para fins industriais apresenta molalidade 2 e tem temperatura de ebulição  $103,016 \text{ }^\circ\text{C}$  sob pressão de 1 atm. Sabendo que a constante ebulioscópica da água é  $0,52 \text{ }^\circ\text{C}$ , o seu grau de dissociação iônica aparente é

- a) 80%.
- b) 85%.
- c) 90%.
- d) 95%.**

**Resolução**

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$$

$$i = \frac{103,016 - 100}{K_E \cdot W}$$

$$i = \frac{3,016}{0,52 \cdot 2} = 2,9$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$q =$  três íons que foram gerados  
( $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ )

Aplicando na fórmula, temos:

$$i = 1 + \alpha \cdot (3 - 1)$$

$$2,9 = 1 + 3\alpha - \alpha$$

$$2\alpha = 1,9$$

$$\alpha = 0,95 \text{ ou } 95\%$$

# ROTEIRO DE AULA

## EFEITOS COLIGATIVOS

Tonoscopia

Diminuição da pressão  
de vapor do solvente

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_T \cdot W \cdot i$$

Ebulioscopia

Aumento da  
temperatura de  
ebulição

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$$

Crioscopia

Diminuição da tempe-  
ratura de solidificação

$$\Delta T_C = K_C \cdot W \cdot i$$

Osmoscopia

Pressão exercida,  
a fim de evitar a  
osmose

$$\pi = \eta \cdot R \cdot T \cdot i$$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. UECE** – A descoberta do fenômeno da osmose foi atribuída a René Joachim Henri Dutrochet (1776-1847), físico e botânico francês, autor do termo “osmose”. Sua pesquisa teve fundamental importância para explicar o processo da respiração celular. A pressão osmótica utilizada para interromper a osmose de uma determinada solução de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) contendo 10 g/L a 15 °C é

**Dado:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

a) 2,62 atm.

b) 1,83 atm.

c) 2,92 atm.

**d) 1,31 atm.**

$$T = 15 + 273 = 288 \text{ K}$$

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

$$C_{\text{glicose}} = \mathcal{M} \cdot M$$

$$10 = \mathcal{M} \cdot 180$$

$$\mathcal{M} = \frac{10}{180} = \frac{1}{18} \text{ mol/L}$$

$$\pi = \frac{1}{18} \cdot 0,082 \cdot 288 = 1,312 \approx 1,31 \text{ atm}$$

**2. UEM-PR** – Em um tubo de vidro, que tem na extremidade inferior uma membrana semipermeável, foram adicionados 17 g de sacarose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) em 100 mL de água. Com base nessas informações, assinale o que for correto.

**01)** A concentração da solução de sacarose é de aproximadamente 0,5 mol/L.

**02)** Ao mergulhar o tubo em um recipiente contendo uma solução de sacarose com concentração de 2,0 mol/L, o volume de líquido dentro do tubo vai diminuir.

**04)** A passagem de água através de uma membrana semipermeável é chamada de fagocitose.

**08)** Quando o tubo for mergulhado em um recipiente, a solução contida nele é hipertônica em relação a uma solução de sacarose de concentração 2,0 mol/L contida nesse recipiente.

**16)** Uma solução aquosa com concentração de 18 g/L de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) possui menor pressão osmótica do que a solução de sacarose descrita no enunciado, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Dê a soma dos itens corretos.

$$19 (01 + 02 + 16)$$

**01.** Correto. A concentração da solução de sacarose é de aproximadamente 0,5 mol/L.

$$m_{\text{sacarose}} = 17 \text{ g}$$

$$M_{\text{sacarose}} = 342 \text{ g/mol}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$\mathcal{M} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{17}{342 \cdot 0,1} = 0,49 \approx 0,50 \text{ mol/L}$$

**02.** Correto. O solvente migra da solução menos concentrada (maior pressão de vapor) para a mais concentrada (menor pressão de vapor).

**04.** Incorreto. A passagem de água através de uma membrana semipermeável é chamada de osmose.

**08.** Incorreto. Quando o tubo for mergulhado em um recipiente, a solução contida nele é hipotônica (menor concentração; 0,5 mol/L em relação a uma solução de sacarose de concentração 2,0 mol/L contida nesse recipiente).

**16.** Correto. Uma solução aquosa com concentração de 18 g/L de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) possui menor pressão osmótica do que a solução de sacarose descrita no enunciado, nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$C = 18 \text{ g/L (glicose)}$$

$$C = \mathcal{M} \cdot M$$

$$18 = \mathcal{M} \cdot 180$$

$$\mathcal{M} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Como a concentração em quantidade dessa solução (0,1 mol/L) é menor do que a solução de sacarose (0,5 mol/L), sua pressão de vapor é maior e, conseqüentemente, a pressão osmótica (contrapressão) é menor quando comparada à solução de sacarose.

## 3. UNESP

C5-H17

A concentração de cloreto de sódio no soro fisiológico é 0,15 mol/L. Esse soro apresenta a mesma pressão osmótica que uma solução aquosa 0,15 mol/L de

a) sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$

b) sulfato de sódio,  $Na_2SO_4$

c) sulfato de alumínio,  $Al_2(SO_4)_3$

d) glicose,  $C_6H_{12}O_6$

**e) cloreto de potássio,  $KCl$**



$$1 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad (1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} = 2 \text{ mol})$$

$$0,15 \text{ mol} \quad \text{—————} \quad (0,15 \text{ mol} + 0,15 \text{ mol} = 0,30 \text{ mol})$$

ou

$$0,15 \text{ mol de NaCl} \rightarrow \frac{0,15 \text{ mol de Na}^+ + 0,15 \text{ mol de Cl}^-}{0,30 \text{ mol}}$$

Para uma solução apresentar a mesma pressão osmótica do soro fisiológico, ela deverá ter a mesma quantidade de partículas (íons, moléculas etc.) por litro, ou seja, 0,30 mol.

$$0,15 \text{ mol } (C_{12}H_{22}O_{11})_{(s)} \rightarrow \frac{0,15 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11(aq)}}{0,15 \text{ mol}}$$

$$0,15 \text{ mol de } Na_2SO_4 \rightarrow \frac{2 \cdot 0,15 \text{ mol de } Na^+ + 0,15 \text{ mol de } SO_4^{2-}}{0,45 \text{ mol}}$$

$$0,15 \text{ mol de } Al_2(SO_4)_3 \rightarrow \frac{2 \cdot 0,15 \text{ mol de } Al^{3+} + 3 \cdot 0,15 \text{ mol de } SO_4^{2-}}{0,75 \text{ mol}}$$

$$0,15 \text{ mol de } (C_6H_{12}O_6)_{(s)} \rightarrow \frac{0,15 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6(aq)}{0,15 \text{ mol}}$$

$$0,15 \text{ mol de } KCl \rightarrow \frac{0,15 \text{ mol de } K^+ + 0,15 \text{ mol de } Cl^-}{0,30 \text{ mol}}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

**4. UEM-PR** – Sobre as propriedades coligativas, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

**Dados:** massa molar em g/mol: Na = 23; Cl = 35,5; K = 39

- 01)** Tonoscopia, ebulioscopia, microscopia e crioscopia são exemplos de propriedades coligativas.
- 02)** A pressão de vapor de uma solução de 100 g de água e 1 g de KCl é maior que a de uma solução de 100 g de água e 1 g de NaCl.
- 04)** Uma pessoa pode morrer de desidratação celular se beber apenas água do mar.
- 08)** A temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de ureia (CH<sub>4</sub>N<sub>2</sub>O) em 1 000 g de água é igual a temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) em 1 000 g de água.
- 16)** Se a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de glicose em 1 000 g de água é -1,86 °C, então a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de NaCl em 1 000 g de água será de -3,72 °C.

Dê a soma das alternativas corretas.

30 (02 + 04 + 08 + 16)

01. Incorreta. Somente tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia são exemplos de propriedades coligativas.

02. Correta. A pressão de vapor de uma solução de 100 g de água e 1 g de KCl é maior que a de uma solução de 100 g de água e 1 g de NaCl.

KCl = 39 + 35,5 = 74,5 g/mol; NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol.

$$n_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{1}{74,5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{1}{58,5} \text{ mol}$$

Quanto menor o número de mols do soluto, maior será a pressão de vapor.

$$\frac{1}{74,5} \text{ mol} < \frac{1}{58,5} \text{ mol} \therefore p_{\text{vapor}}(\text{KCl}) > p_{\text{vapor}}(\text{NaCl})$$

04. Correta. Uma pessoa pode morrer de desidratação por causa da osmose. A água presente nas células migra para o meio mais concentrado (água do mar) e as células murcham.

08. Correta. A temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de ureia (CH<sub>4</sub>N<sub>2</sub>O) em 1 000 g de água é igual a temperatura de ebulição de uma solução preparada pela dissolução de 1 mol de glicose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) em 1 000 g de água, pois essas soluções são moleculares e apresentam o mesmo número de mols de moléculas.

16. Correta. Se a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de glicose (composto molecular) em 1 000 g de água é -1,86 °C, então a temperatura de fusão de uma solução de 1 mol de NaCl em 1 000 g de água será de -3,72 °C (2 · (-1,86 °C)), pois a solução de NaCl apresenta o dobro de mol de partículas.

**5. UERJ** – Um medicamento utilizado como laxante apresenta, em sua composição química, os sais Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> e NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> nas concentrações de 142 g/L e 60 g/L, respectivamente. A eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca a perda de água das células presentes no intestino.

Admitindo que cada um dos sais se encontra 100% dissociado, calcule a concentração de íons Na<sup>+</sup> em mol/L no medicamento.

Em seguida, também em relação ao medicamento, nomeie o sal com menor concentração e a propriedade coligativa correspondente à sua ação laxante.

**Dados:** massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Na = 23; P = 31

Cálculo da concentração de íons Na<sup>+</sup>, em mol/L, no medicamento:

$$\text{Na}_2\text{HPO}_4 = 2 \cdot 23 + 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 142 \text{ g/L} \Rightarrow \eta_{\text{Na}_2\text{HPO}_4} = 1 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol de Na}$$

$$1 \text{ mol/L de Na}_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol/L de Na}$$

$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 = 23 + 2 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 120$$

$$M_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 120 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol ————— } 120 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol ————— } 60 \text{ g}$$

$$C_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 60 \text{ g/L} \Rightarrow \eta_{\text{NaH}_2\text{PO}_4} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de NaH}_2\text{PO}_4 \text{ ————— } 1 \text{ mol de Na}$$

$$0,5 \text{ mol/L de NaH}_2\text{PO}_4 \text{ ————— } 0,5 \text{ mol/L de Na}$$

Concentração de íons Na<sup>+</sup> no medicamento = 2 mol/L + 0,5 mol/L

Concentração de íons Na<sup>+</sup> no medicamento = 2,5 mol/L

Nome do sal de menor concentração (60 g/L):

NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>: dihidrogenofosfato de sódio.

De acordo com o texto, a eficácia do medicamento está relacionada à alta concentração salina, que provoca uma perda de água das células presentes no intestino. A propriedade coligativa correspondente à ação laxante decorrente dessa descrição é a osmometria (ocorre osmose).

**6. UFPR** – Adicionar sal de cozinha ao gelo é uma prática comum quando se quer “gelar” bebidas dentro da geladeira. A adição do sal faz com que a temperatura de fusão se torne inferior à da água pura.

**Dados:** K<sub>F</sub> = 1,86 °C · kg · mol<sup>-1</sup>; Na = 23 g/mol; Cl = 35,5 g/mol

A diferença na temperatura de fusão (em °C) na mistura obtida, ao se dissolver 200 g de sal de cozinha em 1 kg de água, em relação à água pura, é de

a) 0,23

b) 4,2

c) 6,3

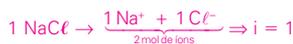
d) 9,7

e) 13

A variação da temperatura de fusão está relacionada com a concentração molar da seguinte maneira:

$$W = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente em kg}}}$$

i: fator de Van't Hoff



$$m_{\text{solvente (água)}} = 1 \text{ kg}$$

$$n_{\text{soluto (sal)}} = \frac{m}{M} = \frac{200}{58,5}$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = K_F \cdot W \cdot i$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = K_F \cdot \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente em kg}}} \cdot i$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = 1,86 \text{ °C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{200 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} \cdot 2$$

$$\Delta T_{\text{fusão}} = 12,717948 \text{ °C} \Rightarrow \Delta T_{\text{fusão}} \approx 12,72 \text{ °C} \approx 13 \text{ °C}$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. PUC-PR** – 100 mg de nitrato de cálcio foram dissolvidos em 50 cm<sup>3</sup> de água, à temperatura de 50 °C. Assinale a alternativa correta, a qual traz a pressão a ser aplicada para impedir a osmose.

**Dados:** M (g/mol) : N = 14, O = 16, Ca = 40,  
R = 0,082 atm · L · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>

- a) 0,78 atm
- b) 0,5 atm
- c) 1,25 atm
- d) 0,969 atm
- e) 0,87 atm

**8. UECE (adaptado)** – A temperatura de ebulição do etanol em determinadas condições é 78,22 °C. Ao dissolver um pouco de fenol no etanol, um estudante de química produziu uma solução com temperatura de ebulição 78,82 °C, nas mesmas condições. Sabendo-se que o etanol tem  $K_E = 1,2 \text{ °C} \cdot \text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ , calcule a molalidade da solução.

**9. ITA-SP** – A adição de certa massa de etanol em água diminui a temperatura de congelamento do solvente em 18,6 °C. Sabendo que a constante crioscópica da água é de  $1,86 \text{ °C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ , assinale a porcentagem em massa do etanol nessa mistura.

- a) 10,0%
- b) 18,6%
- c) 25,0%
- d) 31,5%
- e) 46,0%

**10. UEM-PR (adaptado)** – Ebulioscopia é a propriedade coligativa, relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido, quando se acrescenta a ele um soluto não volátil.

Considerando as três soluções aquosas a seguir, ordene-as em ordem crescente de acordo com suas temperaturas de ebulição.

Solução A = NaCl 0,1 mol/L

Solução B = sacarose 0,1 mol/L

Solução C = CaCl<sub>2</sub> 0,1 mol/L

**11. Acafe-SC** – Considere soluções aquosas diluídas e de mesma concentração das seguintes soluções:

- I. Mg<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
- II. K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- III. Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 5 H<sub>2</sub>O
- IV. Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

A ordem crescente da temperatura de ebulição dessas soluções é

- a) 2 = 3 > 4 > 1
- b) 2 < 4 < 1 < 3
- c) 2 > 4 > 1 > 3
- d) 2 = 3 < 4 < 1

**12. Unitau-SP** – Em países muito frios, é adicionado ao líquido de arrefecimento do motor o propanotriol (glicerol), composto de água e aditivos anticorrosivos, para evitar que a solução congele, pois provocaria danos ao motor e aos seus componentes. Qual a quantidade de propanotriol que deve ser adicionada a cada 100 g de água, para que a temperatura de solidificação da solução seja inferior a -30 °C?

**Dado:** constante criométrica da água = 1,86 °C/mol

**13. UEM-PR** – Assinale o que for correto.

**Dados:** H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol

- 01)** Quando 320 g de uma solução aquosa saturada de sacarose a 40 °C são resfriados a 10 °C, precipitam-se 40 gramas de sacarose. (Dados: solubilidade da sacarose em 100 g de água a 40 °C = 220 g/100 g e a 10 °C = 180 g/100 g).
- 02)** Uma solução de ácido acético ( $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ) usada para a fabricação do vinagre possui concentração de 4,8% (m/v). Essa concentração equivale a 0,8 mol/L.
- 04)** A bebida conhecida como absinto pode ter gradação alcoólica de até 80% em massa de etanol. Nessas condições e considerando que a densidade da bebida é 0,82 g/mL, sua concentração em mol/litro é de, aproximadamente, 1,42.
- 08)** Uma solução 0,1 mol/L de  $\text{CaCl}_2$  a 27 °C possui pressão osmótica de aproximadamente 7,4 atm.

$$\text{Dado: } R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- 16)** Misturam-se 80 mL de uma solução aquosa de NaI 0,5 mol/L com 120 mL de uma solução aquosa de  $\text{BaI}_2$  1,0 mol/L. A concentração do íon iodeto na solução resultante é de aproximadamente 1,4 mol/L.

Dê a soma dos itens corretos.

- 14. UnitaU-SP** – Dissolvendo-se 2,0 g de um composto X em 60,0 g de um líquido, cuja temperatura de solidificação é 27 °C e cujo calor latente de fusão é igual a 60,0 cal/g, verificou-se que a temperatura de solidificação da solução era igual a 26 °C. Qual é a massa de um mol de X?

**Dado:**  $R = 2 \text{ cal/mol} \cdot \text{K}$

- a) 10 g                      c) 50 g                      e) 100 g  
b) 30 g                      d) 60 g

- 15. Sistema Dom Bosco** – A massa molar de um soluto não volátil é 58,0 g/mol. Calcule a temperatura de ebulição de uma solução contendo 24,0 g do soluto dissolvidos em 600 g de água. A pressão barométrica é tal que essa água pura entra em ebulição a 99,725 °C.

**Observação:** uma vez que não há dissociação,  $i = 1$ .

**Dado:**  $K_E = 0,512 \text{ } ^\circ\text{C/W}$

- 16. UECE** – O soro fisiológico e a lágrima são soluções de cloreto de sódio a 0,9% em água, sendo isotônicos em relação às hemácias e a outros líquidos do organismo. Considerando a densidade absoluta da solução 1 g/mL a 27 °C, calcule a pressão osmótica do soro fisiológico.

**Dados:** Massas molares (g/mol): Na = 23; Cl = 35,5;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- 17. UFT-TO** – Uma solução foi preparada adicionando-se 6,85 g de um carboidrato em 100 g de água. A solução resultante possui uma pressão osmótica de 4,61 atm e uma densidade de 1,024 g/mL a 20 °C. A massa molar do carboidrato (em g/mol) é

- a) 250                      b) 280                      c) 300                      d) 323                      e) 343

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. PUC-PR

C5-H17

Os compostos iônicos e moleculares interferem de formas diferentes na variação da pressão osmótica de um organismo. Como regra geral, podemos afirmar que, considerando uma mesma quantidade de matéria, os efeitos causados pelo consumo de sal são mais intensos que os de açúcar. Considere que soluções aquosas diferentes tenham sido preparadas com 50 g de nitrato de cálcio e 50 g de glicerina (propano-1,2,3-triol) formando dois sistemas em que cada um apresente 2,0 litros de solução a 20 °C. A razão existente entre a pressão osmótica do sistema salino em relação à pressão osmótica do sistema alcoólico é, aproximadamente,

Use  $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$  para a constante universal dos gases perfeitos.

- a) 0,56
- b) 1
- c) 1,68
- d) 2
- e) 11

## 19. Facid-PI

C5-H17

A solução de etilenoglicol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$  é um aditivo utilizado nos radiadores de automóveis com o propósito de reduzir o processo de corrosão do sistema de refrigeração

do motor. A sua adição ao radiador também evita o congelamento da água em países de clima frio, nos dias de inverno mais rigoroso, e permite que o motor trabalhe até em temperaturas acima de 100 °C sem que ocorra a ebulição do líquido de arrefecimento. Considerando que 1 mol de soluto abaixa a temperatura de solidificação de 1 kg de água em 1,86 °C, a redução de temperatura causada pela adição de 1 kg de etilenoglicol a 4 kg de água do radiador de um automóvel deverá ser de

- a) 1,87 °C.
- b) 3,75 °C.
- c) 5,62 °C.
- d) 7,50 °C.
- e) 9,37 °C.

## 20. Acafe-SC

C5-H17

Assinale a alternativa que contém a temperatura de congelamento de uma solução aquosa de nitrato de cromo III na concentração 0,25 mol/kg.

**Dado:** constante crioscópica molal da água ( $K_c$ ) = 1,86 °C · kg · mol<sup>-1</sup>

- a) -0,46 °C
- b) -1,39 °C
- c) -0,93 °C
- d) -1,86 °C

## 40

# TERMOQUÍMICA - CONCEITOS E CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES

- Conceitos termoquímicos
- Classificações dos processos termoquímicos
- Conceito de entalpia
- Fatores que afetam a entalpia

## HABILIDADES

- Distinguir reação exotérmica e endotérmica.
- Escrever uma equação termoquímica e representá-la graficamente.
- Perceber que a variação de entalpia depende do estado físico e da variedade alotrópica.
- Interpretar o conceito de entalpia.
- Compreender que a variação de entalpia corresponde ao calor da reação sob pressão constante.
- Entender que os sinais que acompanham o valor numérico das variações de entalpia indicam a entrada ou a saída de energia.



Pizzas assando em um forno a lenha.

Os fornos a lenha, os primeiros que surgiram, ainda são muito comuns em pizzarias. O seu funcionamento é básico: o assar da pizza acontece pelo calor da queima da lenha. Já nas casas residenciais, o forno convencional utilizado funciona à base de um gás combustível, onde o alimento é cozido pelo calor liberado na queima desse combustível (geralmente metano ou butano). Qual dos dois fornos você acredita que cozinha mais rápido? Essa questão consegue ser respondida pelo estudo da **termoquímica**.

## A termoquímica

O estudo da termoquímica, como Ciência moderna, começa na primeira metade do século XVIII, com os estudos de Antoine Lavoisier e Pierre-Simon Laplace. Esse ramo da Química procura determinar a troca de calor que ocorre durante as reações químicas. Os valores encontrados para essas reações representam importante fator para a utilização dessa energia em várias operações nos mais diversos setores das indústrias e em nosso dia-a-dia, como, por exemplo, ao assar um bolo, ao ligar seu carro para ir até a escola, dentre outros. Assim, a determinação dos valores do calor envolvido nos inúmeros processos, sejam eles físicos sejam químicos, tornam-se essenciais para a compreensão das transformações da matéria.

Dessa forma, define-se a termoquímica como sendo o **ramo da Química que estuda as alterações térmicas ocorridas nos processos de transformação da matéria, seja ela química seja física**.

O calor liberado ou absorvido pelas transformações é expresso em joule (J) ou quilojoule (kJ), no Sistema Internacional, ou em caloria (cal), lembrando que uma caloria corresponde à quantidade de calor necessária para aquecer um grama de água de 14,5 °C a 15,5 °C.

A seguir, está descrita a relação entre as unidades cal e joule.

$$\begin{aligned} 1 \text{ kcal} &= 1\,000 \text{ cal} \\ 1 \text{ J} &= 0,239 \text{ cal ou } 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \\ 1 \text{ kcal} &= 4,18 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Para realizar a medida da quantidade de calor envolvido nas transformações físicas ou químicas, de forma experimental, utiliza-se o **calorímetro**, um sistema isolado, composto basicamente de um termômetro em um sistema adiabático, isto é, sem troca de calor e matéria com o meio externo. Como não há troca de calor com o meio, conseguimos inferir que a mudança na temperatura foi causada somente pelo calor liberado, ou absorvido, em uma reação química.



ANDREI NEKRASSOV/SHUTTERSTOCK

Calorímetro laboratorial.

Com esse equipamento, o valor energético de um material pode ser calculado com o auxílio da seguinte expressão que relaciona o calor envolvido na reação com a variação de temperatura que ela provoca:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Em que

$Q$  = calor liberado ou absorvido no processo (em cal)

$m$  = massa do sistema (em g)

$c$  = calor específico do sistema (em cal/g · °C)

$\Delta T$  = variação de temperatura ( $T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$ ).

## Conceito de entalpia (H)

Define-se entalpia como o **conteúdo de energia** de um sistema à pressão constante. Na prática, não é possível determinar diretamente a entalpia de uma reação; o que é possível realizar é a medida da variação da entalpia,  $\Delta H$ , utilizando os calorímetros. Essa variação é entendida como a diferença entre a entalpia final (dos produtos de uma reação) e a entalpia inicial (dos reagentes da reação). A entalpia é uma propriedade extensiva, ou seja, o valor do  $\Delta H$  é diretamente proporcional à quantidade de reagente consumida no processo.

$$\Delta H = H_f - H_i \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_p - H_r$$

$\Delta H$  = variação de entalpia

$H_f$  ou  $H_p$  = soma das entalpias dos produtos da reação

$H_i$  ou  $H_r$  = soma das entalpias dos reagentes da reação

## Classificações dos processos termoquímicos

### PROCESSOS EXOTÉRMICOS

São aqueles que liberam calor para fora do sistema (perde calor), isto é, para o ambiente (ganha calor). Assim, percebe-se a sensação de “quente”.



SHAWNHEMPEL, 123RF.COM

A chama gerada pela queima do gás de cozinha é um processo exotérmico.

### Exemplos

1. Queima da madeira, explosão, condensação da água etc.

Há uma diminuição do conteúdo calorífico do sistema. Em função da liberação de calor, pode-se concluir que, ao final do processo, a quantidade de calor ( $H_f$ ) contida no sistema é menor que aquela existente no seu início ( $H_i$ ). Assim:



Como  $\Delta H = H_f - H_i$ , logo  $\Delta H < 0$ , então o  $\Delta H$  dos processos exotérmicos é negativo.

2. Síntese da amônia:



Note que, para essa reação, a 25 °C e 1 atm, ocorre liberação de 92 kJ para cada mol de nitrogênio consumido.

### Observação

De acordo com a convecção usada na termoquímica, o  **sinal negativo de  $\Delta H$**  indica que a energia térmica do sistema diminui (reação exotérmica).

## PROCESSOS ENDOTÉRMICOS

São aqueles que absorvem o calor da vizinhança (o ambiente perde calor) e levam-no para dentro do sistema (ganha calor). Assim, percebe-se a sensação de "frio" (pense quando você sai da água de dentro de uma piscina).

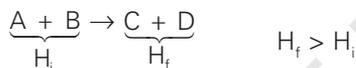


O derretimento do gelo ocorre em razão da absorção do calor do meio; resultado de um processo endotérmico.

### Exemplos

1. Fotossíntese, decomposição térmica da água, evaporação da água etc.

Há um aumento do conteúdo calorífico do sistema. Em função da absorção de calor, conclui-se que, ao final do processo, a quantidade de calor ( $H_f$ ) contida no sistema é maior que aquela do início da reação ( $H_i$ ).



Como  $\Delta H = H_f - H_i$ , logo  $\Delta H > 0$ , então o  $\Delta H$  dos processos endotérmicos é positivo.

2. Decomposição da água



Note que, nessa reação, a 25 °C e 1 atm, ocorre absorção de 68,4 kJ para cada mol de água decomposta.

### Observação

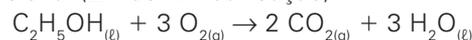
De acordo com a convensão usada na termoquímica, o sinal positivo de  $\Delta H$  indica que a energia térmica do sistema aumentou (reação endotérmica).

## EQUAÇÃO TERMOQUÍMICA

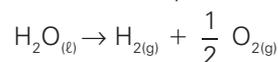
É a representação de uma reação química indicando os participantes envolvidos no processo, o estado físico de cada participante, a temperatura, a pressão e a variação de entalpia da reação. Quando, na equação, não são indicadas a temperatura e a pressão, significa que o processo ocorreu a 25 °C e 1 atm (condições-padrão). O calor não apresenta valores positivos ou negativos; usa-se essa simbologia apenas para indicar pela entalpia se o calor foi liberado ou absorvido do meio reacional.

Tanto para processos exotérmicos quanto para os endotérmicos, a variação de entalpia na reação pode ser representada de três maneiras:

Tradicional ( $\Delta H$  ao fim da reação)

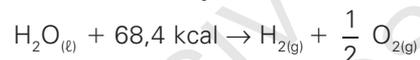


$$\Delta H = -327,4 \text{ kcal}$$

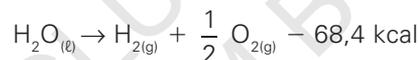
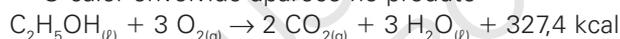


$$\Delta H = +68,4 \text{ kcal}$$

O calor envolvido aparece no reagente

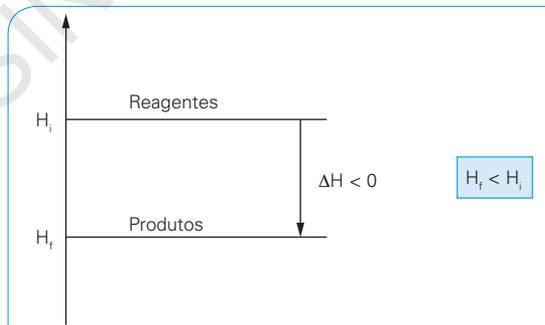


O calor envolvido aparece no produto



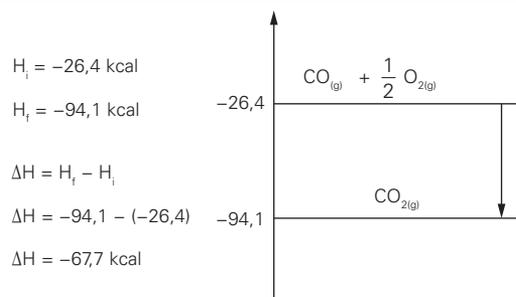
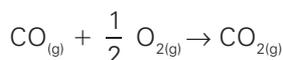
## DIAGRAMA DE ENERGIA

O diagrama de energia representa, graficamente, a variação de entalpia em uma reação química. No diagrama de um processo exotérmico, verifica-se que os reagentes possuem maior energia do que os produtos. Assim, percebe-se que o sistema perde calor para o ambiente, diminuindo o conteúdo energético do sistema.

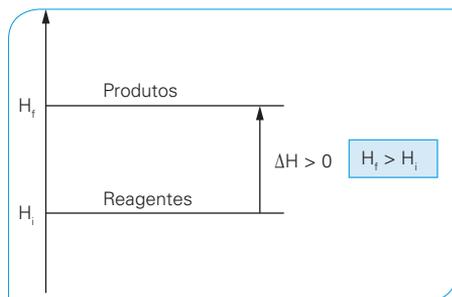


Dessa forma, como a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes em razão da perda de calor, o  $\Delta H$  é negativo.

### Exemplo

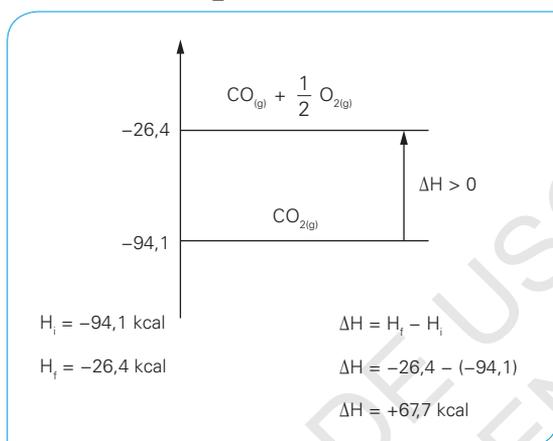


No diagrama de energia de um processo endotérmico, verifica-se que os produtos possuem maior energia que os reagentes. Assim, percebe-se que o sistema absorve calor do ambiente, aumentando o conteúdo energético do sistema.



Os produtos possuem entalpia maior que os reagentes pelo ganho de calor, o que resulta em um  $\Delta H$  positivo.

### Exemplo



### Atenção

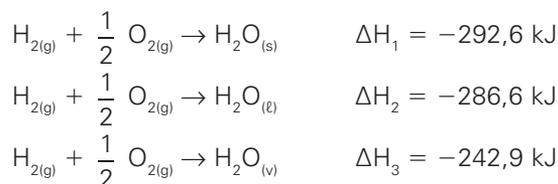
Por convenção da IUPAC, note que, nos diagramas de entalpia, a flecha indica o sentido da reação (do reagente para o produto) e, dessa forma, deve-se observar que, quando ela está para cima, o  $\Delta H$  é positivo e, quando está para baixo, o  $\Delta H$  é negativo.

## Fatores que alteram o $\Delta H$

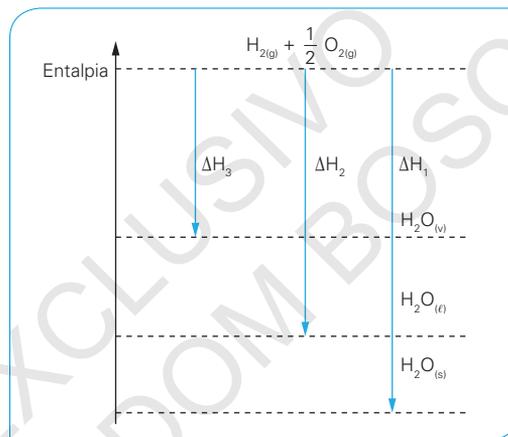
### ESTADO FÍSICO DE REAGENTES E PRODUTOS

Em um determinado processo ocorrido com os mesmos reagentes, sempre no mesmo estado físico e formando sempre os mesmos produtos em estados físicos diferentes, o calor envolvido nos processos apresentará valores diferentes. Considere a formação de água pela combustão de gás hidrogênio. Experimentalmente, sabe-se que a liberação de energia é maior quando o produto está no estado sólido e, menor, quando está no estado gasoso. Isso acontece porque o vapor é um estado mais energético que o sólido.

### Exemplo



Perceba que os produtos diferem apenas no estado físico. Graficamente, utiliza-se a seguinte representação:



### ESTADO ALOTRÓPICO DOS PARTICIPANTES

Já estudamos que um mesmo elemento químico pode ter diferentes substâncias simples, conferindo a ele a propriedade da alotropia.

Veja, a seguir, os principais elementos possuidores de tal propriedade, bem como os seus alótropos.

Carbono: grafite ( $\text{C}_{(\text{gr})}$ ), diamante ( $\text{C}_{(\text{d})}$ ); nanotubo de carbono, fulereno (*buckball* ou *futeboleno*) ou  $\text{C}_{60}$ , grafeno, dentre outros;

Enxofre: rômboico  $\text{S}_{(\text{r})}$  e monoclinico  $\text{S}_{(\text{m})}$ ;

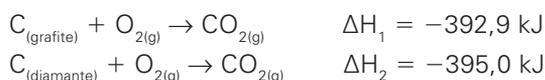
Fósforo: vermelho  $\text{P}_{(\text{r})}$  e branco  $\text{P}_{4}$ ;

Oxigênio: gás oxigênio  $\text{O}_{2(\text{g})}$  e ozônio  $\text{O}_{3(\text{g})}$ .

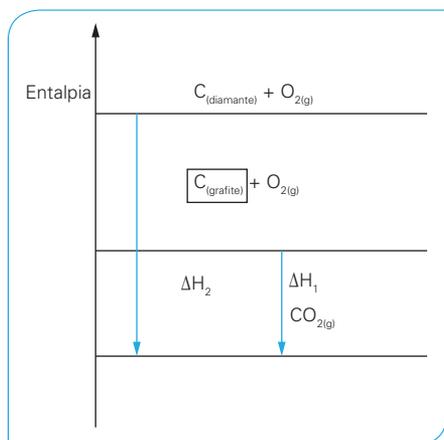
### Atenção

As substâncias simples sublinhadas representam as mais abundantes e, conseqüentemente, as mais estáveis na natureza. Note, também, os destaques nos gráficos a seguir.

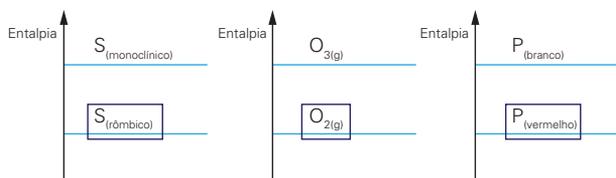
Para uma reação envolvendo variedades alotrópicas de um mesmo elemento, as variações de entalpia obtidas serão diferentes, pois, apesar de serem formadas pelo mesmo elemento, essas substâncias simples são totalmente diferentes entre si, apresentando sua própria entalpia. Dessa forma, pode-se dizer, por exemplo, que o diamante apresenta, em sua estrutura cristalina, maior entalpia que o grafite. Assim, o diamante é mais reativo (menos estável) que o grafite (mais estável).



Graficamente:



As demais formas alotrópicas citadas apresentam as seguintes relações de entalpia:

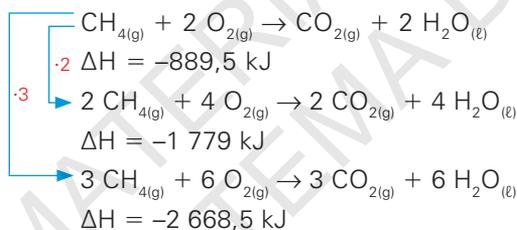


## TEMPERATURA

A determinação do  $\Delta H$  deve ser feita sempre à temperatura constante, pois verifica-se, experimentalmente, que a variação de temperatura tem influência sobre o valor do  $\Delta H$ . Normalmente, as determinações do  $\Delta H$  são feitas em condições-padrão, ou seja, numa temperatura de 25 °C.

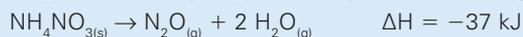
## QUANTIDADE DOS PARTICIPANTES

O  $\Delta H$  de qualquer reação é determinado pela quantidade de reagentes presentes, sendo, portanto, diretamente proporcional à concentração das substâncias envolvidas no processo.



## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**1. Acafe-SC** – O nitrato de amônio pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes, herbicidas e explosivos. Sua reação de decomposição está representada a seguir.



A energia liberada, em módulo, quando 90 g de água é formada por essa reação, é

**Dados:** H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol

- a) 74 kJ.  
**b) 92,5 kJ.**  
 c) 185 kJ.  
 d) 41,6 kJ.

### Resolução

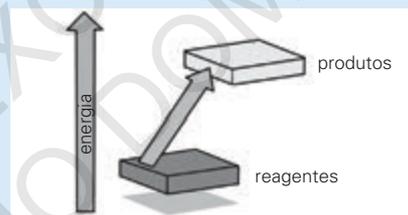


$$2 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} \text{ ——— } 37 \text{ kJ liberados}$$

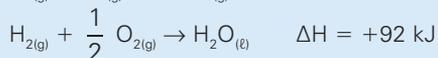
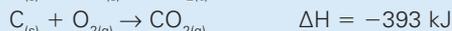
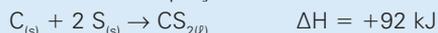
$$90 \text{ H}_2\text{O} \text{ ——— } x$$

$$x = 92,5 \text{ kJ liberados}$$

**2. Unicid-SP** – Analise o diagrama a seguir de uma reação química:



- a) O processo representado pelo diagrama é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.  
 b) Considere as equações:



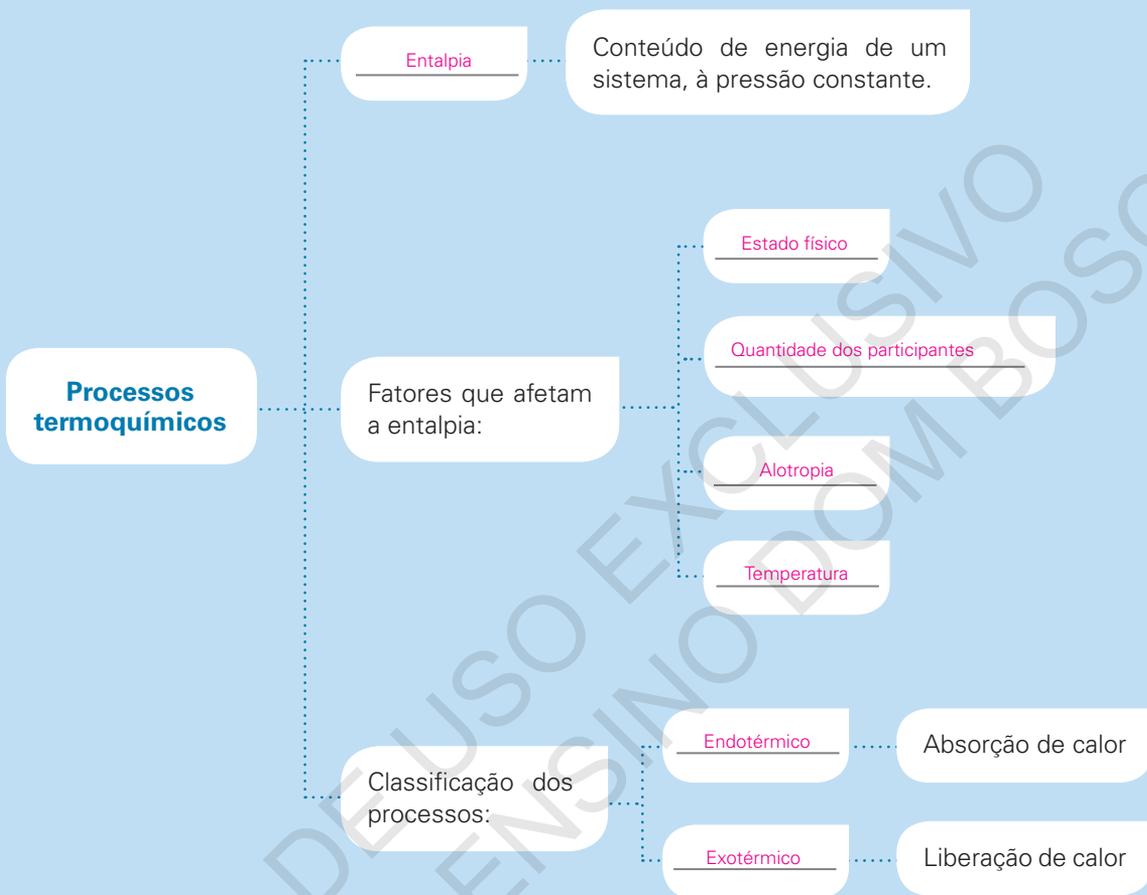
Selecione as reações químicas que podem ser usadas como exemplos para o diagrama. Justifique sua resposta.

### Resolução

a) Processo endotérmico, pois ocorre absorção de energia.

b) Como no gráfico, a reação é endotérmica, então o  $\Delta H$  precisa ser positivo. De acordo com as equações, as que possuem o  $\Delta H > 0$  são a primeira, a terceira e a quarta reação.

## ROTEIRO DE AULA



## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Univag-MT** – Na decomposição da amônia ( $\text{NH}_3$ ), em altas temperaturas, são produzidos os gases nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), como mostra a seguinte reação.



A respeito dessa reação termoquímica, é correto afirmar:

- a) Há liberação de 92,2 kJ por 2 mols de amônia.  
**b)** Na decomposição de 1 mol de amônia, são absorvidos 46,1 kJ.  
 c) Na formação de 3 mols de hidrogênio, são absorvidos 184,4 kJ.  
 d) A entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.  
 e) Na decomposição de 1 mol de amônia, são liberados 92,2 kJ.

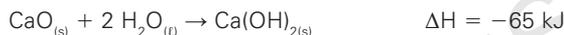
Se, para cada 2 mol de  $\text{NH}_3$ , são liberados 92,2 kJ, então:

$$2 \text{ mol} \text{ ————— } 92,2 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$$x = 46,1 \text{ kJ/mol}$$

**2. Sistema Dom Bosco** – Uma das aplicações do cloreto de cálcio é ser utilizado como antimofa em armários de nossas casas, por ser um composto que tem grande afinidade com água. Esse sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. Considere as seguintes reações para o processo descrito.



Classifique as reações anteriores em endotérmica ou exotérmica, justificando suas escolhas.

As duas primeiras reações indicam processos exotérmicos, uma vez que

possuem  $\Delta H < 0$ .

Somente a terceira reação é endotérmica, pois possui o  $\Delta H > 0$ .

### 3. Unicamp-SP

C6-H21

Em 12 de maio de 2017, o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado, empregou-se uma reação química denominada térmica, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2 000 °C. A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico.

De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria

- a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 \quad \Delta H = +852 \text{ kJ/mol}$ .  
 b)  $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3 \quad \Delta H = -852 \text{ kJ/mol}$ .  
**c)**  $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3 \quad \Delta H = +852 \text{ kJ/mol}$ .  
 d)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 \quad \Delta H = -852 \text{ kJ/mol}$ .

Trata-se de uma reação aluminotérmica, na qual o alumínio é oxidado por outro metal.

Essa reação é exotérmica ( $\Delta H < 0$ ) e libera muito calor.



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

**4. Sistema Dom Bosco** – A decomposição da água oxigenada é dada pela seguinte equação:



- a) A reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique sua resposta.  
 b) Calcule a variação de entalpia na decomposição de toda a água oxigenada contida em 100 mL de uma solução aquosa 30 volumes (concentração de 9 g de  $\text{H}_2\text{O}_2/100 \text{ mL}$  de solução).

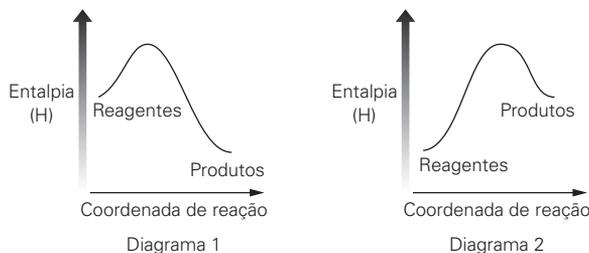
a) Como o  $\Delta H < 0$ , concluímos que a reação é exotérmica.

b) 34,02 g ————— libera 98,2 kJ

9 g ————— libera x

x = 25,98 kJ liberados  $\rightarrow \Delta H = -25,98 \text{ kJ/9 g de H}_2\text{O}_{2(l)}$

**5. Unisinos-SP** – A síntese e a transformação de fármacos envolvem a quebra e a formação de várias ligações. Algumas dessas reações ocorrem com absorção de energia, e outras, com liberação de energia. Dois diagramas de energia genéricos são mostrados a seguir.



No que se refere aos diagramas anteriores, podemos afirmar:

- I. O diagrama 1 mostra uma reação exotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.  
 II. O diagrama 2 mostra uma reação endotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.  
 III. O diagrama 1 mostra uma reação energeticamente favorável, enquanto o diagrama 2 mostra uma reação que ocorre sem variação de energia.

Sobre as proposições anteriores, assinale a alternativa correta.

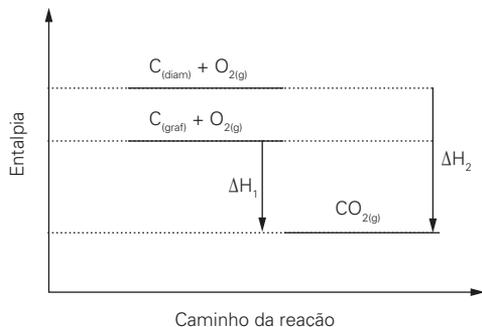
- a) Apenas I está correta.  
**b) Apenas II está correta.**  
 c) Apenas I e II estão corretas.  
 d) Apenas II e III estão corretas.  
 e) I, II e III estão corretas.

I) Incorreta. O diagrama 1 apresenta uma reação exotérmica, porém esta ocorre com liberação de energia, e não com absorção de energia.

II) Correta. O diagrama 2 apresenta uma reação endotérmica que ocorre com absorção de energia.

III) Incorreta. Os dois diagramas apresentam reações que ocorrem com variação de energia.

**6. UFG-GO** – A alotropia dos elementos químicos afeta a entalpia da reação. Duas das formas alotrópicas do carbono são o grafite e o diamante. Observe o diagrama de entalpia a seguir.



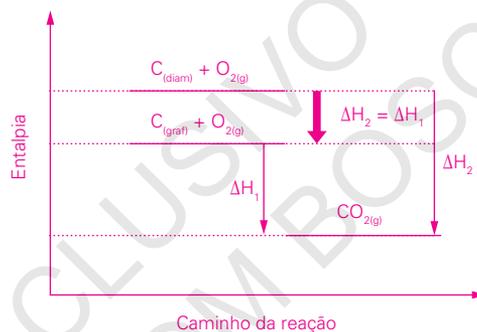
**Dados:**

$$\Delta H_1 = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -395,0 \text{ kJ/mol}$$

Ante o exposto, conclui-se que a conversão de diamante em grafite envolve

- a) absorção de 1,9 kJ/mol.  
**b) liberação de 1,9 kJ/mol.**  
 c) absorção de 788 kJ/mol.  
 d) liberação de 788 kJ/mol.  
 e) absorção de 395 kJ/mol.



$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = -395,0 - (-393,1) = -1,9 \text{ kJ (liberação de energia)}$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UFSJ-MG** – O diagrama a seguir apresenta transformações físico-químicas da água:



Com base nesse diagrama, é correto afirmar que

- a) a entalpia de formação da água líquida é 286 kJ/mol.  
 b) o calor liberado na vaporização da água é 44 kJ/mol.  
 c) a obtenção de 1 mol de água gasosa a partir de  $O_2$  e  $H_2$  libera 242 kJ.  
 d) a decomposição da água líquida é um processo exotérmico.

**8. UERJ (adaptado)** – Substâncias com calor de dissolução endotérmico são empregadas na fabricação de balas e chicletes por causarem sensação de frescor. Um exemplo é o xilitol, que possui as seguintes propriedades:

Propriedade	Valor
Massa molar	152 g/mol
Entalpia de dissolução	+5,5 kcal/mol
Solubilidade	60,8 g/100 g de água a 25 °C

Considere M a massa de xilitol necessária para a formação de 8,04 g de solução aquosa saturada de xilitol, a 25 °C. Qual a energia, em quilocalorias, absorvida na dissolução dessa massa M?

**9. Famerp-SP** – A energia liberada na combustão do etanol hidratado é cerca de 70% da energia liberada na combustão de igual volume de gasolina. Considere que o calor específico da água líquida seja  $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ . Em um experimento, a combustão de um volume V de etanol hidratado em um calorímetro permitiu elevar a temperatura de 200 g de água líquida de  $25^\circ\text{C}$  a  $60^\circ\text{C}$ . Caso fosse utilizado nesse experimento igual volume de gasolina no lugar do etanol, a temperatura dessa mesma massa de água iria variar de  $25^\circ\text{C}$  até

- $45^\circ\text{C}$ .
- $65^\circ\text{C}$ .
- $55^\circ\text{C}$ .
- $75^\circ\text{C}$ .
- $35^\circ\text{C}$ .

**10. UFSM-RS** – Geralmente usados por atletas, existem dispositivos de primeiros socorros que, através de reações endotérmicas ou exotérmicas, podem gerar compressas frias ou quentes. Esses dispositivos, constituídos por bolsas plásticas em que o sólido e a água estão separados, misturam-se e esfriam ou aquecem, quando golpeados.

Exemplos de compostos usados nas referidas compressas são mostrados nas equações a seguir.

A	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$	$\Delta H = +26,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
B	$\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	$\Delta H = -82,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

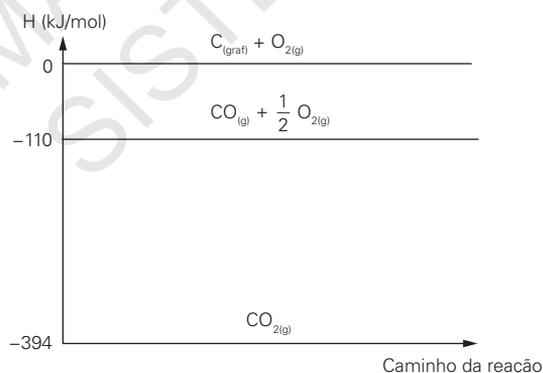
Em relação às equações, analise as afirmativas:

- A equação A irá produzir uma compressa fria, e a equação B, uma compressa quente.
- Na equação B, a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.
- Se, na equação A, forem usados 2 moles de nitrato de amônio, o valor de  $\Delta H$  ficará inalterado.

Está(ão) correta(s)

- apenas a afirmativa I.
- apenas a afirmativa III.
- apenas as afirmativas I e II.
- apenas as afirmativas II e III.
- as afirmativas I, II e III.

**11. Mackenzie-SP** – Observe o gráfico de entalpia a seguir, obtido por meio de experimentos realizados no estado-padrão:



Com base em seus conhecimentos de termoquímica e nas informações do gráfico anterior, a equação termoquímica **incorretamente** representada é

- $\text{CO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{C}_{(\text{graf})} + \text{O}_{2(\text{g})} \quad \Delta H = +394 \text{ kJ/mol}$ .
- $\text{CO}_{(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} \quad \Delta H = -284 \text{ kJ/mol}$ .
- $\text{C}_{(\text{graf})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{g})} \quad \Delta H = +110 \text{ kJ/mol}$ .
- $\text{CO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \quad \Delta H = +284 \text{ kJ/mol}$ .
- $\text{C}_{(\text{graf})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} \quad \Delta H = -394 \text{ kJ/mol}$ .

**12. UEM-PR (adaptado)** – Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.
- O  $\Delta H$  de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.
- O  $\Delta H$  de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos.
- A queima de 1 mol de carbono grafite libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante.

Dê a soma das alternativas corretas.

**13. UFMG (adaptado)** – A água contida em uma moringa ou bilha de barro (recipiente cerâmico poroso) tem uma temperatura inferior à temperatura do ambiente. Esse fenômeno se deve à evaporação da água na superfície externa do recipiente, depois que ela se difunde pelos poros do material cerâmico.

Utilizando argumentos que envolvam a variação de entalpia, explique por que a evaporação da água na superfície externa da moringa é responsável pelo fato de a temperatura da água nela contida manter-se inferior à temperatura ambiente.

---



---



---



---



---



---



---



---

**14. UDESC** – Da reação:  $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$

$\Delta H = -220 \text{ kcal/mol}$ , conclui-se que

- a combustão de 32 g de metano libera 440 kcal.
- a combustão de 48 g de metano absorve 660 kcal.
- a combustão completa de 32 g de metano necessita de 2 litros de  $\text{O}_{2(g)}$ .
- a combustão de 160 g de metano libera 220 kcal.
- a reação é endotérmica.

**15. UEPB** – Analise as equações químicas a seguir.

- Metano + Ar  $\rightarrow$  produtos  $\Delta H = -802 \text{ kJ/mol}$
- $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow$  produtos  $\Delta H = -55 \text{ kJ/mol}$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow$  produtos  $\Delta H = +178,2 \text{ kJ/mol}$

Julgue as afirmativas a seguir relativas às reações químicas dadas.

- As reações I e II são exotérmicas.
- Todas as reações liberam energia na forma de calor.

III. A reação II é endotérmica.

IV. Para promover a reação III, a reação I é mais eficiente que a II, pois libera mais calor.

Estão corretas

- apenas as afirmativas II e III.
- apenas as afirmativas I e II.
- apenas as afirmativas I e IV.
- apenas as afirmativas III e IV.
- todas as afirmativas.

**16. PUC-RJ** – A decomposição de uma amostra de carbonato de cálcio consumiu 266 kJ. Com base nesse resultado e na equação termoquímica a seguir, conclui-se:



- A reação de decomposição do  $\text{CaCO}_3$  é exotérmica.
- A massa de  $\text{CaCO}_3$  que se decompôs foi 200 g.
- O volume de  $\text{CO}_2$  formado ocupa 22,4 L a 1 atm e  $0^\circ\text{C}$ .
- Não há variação de energia nesse processo reacional.
- A massa produzida de  $\text{CO}_2$  é igual a 44 g.

**17. IFSP** – As reações químicas globais da fotossíntese e da respiração aeróbica são representadas, respectivamente, pelas equações balanceadas:

**Fotossíntese:**



**Respiração aeróbica:**



Comparando-se essas duas reações químicas, pode-se afirmar corretamente que

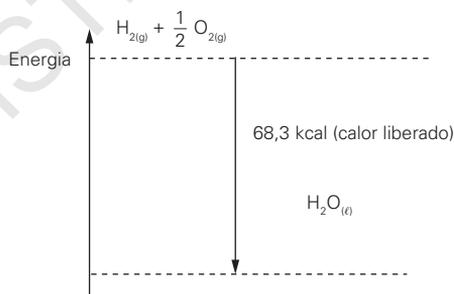
- ambas são exotérmicas.
- ambas são endotérmicas.
- ambas são combustões completas.
- os reagentes da fotossíntese são os mesmos da respiração.
- os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.

## ESTUDO PARA O ENEM

**18. UECE**

C6-H21

Normalmente, uma reação química libera ou absorve calor. Esse processo é representado no seguinte diagrama, considerando uma reação específica.



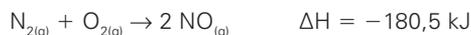
Com relação a esse processo, assinale a equação química correta.

- $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} - 68,3 \text{ kcal}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(l)} - 68,3 \text{ kcal} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} + 68,3 \text{ kcal}$
- $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 68,3 \text{ kcal}$

**19. Unimontes-MG**

C6-H21

A queima de nitrogênio produz o monóxido de nitrogênio, NO, e ocorre regularmente como uma reação lateral quando os hidrocarbonetos são queimados como combustíveis. Em altas temperaturas produzidas em um motor funcionando, parte do nitrogênio reage com o oxigênio para formar NO, como expressa a equação:



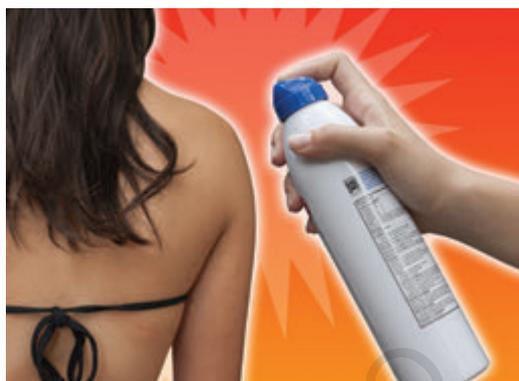
Se um motor gera 15,7 g de monóxido de nitrogênio durante um teste de laboratório, quanto de calor deve ser liberado nessa produção?

- a) 180,5 kJ
- b) 94,50 kJ
- c) 361,0 kJ
- d) 47,20 kJ

#### 20. Fatec-SP

C6-H21

Fazer a mala para uma viagem poderá ser tão simples como pegar algumas latas de *spray*, que contenham uma mistura de polímero coloidal, para fazer suas próprias roupas "*spray-on*". Tanto faz se é uma camiseta ou um traje noturno, o tecido "*spray-on*" é uma novidade para produzir uma variedade de tecidos leves. A fórmula consiste em fibras curtas interligadas com polímeros e um solvente que produz o tecido em forma líquida. Esse tecido provoca uma sensação fria ao ser pulverizado no corpo, mas adquire a temperatura corporal em poucos segundos. O material é pulverizado diretamente sobre a pele nua de uma pessoa, onde seca quase instantaneamente.



SCIENCE SOURCE/PHOTORESEARCHERS/  
LATINSTOCK

A sensação térmica provocada pelo tecido "*spray-on*", quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente

- a) absorve calor do corpo, em um processo endotérmico.
- b) absorve calor do corpo, em um processo exotérmico.
- c) condensa no corpo, em um processo endotérmico.
- d) libera calor para o corpo, em um processo exotérmico.
- e) libera calor para o corpo, em um processo endotérmico.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOMESTICO

# ENTALPIA DE FORMAÇÃO E COMBUSTÃO

41



Combustão de um palito de fósforo.

No módulo anterior, vimos que as reações podem liberar ou absorver calor durante uma reação, o qual chamamos de **entalpia**. Pode-se classificar cada tipo de calor envolvido por meio da característica química ou física envolvida. Dessa forma, para as reações de formação, tem-se o calor de formação; para as reações de combustão, o calor de combustão; para os processos de vaporização, o calor de vaporização, e assim sucessivamente, em função do processo que ocorre. Neste módulo, serão estudados os conceitos de entalpia-padrão de formação e de combustão.

## O estado-padrão

Como comentado no módulo anterior, é impossível determinar experimentalmente o valor absoluto da entalpia de um sistema (ou de uma substância), por isso adota-se um padrão. Por convenção, o padrão segue as seguintes condições:

- substância simples – um único elemento em sua constituição;
- estado físico mais comum a 25 °C e 1 atm. Exemplos:  $H_{2(g)}$ ,  $O_{2(g)}$ ,  $Al_{(s)}$ ,  $Hg_{(l)}$ ,  $F_{2(g)}$ ;
- estado alotrópico mais estável. Exemplos:  $C_{(gr)}$ ,  $O_{2(g)}$ ,  $S_{(r)}$ ;
- temperatura de interesse, geralmente a escolhida é de 25 °C;
- pressão de 1 atm.

Toda substância no estado-padrão terá uma atribuição do valor **zero** de entalpia.

Substância simples no estado-padrão



Entalpia (H) = 0 (zero)

- Conceito de condições-padrão
- Conceito de entalpia-padrão de formação
- Conceito de entalpia-padrão de combustão

### HABILIDADES

- Conhecer as definições das entalpias de formação e combustão.
- Fazer cálculos envolvendo essas formas de entalpias.
- Manipular as equações termoquímicas de formação e combustão para calcular a variação de entalpia de reações.
- Utilizar entalpias-padrão de formação para calcular a variação de entalpia de uma reação.

**Exemplos**

$\text{CO}_{2(s)}$  → não é padrão, logo  $H \neq 0$  (não é substância simples).

$\text{H}_{2(g)}$  → é padrão e substância simples, logo  $H = 0$ .

$\text{N}_{2(l)}$  → é substância simples, mas não é padrão, logo  $H \neq 0$  (não está no estado físico comum).

$\text{C}_{(gr)}$  → é substância simples e está no estado alotrópico mais estável, logo  $H = 0$ .

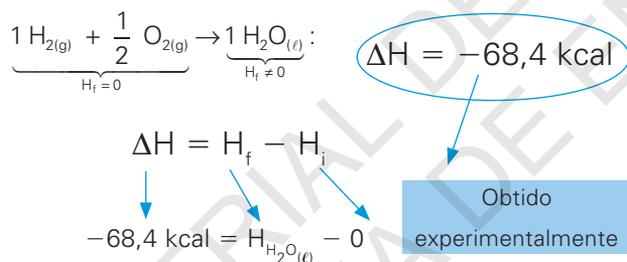
**Observação**

Não se deve confundir a definição de estado-padrão (também conhecido como condições-padrão) com as expressões “condições normais de temperatura e pressão” e “condições ambientes”, muito usadas para designar circunstâncias de pressão e temperatura comuns em laboratórios e em tabelas de dados. As “condições normais de temperatura e pressão” são  $0^\circ\text{C}$  e  $1\text{ atm}$  e as “condições ambientes” são  $25^\circ\text{C}$  e  $1\text{ atm}$ .

**Entalpia-padrão de formação ( $\Delta H_f^\circ$ )**

É a quantidade de calor liberada ou absorvida na formação de 1 mol de uma substância composta, por meio de substâncias simples, no estado-padrão, e é simbolizada por ( $\Delta H_f^\circ$ ), em que o grau sobrescrito ( $^\circ$ ) indica que o dado se refere ao estado-padrão. Assim, fundamentando-se nesse conceito, é possível realizar a determinação da entalpia relativa de uma substância qualquer.

Veja a seguinte reação a  $25^\circ\text{C}$  e  $1\text{ atm}$ :



Como as entalpias do  $\text{H}_{2(g)}$  e do  $\text{O}_{2(g)}$  são iguais a zero (estado-padrão), o valor da entalpia do sistema inicial também será igual a zero ( $H_i = 0$ ). Logo:

$$\Delta H_f^\circ = H_f - H_i = H_f - 0$$

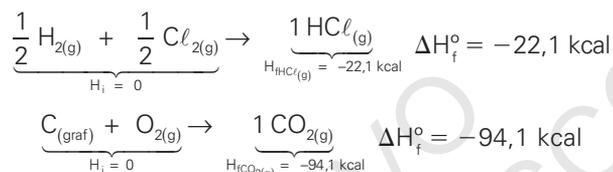
$$\Delta H_f^\circ = H_f$$

$$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}_{(l)}}^\circ = -68,4 \text{ kcal}$$

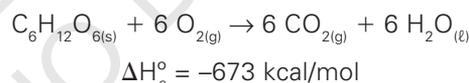
Dessa forma, a entalpia de formação da água líquida, sempre nas condições-padrão, é igual a  $-68,4\text{ kcal/mol}$  e será considerada, para fins de cálculo, como sendo a energia correspondente a 1 mol de água na fase líquida e será denominada de entalpia-padrão de formação da água ( $\Delta H_f^\circ = -68,4\text{ kcal/mol}$ ).

Perceba que a variação da entalpia da reação de formação ( $\Delta H_f^\circ = -68,4\text{ kcal/mol}$ ) sempre corresponderá à entalpia da substância composta formada, no caso do exemplo, a água líquida ( $H_f^\circ = -68,4\text{ kcal/mol}$ ).

O valor negativo para a entalpia da água significa que ela possui entalpia menor que a do estado-padrão (referencial), que é igual a zero.

**Exemplos****Entalpia padrão de combustão ( $\Delta H_c^\circ$ )**

É o calor liberado na combustão de 1 mol de qualquer substância a  $25^\circ\text{C}$  e  $1\text{ atm}$ . É expresso geralmente em  $\text{kJ/mol}$ .

**Exemplo**

Perceba que a combustão de 1 mol de glicose libera  $673\text{ kcal}$ .

TODAS AS REAÇÕES DE COMBUSTÃO SÃO EXOTÉRMICAS

$\Delta H_c^\circ \rightarrow$  sempre exotérmico ( $\Delta H_c^\circ < 0$ )

COMBUSTÃO = COMBUSTÍVEL + COMBURENTE ( $\text{O}_2$ )

**Atenção!**

Nas reações de combustão em que o reagente “combustível” é uma substância simples no estado-padrão, é indiferente chamarmos o  $\Delta H$  de entalpia de formação do produto ou de calor de combustão do reagente.

**Exemplo**

Assim,  $\Delta H = -94,1\text{ kcal/mol}$  pode ser chamado tanto como entalpia-padrão de formação do  $\text{CO}_{2(g)}$  ( $\Delta H_f^\circ = -94,1\text{ kcal}$ ) quanto como entalpia-padrão de combustão do  $\text{C}_{(gr)}$  ( $\Delta H_c^\circ = -94,1\text{ kcal}$ ).

**PODER CALORÍFICO**

É a medida da quantidade de energia liberada na queima de uma unidade de massa (em geral, em gra-

mas) de um reagente combustível, podendo ser medida em kcal/g, kcal/kg, kJ/g etc. Dessa forma, diminui-se o impacto da influência dos fatores externos nos processos de medida da quantidade de energia envolvida na queima de um combustível, pois uma mesma quantidade de substância pode ocupar volumes diferentes em cada uma das infinitas condições de temperatura e pressão.

Assim, é possível comparar a energia liberada, por exemplo, na queima de 1 litro de gasolina (considera-se apenas o isooctano) com a energia liberada na queima de 1 litro de etanol (líquido), utilizando-se uma mesma base de cálculo – a massa.

### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**1. Unifenas-MG** – Considere a reação representada a seguir:



Nas mesmas condições, qual será a energia térmica envolvida na formação de 73,0 g de  $\text{HCl}_{(\text{g})}$ ?

**Dados:** H = 1 u; Cl = 35,5 u

- a) São liberadas 42 kcal.
- b) São absorvidas 42 kcal.
- c) São liberadas 21 kcal.
- d) São absorvidas 84 kcal.
- e) São liberadas 84 kcal.

#### Resolução

Pela reação balanceada, conclui-se que a formação de 2 mols de  $\text{HCl}$  libera 42 kcal; como 2 mols de  $\text{HCl}$  correspondem a 73 g, a energia térmica liberada é 42 kcal.

**2. UEG-GO** – Os hidrocarbonetos são largamente utilizados como combustíveis devido ao seu alto poder calorífico. Dentre eles, destacam-se o metano e o butano, os quais apresentam calores de combustão iguais a 208 e 689 kcal · mol<sup>-1</sup>, respectivamente.

A energia produzida, em kcal · mol<sup>-1</sup>, pela combustão completa de 1 000 g de uma mistura de metano e butano na proporção em massa de duas partes do primeiro para três partes do segundo, será, aproximadamente,

- a) 11 900
- b) 13 000
- c) 12 300
- d) 19 300

#### Resolução

$$\text{CH}_4 = 208 \text{ kcal/mol} \text{ e } \text{C}_4\text{H}_{10} = 689 \text{ kcal/mol}$$

1 mol de metano (2/5 da massa total):

$$16 \text{ g} \text{ — } 208 \text{ kcal}$$

$$400 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 5\,200 \text{ kcal}$$

1 mol de butano (3/5 da massa total):

$$58 \text{ g} \text{ — } 689 \text{ kcal}$$

$$600 \text{ g} \text{ — } y$$

$$y = 7\,127 \text{ kcal}$$

$$\text{Total: } 5\,200 \text{ kcal} + 7\,127 \text{ kcal} = 12\,327 \text{ kcal}$$

# ROTEIRO DE AULA

## PROCESSOS TERMOQUÍMICOS

Entalpia-padrão de formação

Energia liberada ou absorvida na formação de 1 mol de substância composta, por meio de substâncias simples, no estado-padrão.

Entalpia-padrão de combustão

Energia liberada na combustão de 1 mol de qualquer substância, no estado-padrão.

Poder calorífico

É a medida da quantidade de energia liberada na queima de uma unidade de massa de um reagente combustível.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Ufrgs-RS** – A crise energética mundial impulsionou a procura por combustíveis alternativos e renováveis.

Considere os dados contidos no quadro a seguir.

Combustível	Poder calorífico (kJ/g)	Densidade (g/mL)
Hidrogênio	140	$8,2 \cdot 10^{-5}$
Propano	50	$1,8 \cdot 10^{-3}$
Gasolina	45	0,750
Etanol	30	0,790

Com base nesses dados, é correto afirmar que

- a) o hidrogênio é o combustível mais eficaz entre os relacionados, considerando iguais volumes de combustível.
- b) o propano é o combustível mais eficaz entre os relacionados, considerando massas iguais de combustível.
- c) todos os combustíveis do quadro anterior geram  $\text{CO}_2$  na sua combustão total.
- d) o poder calorífico do etanol, medido em kJ por litro, por sua maior densidade, é o maior entre todos.
- e)** o poder calorífico do hidrogênio, medido em kJ por litro, por causa de sua baixa densidade, é muito baixo.

Para encontrarmos o poder calorífico, em kJ/L, basta multiplicarmos o poder calorífico, em kJ/g, pela densidade, em g/L.

Combustível	Poder calorífico (kJ/g)	Densidade (g/L)	Poder calorífico (kJ/L)
Hidrogênio	140	$8,2 \cdot 10^{-2}$	$140 \cdot 8,2 \cdot 10^{-2} = 11,48$
Propano	50	1,8	$50 \cdot 1,8 = 90$
Gasolina	45	750	$45 \cdot 750 = 33\,750$
Etanol	30	790	$30 \cdot 790 = 23\,700$

Por causa de sua baixa densidade, o poder calorífico do hidrogênio, medido em kJ por litro, é muito baixo.

**2. Mackenzie-SP** – O etanol, produzido por meio da fermentação do açúcar extraído da cana-de-açúcar, é um combustível renovável, extremamente difundido no território nacional, e possui entalpia-padrão de combustão de  $-1\,368$  kJ/mol.

Considerando-se os dados fornecidos na tabela a seguir, é correto afirmar que a entalpia-padrão de formação do etanol é de

Substância	$H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CO}_{2(g)}$	-394
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-286

- a) +278 kJ/mol.
- b) +3 014 kJ/mol.
- c) +1 646 kJ/mol.
- d)** -278 kJ/mol.
- e) -3 014 kJ/mol.



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$-1\,368 \text{ kJ} = [2 \cdot (-394 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ})] - [H_{\text{etanol}} + 0 \text{ kJ}]$$

$$H_{\text{etanol}} = (1\,368 - 788 - 858 + 0) \text{ kJ}$$

$$H_{\text{etanol}} = -278 \text{ kJ/mol}$$

## 3. UFTM-MG

C6-H21

O poder calorífico do GLP (Gás Liquefeito de Petróleo), cuja combustão é praticamente completa, é cerca de 48 000 kJ/kg. Considere que a composição desse gás seja de 50% em massa de butano e 50% em massa de propano e que a entalpia de combustão completa do butano seja  $\Delta H = -3\,000$  kJ/mol. Com base nessas informações, pode-se estimar que a entalpia de combustão completa do propano, em kJ/mol, seja próxima de

- a) 3 000                      c) 5 000                      e) 1 000
- b)** 2 000                      d) 4 000

Teremos 50% em massa de propano, então:

$$\frac{50}{100} \cdot 1 \text{ kg} = 500 \text{ g}$$

$$\frac{50}{100} \cdot 48\,000 \text{ kJ} = 24\,000 \text{ kJ (liberados)}$$

$$500 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ — } 24\,000 \text{ kJ (liberados)}$$

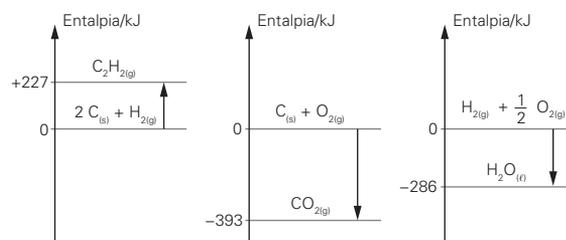
$$44 \text{ g de } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ — } E$$

$$E = 2\,112 \text{ kJ} \approx 2\,000 \text{ kJ liberados}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

**4. UNESP (adaptado)** – Analise os três diagramas de entalpia.

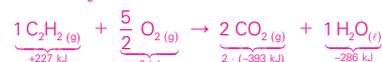


Qual é o  $\Delta H$  da combustão completa de 1 mol de acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$ , produzindo  $\text{CO}_{2(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ?

$$\Delta H_{\text{formação } \text{C}_2\text{H}_2} = +227 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{formação } \text{CO}_2} = -393 \text{ kJ/mol}$$

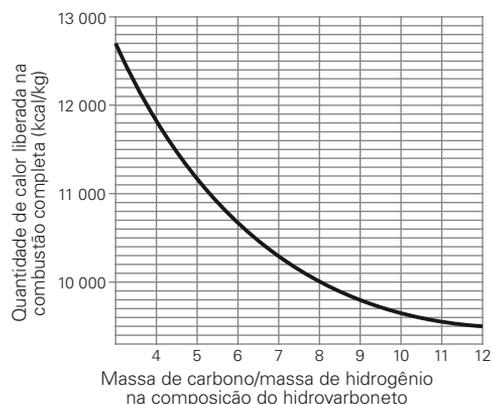
$$\Delta H_{\text{formação } \text{H}_2\text{O}} = -286 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = [2 \cdot (-393 \text{ kJ}) + (-286 \text{ kJ})] - [+227 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -1\,299 \text{ kJ}$$

**5. Fuvest-SP** – Com base em considerações teóricas, foi feita uma estimativa do poder calorífico (isto é, da quantidade de calor liberada na combustão completa de 1 kg de combustível) de grande número de hidrocarbonetos. Dessa maneira, foi obtido o seguinte gráfico de valores teóricos:



Com base no gráfico, um hidrocarboneto que libera 10 700 kcal/kg em sua combustão completa pode ser representado pela fórmula

**Dados:** massas molares (g/mol): H = 1; C = 12

- a)  $\text{CH}_4$   
**b)  $\text{C}_2\text{H}_4$**   
 c)  $\text{C}_4\text{H}_{10}$   
 d)  $\text{C}_5\text{H}_8$   
 e)  $\text{C}_6\text{H}_6$

Com base no gráfico, para um hidrocarboneto que libera 10 700 kcal/kg, teremos:

Relação massa de carbono/massa de hidrogênio

$$\frac{m_c}{m_H} = 6$$



massa de carbono:  $2 \cdot (12) = 24 \text{ g}$

massa de hidrogênio:  $4 \cdot (1) = 4 \text{ g}$

$$\frac{24}{4} = 6 \text{ (como encontrado no gráfico).}$$



**6. UEM-PR** – Sabendo que a combustão completa de 1 mol de metano libera 802 kJ de energia; que a combustão completa de 1 mol de etanol libera 1 350 kJ de energia e que o gás oxigênio representa 20% do volume total do ar, assinale o que for correto.

- 01)** O etanol é uma fonte de energia não poluente, pois, quando queimado com oxigênio, produz apenas água e calor.  
**02)** O metano pode ser obtido pela decomposição da matéria orgânica presente em restos de alimentos.  
**04)** A combustão incompleta do metano pode levar à produção de fuligem devido à formação de carbono.  
**08)** Estando os gases na CNPT, para a queima total de 45 L de metano, são necessários aproximadamente 450 L de ar.  
**16)** O metano produz maior quantidade de energia por quantidade de massa do que o etanol.

Dê a soma dos itens corretos.

30 (02 + 04 + 08 + 16)

01. Incorreto. O etanol é uma fonte de energia poluente, pois, quando queimado com oxigênio, produz água, gás carbônico e calor (supondo combustão completa).

02. Correto. O metano pode ser obtido pela decomposição da matéria orgânica presente em restos de alimentos.



04. Correto. A combustão incompleta do metano pode levar à produção de fuligem por causa da formação de carbono.



08. Correto. Estando os gases na CNPT, para a queima total de 45 L de metano, são necessários aproximadamente 450 L de ar.



$$\text{V}_{\text{O}_2} = 90 \text{ L}$$

90 L — 20% de ar

V — 100% de ar

$$\text{V} = 450 \text{ L}$$

16. Correto. O metano produz maior quantidade de energia (E) por quantidade de massa do que o etanol (E').



16 g — 802 kJ liberados

1 g — E

$$E = 50,125 \text{ kJ}$$



$$46 \text{ g} \longrightarrow 1350 \text{ kJ liberados}$$

$$1 \text{ g} \longrightarrow E'$$

$$E' = 29,34 \text{ kJ}$$

$$E > E'$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UEM-PR** – A reação de decomposição térmica do carbonato de cálcio pode ser representada por:



Dado que a entalpia de formação do  $\text{CaO}_{(s)}$  é de  $-635 \text{ kJ/mol}$  e que a entalpia de formação do  $\text{CO}_{2(g)}$  é de  $-394 \text{ kJ/mol}$ , assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

**Dados:** massas molares (g/mol): C = 12; O = 16; Ca = 40

- 01)** A entalpia de formação do  $\text{CaCO}_{3(s)}$  é de  $-1206 \text{ kJ/mol}$ .
- 02)** A reação de formação de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  a partir de  $\text{CaO}_{(s)}$  e de  $\text{CO}_{2(g)}$  é um processo endotérmico.
- 04)** A decomposição térmica de 1 kg de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  absorve 1 770 kJ.
- 08)** A decomposição térmica de 1 kg de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  produz 440 g de  $\text{CaO}_{(s)}$ .
- 16)** A entalpia de formação de qualquer composto químico tem sempre valor negativo.

Dê a soma da(s) alternativa(s) correta(s).

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**8. Espcex/Aman-RJ** – Algumas viaturas militares administrativas possuem motores a combustão que utilizam como combustível a gasolina. A queima (combustão) de combustíveis, como a gasolina, nos motores a combustão, fornece a energia essencial para o funcionamento dessas viaturas militares. Considerando uma gasolina na condição-padrão ( $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$ ), composta apenas por *n*-octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) e que a sua combustão seja completa (formação exclusiva de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  gasosos como produtos), são feitas as seguintes afirmativas:

**Dados:**

Entalpias de formação ( $\Delta H_f^\circ$ )			Massas atômicas		
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{C}_8\text{H}_{18(l)}$	H	C	O
-242 kJ/mol	-394 kJ/mol	-250 kJ/mol	1 u	12 u	16 u

- I.** A combustão da gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) é uma reação exotérmica.
- II.** Na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 16 mols de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ).
- III.** A entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é  $-5080 \text{ kJ/mol}$  ( $\Delta H_c = -5080 \text{ kJ/mol}$ ).
- IV.** O calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 1 270 kJ.

Das afirmativas apresentadas, estão corretas apenas

- a)** I, II e III.
- b)** I, III e IV.
- c)** I e II.
- d)** II e IV.
- e)** I e III.

**9. Unicid-SP** – A sublimação é um processo que pode interferir na qualidade de produtos farmacêuticos. Considere um analgésico comercializado em pílulas que tem como princípio ativo o ibuprofeno ( $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$ ) e os seguintes dados:

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = 70,12 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{fusão}} = 21,7 \text{ kJ/mol}$$

- a)** Calcule a entalpia de sublimação do ibuprofeno e classifique-a como endotérmica ou exotérmica.
- b)** Por que se recomenda que comprimidos à base de ibuprofeno sejam mantidos a temperaturas entre  $15^\circ\text{C}$  e  $25^\circ\text{C}$ ?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**10. Espcex/Aman-RJ** – Uma das aplicações da trinitroglicerina, cuja fórmula é  $C_3H_5N_3O_9$ , é a confecção de explosivos. Sua decomposição enérgica gera como produtos os gases nitrogênio, dióxido de carbono e oxigênio, além de água, conforme mostra a equação da reação a seguir:



Além de explosivo, a trinitroglicerina também é utilizada como princípio ativo de medicamentos no tratamento de angina, uma doença que acomete o coração. Medicamentos usados no tratamento da angina usam uma dose-padrão de 0,6 mg de trinitroglicerina na formulação. Considerando os dados termoquímicos da reação a 25 °C e 1 atm e supondo que essa massa de trinitroglicerina sofra uma reação de decomposição completa, a energia liberada seria, aproximadamente, de

**Dados:** massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u

$\Delta H_f^\circ (H_2O) = -286 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -394 \text{ kJ/mol}$ ;  
 $\Delta H_f^\circ (C_3H_5N_3O_9) = -353,6 \text{ kJ/mol}$

- a) 4,1 J.  
 b) 789,2 J.  
 c) 1 432,3 J.  
 d) 5,3 kJ.  
 e) 362,7 kJ.

**11. UFPR** – Policlorobifenila, conhecido como PCB, é uma classe de compostos sintéticos aromáticos que foi extensivamente utilizada em fluidos refrigerantes para transformadores, capacitores e motores elétricos, devido à excelente propriedade dielétrica e estabilidade química. O descarte inapropriado de PCB no meio ambiente causa diversos problemas, em função da alta toxicidade e longevidade no ambiente. Os PCBs são agentes carcinogênicos para humanos e animais. A remediação de solos contaminados com PCB é bastante difícil, devido à alta estabilidade desses compostos. A incineração desses solos em temperaturas inferiores a 700 °C produz compostos voláteis perigosos, como as dioxinas. Dioxinas são ainda mais

tóxicas e são agentes carcinogênicos e teratogênicos. A equação a seguir corresponde à reação de oxidação de 1,1'-bifenila-2,2',3,3'-tetracloro ( $\Delta H_f^\circ = 73,2 \text{ kJ/mol}$ ) em 2,3,7,8-tetraclorobenzo-p-dioxina ( $\Delta H_f^\circ = -114,4 \text{ kJ/mol}$ ). A entalpia de formação da água nas condições de reação é  $\Delta H_f^\circ = -241,8 \text{ kJ/mol}$ .



- a) Calcule a entalpia da reação ilustrada. Mostre como chegou ao valor.  
 b) Essa reação é endotérmica? Explique como se chega a tal conclusão.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## 12. UEFS-BA (adaptado)

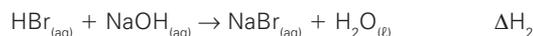
Substância	Entalpia da formação (kJ/mol)
$C_2H_5OH_{(l)}$ , etanol	-277,8
$CO_{2g}$	-393,5
$O_{2(g)}$	0
$H_2O_{(l)}$	-286,0

Um motociclista foi de Salvador-BA para Feira de Santana-BA, percorrendo, no total, 110,0 km. Para percorrer o trajeto, sua motocicleta flex consumiu cinco litros de etanol ( $C_2H_5OH$ ,  $d = 0,8 \text{ g/cm}^3$ ), tendo um consumo médio de 22,0 km/L.

Com base nos dados de entalpia de formação de algumas substâncias, calcule o calor envolvido na combustão completa por litro de etanol, em kJ.



**17. UFJF-MG** – A entalpia de neutralização corresponde ao calor liberado quando 1 mol de íons  $H^+$  reage com 1 mol de íons  $OH^-$  para a formação de 1 mol de  $H_2O$ . Com relação às entalpias de neutralização das reações a seguir, escolha a opção correta.



- a)  $\Delta H_1 > 0$  e  $\Delta H_2 < 0$   
 b)  $\Delta H_1 = \Delta H_2 = 0$   
 c)  $\Delta H_1 = \Delta H_2 < 0$   
 d)  $\Delta H_1 < \Delta H_2 < 0$   
 e)  $\Delta H_1 < 0$  e  $\Delta H_2 > 0$

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. Enem

C6-H21

Para comparar a eficiência de diferentes combustíveis, costuma-se determinar a quantidade de calor liberada na combustão por mol ou grama de combustível. O quadro a seguir mostra o valor de energia liberada na combustão completa de alguns combustíveis.

Combustível	$\Delta H_c^\circ$ a 25 °C (kJ/mol)
Hidrogênio ( $H_2$ )	-286
Etanol ( $C_2H_5OH$ )	-1 368
Metano ( $CH_4$ )	-890
Metanol ( $CH_3OH$ )	-726
Octano ( $C_8H_{18}$ )	-5 471

As massas molares dos elementos H, C e O são iguais a 1 g/mol, 12 g/mol e 16 g/mol, respectivamente.

Qual combustível apresenta maior liberação de energia por grama?

- a) Hidrogênio  
 b) Etanol  
 c) Metano  
 d) Metanol  
 e) Octano

### 19. FCM-PB

C6-H21

O número total de bovinos no país foi de 215,2 milhões de cabeças em 2015, um aumento de 1,3% em relação a 2014. O maior rebanho era o de São Félix do Xingu (PA), com 2 222 949 cabeças no último dia do ano, seguido por Corumbá (MS), Ribas do Rio Prado (MS), Cáceres (MT) e Marabá (PA). Os dados são da Pesquisa Pecuária Municipal 2015, divulgada nesta quinta-feira, dia 29, pelo Instituto Brasileiro de Geografia e Estatística (IBGE). Por dia, cada cabeça de gado produz cerca de (50/365) kg de metano. Se fosse possível recolher essa

quantidade de gás, poderia haver valiosa aplicação, uma vez que, na combustão total do metano, é gerada energia térmica que poderia ser utilizada para aquecer água.



ALF RIBEIRO/ SHUTTERSTOCK

Com essa massa de metano, quantos kg de água poderiam ser aquecidos de 25 °C a 43 °C?

**Dados:** calor de combustão do metano = 210 kcal/mol

massa molar do metano = 16 g/mol

calor específico da água =  $1,0 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

- a)  $1,0 \cdot 10 \text{ kg}$   
 b)  $1,0 \cdot 10^2 \text{ kg}$   
 c)  $1,0 \cdot 10^3 \text{ kg}$   
 d)  $2,0 \cdot 10^4 \text{ kg}$   
 e)  $2,0 \cdot 10^5 \text{ kg}$

### 20. PUCCamp-SP

C6-H21

A entalpia de combustão do carbono, a 25 °C, é de 393,5 kJ/mol. Considerando 1,0 kg de turfa, um tipo de carvão mineral que contém somente 60% de carbono, em média, a energia liberada, em kJ, somente pela queima de carbono é de, aproximadamente,

**Dado:** massa molar: C = 12 g/mol

- a) 2 000  
 b) 5 000  
 c) 10 000  
 d) 15 000  
 e) 20 000

## LEI DE HESS

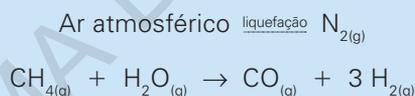
42

18181288/SHUTTERSTOCK



Adição de fertilizante ao solo.

A produção industrial da amônia para o uso em fertilizantes, pelo processo Haber-Bosch, só foi possível graças aos avanços nos estudos da termodinâmica e da cinética química. Primeiramente, para a sua produção, é necessário sintetizar os reagentes do processo:



Dessa forma:



A energia liberada nesse processo pode ser determinada pela **lei de Hess**, que será o foco deste módulo.

## Lei de Hess

Por volta de 1840, Germain Henri Hess, trabalhando na determinação de certos calores de reação, cuja medida experimental era muito difícil, constatou que “a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reação química depende apenas dos **estados final e inicial**, não importando o caminho da reação”. Isso significa que, mesmo que um determinado processo exija a realização de várias etapas intermediárias, o  $\Delta H$  continuará sendo a diferença entre a entalpia final e a inicial. Essa importante lei experimental foi chamada de lei do estado final ou inicial, lei de adição de calores

Lei de Hess

### HABILIDADES

- Aplicar a lei de Hess e compreender que ela é especialmente útil para determinar indiretamente as entalpias de formação de muitas substâncias.

ou, simplesmente, lei de Hess.

Assim, considere uma reação genérica  $A \rightarrow B$ , da qual se quer determinar o  $\Delta H$ . Perceba que essa reação pode ser realizada por diversos caminhos e cada um deles apresenta um valor característico de  $\Delta H$  "intermediário". Para que  $A$  se transforme em  $E$ , é apresentado o seguinte mecanismo, dividido em quatro etapas intermediárias:



Podemos observar que a variação global de energia pode ser determinada pelo somatório das várias etapas intermediárias do processo global.

Assim, matematicamente:

$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

Logo:

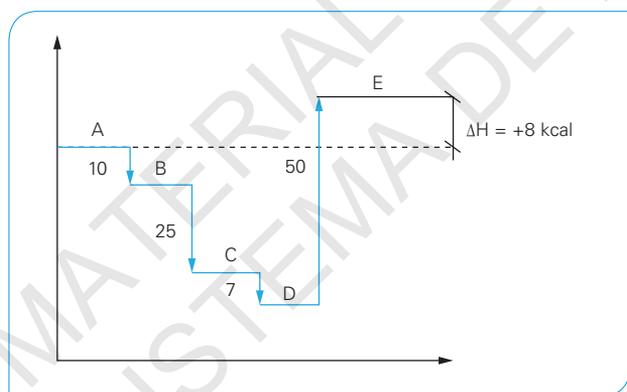
$$\Delta H_{\text{Global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = -10 + (-25) + (-7) + 50$$

$$\Delta H_{\text{Global}} = -42 + 50 = +8 \text{ kcal}$$

Interpretando o  $\Delta H$  obtido de  $+8$  kcal, significa que a entalpia do composto  $E$  (produto) é  $8$  kcal maior que a entalpia do composto  $A$  (reagente), independentemente do caminho ou mecanismo de conversão de  $A$  em  $E$ .

Note que há possibilidade de os dados serem trabalhados na forma de um gráfico. **Graficamente, o  $\Delta H$  da reação refere-se à diferença entre as entalpias dos reagentes originais e dos produtos finais.**



Como o número de etapas que o processo apresenta não é levado em consideração, o  $\Delta H$  da reação termoquímica pode ser tratado como uma equação matemática. Dessa forma, quando é utilizada a lei de Hess no cálculo do  $\Delta H$  de uma reação, devemos organizar e combinar as equações fornecidas, de modo que a soma delas seja a equação cujo  $\Delta H$  esteja sendo procurado.

Para isso, devemos nos atentar aos seguintes passos:

- 1º Ao somar várias equações, somamos também os respectivos  $\Delta H$ ;
- 2º Ao inverter uma equação, invertemos também o sinal do  $\Delta H$ ;
- 3º Ao multiplicar uma equação por um número qualquer (positivo e diferente de zero), multiplicamos também o  $\Delta H$  pelo mesmo número.

## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

**1. IFMG** – Na primeira etapa da produção industrial de ácido sulfúrico, ocorre a combustão controlada de enxofre para produzir dióxido de enxofre segundo a equação:



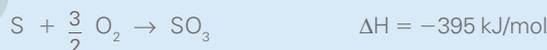
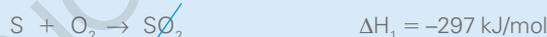
Posteriormente, esse produto é convertido a trióxido de enxofre ( $SO_3$ ), cuja combustão direta libera  $395$  kJ por mol de  $SO_3$ , conforme a equação seguinte.



A variação de entalpia, em kJ por mol de  $SO_3$ , da segunda etapa desse processo industrial, é igual a

- a)  $-49$
- b)  $-98$**
- c)  $-196$
- d)  $-493$
- e)  $-692$

### Resolução



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$-395 = -297 + \Delta H_2$$

$$\Delta H_2 = -395 + 297$$

$$\Delta H_2 = -98 \text{ kJ/mol}$$

**2. IFSul-RS** – Dentre as mudanças de estado físico mais presentes em nosso dia a dia, estão a fusão e a vaporização da água, cujas transformações são descritas, respectivamente, pelas equações a seguir.



Considerando esses fenômenos, são dadas as seguintes afirmativas:

- I. O processo de formação das nuvens (condensação) é exotérmico.
- II. A entalpia de passagem do gelo para o vapor-d'água é igual a  $51,3$  kJ/mol.
- III. A formação das ligações de hidrogênio em ambas as reações é um processo endotérmico.

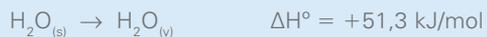
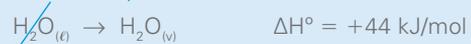
Estão corretas as afirmativas

- a) I e II, apenas.**
- b) I e III, apenas.
- c) II e III, apenas.
- d) I, II e III.

**Resolução**

I. Correta. A condensação é a passagem do estado gasoso para o estado líquido, onde ocorre liberação de energia, resultando em um processo exotérmico.

II. Correta.



III. Incorreta. Pelos processos descritos anteriormente, o rompimento das ligações é um processo endotérmico, portanto a formação será um processo exotérmico.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

# ROTEIRO DE AULA

## PROCESSOS TERMOQUÍMICOS

Lei de Hess

Pode-se combinar equações termoquímicas para o cálculo de  $\Delta H$ .

Explica que a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reação química depende apenas dos estados final e inicial.

Passos a serem seguidos

1. Ao somar várias equações, somamos também os respectivos  $\Delta H$ .

2. Ao inverter a equação, invertemos também o sinal do  $\Delta H$ .

3. Ao multiplicar uma equação por um número qualquer (positivo e diferente de zero), multiplicamos também o  $\Delta H$  pelo mesmo número.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. UNESP – O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:



Considere os dados:

Reação	$\Delta H$ (kJ/mol de produto)
$\frac{1}{2} \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{HF}_{(g)}$	-273
$\text{Ca}_{(s)} + \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{CaF}_{2(s)}$	-1 228
$\text{Ca}_{(s)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CaSO}_{4(s)}$	-1 435
$\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$	-814

- a) Com base nos dados apresentados na tabela e utilizando a lei de Hess, calcule o  $\Delta H$  da reação de preparação do  $\text{HF}_{(g)}$  por meio de 1 mol de  $\text{CaF}_{2(s)}$  e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.
- b) Represente, no diagrama apresentado a seguir, a reação de preparação do HF.



a) Para se chegar na equação global, realizamos os seguintes passos:



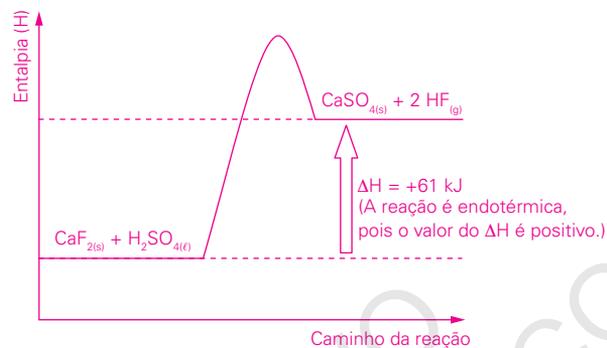
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$

$$\Delta H = 2 \cdot (-273 \text{ kJ}) + (+1 228 \text{ kJ}) + (-1 435 \text{ kJ}) + (+814 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -546 \text{ kJ} + 1 228 \text{ kJ} - 1 435 \text{ kJ} + 814 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +61 \text{ kJ} \therefore \text{endotérmica}$$

b) Representação da reação de preparação do  $\text{HF}_{(g)}$  por meio de 1 mol de  $\text{CaF}_{2(s)}$ .

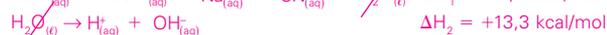


2. UNESP – Em 1840, o cientista Germain Henri Hess (1802-1850) enunciou que a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) em uma reação química é independente do caminho entre os estados inicial e final da reação, sendo igual à soma das variações de entalpias em que essa reação pode ser desmembrada.

Durante um experimento envolvendo a lei de Hess, através do calor liberado pela reação de neutralização de uma solução aquosa de ácido cianídrico (HCN) e uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH), foi obtido o valor de 2,9 kcal/mol para a entalpia dessa reação. Sabendo que a entalpia liberada pela neutralização de um ácido forte e uma base forte é de 13,3 kcal/mol, que o ácido cianídrico é um ácido muito fraco e que o hidróxido de sódio é uma base muito forte, calcule a entalpia de ionização do ácido cianídrico em água apresentando as equações químicas de todas as etapas utilizadas para esse cálculo.



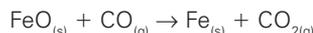
Então:



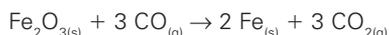
## 3. Enem

C6-H21

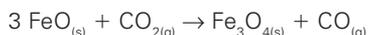
O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ( $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ ), a magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) e a wustita ( $\text{FeO}$ ). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



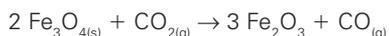
Considere as seguintes equações termoquímicas:



$$\Delta H^\circ = -25 \text{ kJ/mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$



$$\Delta H^\circ = -36 \text{ kJ/mol de } \text{CO}_2$$

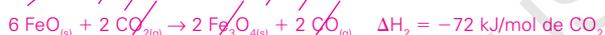


$$\Delta H^\circ = +47 \text{ kJ/mol de } \text{CO}_2$$

O valor mais próximo de  $\Delta H^\circ$ , em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do  $\text{FeO}_{(s)}$  com o  $\text{CO}_{(g)}$  é

a) -14                      c) -50                      e) -100

**b) -17                      d) -64**



$$\Delta H' = \frac{-75 + (-72) + 47 \text{ kJ}}{6} = -16,6666 \text{ kJ} \approx -16,7 \text{ kJ}$$

O valor mais próximo é -17 kJ.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

**4. UDESC** – A termoquímica estuda a energia e o calor associados a reações químicas e/ou transformações físicas de substâncias ou misturas. Com relação a conceitos, usados nessa área da química, assinale a alternativa **incorreta**.

a) A quebra de ligação química é um processo endotérmico e a formação de ligações são processos exotérmicos. Dessa forma, a variação de entalpia para uma reação química vai depender do balanço energético entre quebra e formação de novas ligações.

b) A variação de energia que acompanha qualquer transformação deve ser igual e oposta à energia que acompanha o processo inverso.

c) A entalpia H de um processo pode ser definida como o calor envolvido no mesmo, medido à pressão constante. A variação de entalpia do processo permite classi-

ficá-lo como endotérmico, quando absorve energia na forma de calor, ou exotérmico, quando libera energia.

d) O fenômeno de ebulição e o de fusão de uma substância são exemplos de processos físicos endotérmicos.

**e)** A lei de Hess afirma que a variação de energia deve ser diferente, dependendo se um processo ocorrer em uma ou em várias etapas.

A lei de Hess é uma lei experimental que estabelece que a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de uma reação química não depende do número de etapas, depende apenas do estado inicial e final da reação.

**5. UEM-PR** – Assinale o que for correto.

**01)** Pelo enunciado da lei de Hess, o valor da variação de entalpia depende somente dos estados inicial, intermediário e final.

**02)** Na mudança de fase, à pressão constante de uma certa substância, há troca de calor com o ambiente. Um exemplo disso é a fusão de uma barra de gelo de 1 grama na qual são absorvidos aproximadamente 330 joules. Considere a entalpia de fusão da água igual a 6 kJ/mol.

**04)** Quando duas barras de cobre metálico de massas iguais, com uma delas estando a 298 K e a outra a 373 K, são colocadas em contato até atingirem o equilíbrio térmico, as temperaturas de ambas se modificam gradualmente até se igualarem. A energia transferida entre essas duas barras é denominada temperatura.

**08)** Em dias quentes de verão, o indivíduo procura se refrescar de diversas maneiras. Uma delas consiste no ato de se molhar. O processo de resfriamento do corpo se dá pela evaporação das moléculas de água sobre a pele molhada, as quais, passando para o estado gasoso, liberam calor, diminuindo a temperatura corpórea, causando a sensação de frescor.

**16)** Na formação de dióxido de carbono gasoso por meio de  $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$ , a entalpia-padrão de combustão é -283 kJ/mol. Por meio de carbono na forma grafite ( $\text{C}_{(\text{graf})}$ ) reagindo com oxigênio gasoso ( $\text{O}_{2(g)}$ ), são formados  $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$  e a entalpia-padrão de combustão é -110,5 kJ/mol. Com base nessas informações, a formação de  $\text{CO}_{2(g)}$  gasoso por meio de  $\text{C}_{(\text{graf})} + \text{O}_{2(g)}$  é um processo que libera calor.

Dê a soma dos itens corretos.

18 (02 + 16)

**01.** Incorreto. Pelo enunciado da lei de Hess, o valor da variação de entalpia depende somente dos estados inicial e final do processo.

**02.** Correto. Fusão da barra de gelo:

$$18 \text{ g (1 mol de } \text{H}_2\text{O)} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 6 \cdot 10^3$$

$$1 \text{ g (de } \text{H}_2\text{O)} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad E$$

$$E = 0,333 \cdot 10^{-3} \approx 333 \text{ joules}$$

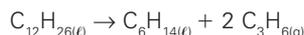
**04.** Incorreto. A energia transferida entre essas duas barras é denominada calor.

**08.** Incorreto. O processo de resfriamento do corpo se dá pela evaporação das moléculas de água sobre a pele molhada, as quais, passando para o estado gasoso, absorvem calor (processo endotérmico), diminuindo a temperatura corpórea, causando a sensação de frescor.

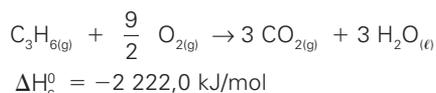
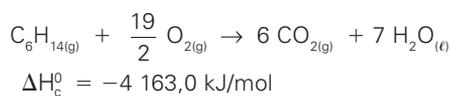
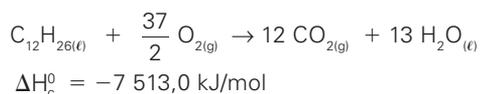
**16.** Correto.



**6. Mackenzie-SP** – O craqueamento (*cracking*) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificada, pela equação química a seguir:

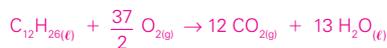


São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:

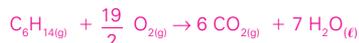


Utilizando a lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno será

- a)  $-13\,896,0 \text{ kJ/mol}$ .      d)  $+1\,130,0 \text{ kJ/mol}$ .  
 b)  $-1\,130,0 \text{ kJ/mol}$ .      e)  $+13\,896,0 \text{ kJ/mol}$ .  
 c)  $+1\,090,0 \text{ kJ/mol}$ .



$$\Delta H_c^0 = -7\,513,0 \text{ kJ/mol (manter)}$$



$$\Delta H_c^0 = -4\,163,0 \text{ kJ/mol (inverter)}$$



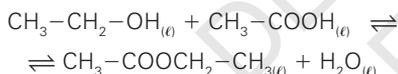
$$\Delta H_c^0 = -2\,222,0 \text{ kJ/mol} (\cdot 2 \text{ e inverter})$$

Então,

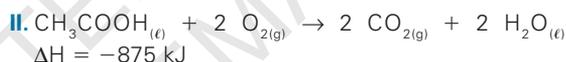
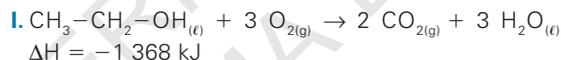


## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Fatec-SP** – O éster acetato de etila é utilizado na indústria química como solvente e como flavorizante, para conferir sabor artificial de maçã ou pera aos alimentos. Esse composto também pode ser preparado por meio de uma reação de esterificação:



Para calcularmos a variação de entalpia da reação,  $\Delta H$ , podemos aplicar a lei de Hess às equações de combustão dos compostos orgânicos presentes na reação de esterificação, apresentadas a seguir.



Aplicando a lei mencionada, a variação de entalpia da reação de esterificação descrita será, em kJ, igual a

- a)  $-12$       c)  $-1\,738$       e)  $-4\,474$   
 b)  $+12$       d)  $+4\,474$

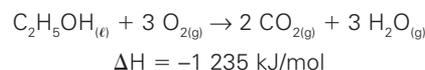
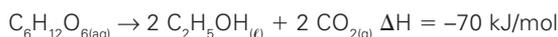
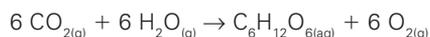
**8. IFBA** – Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2 000 °C. O carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão do grafite e do diamante:



Quanto KJ são necessários para transformar grafite em diamante?

- a)  $+2$       c)  $+790$       e)  $-2$   
 b)  $-790$       d)  $+10$

**9. Fuvest-SP** – A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:

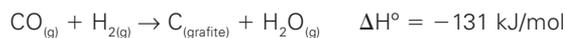
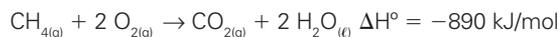


Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de  $\Delta H$  para a reação de fotossíntese é

- a)  $-1\,305 \text{ kJ/mol}$ .      d)  $-2\,540 \text{ kJ/mol}$ .  
 b)  $+1\,305 \text{ kJ/mol}$ .      e)  $+2\,540 \text{ kJ/mol}$ .  
 c)  $+2\,400 \text{ kJ/mol}$ .

**10. IME-RJ** – A reforma com vapor-d'água, a temperaturas altas, é um método industrial para produção de hidrogênio por meio de metano. Calcule a entalpia de reação desse processo.

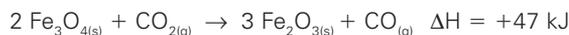
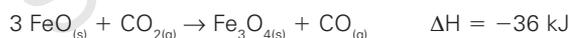
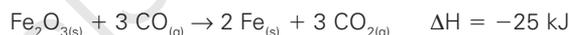
**Dados:** entalpias de combustão:



**11. Unifor-CE** – Na produção de ferro metálico,  $\text{Fe}_{(\text{s})}$ , o óxido ferroso ( $\text{FeO}$ ) é reduzido por ação do monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) conforme a reação a seguir

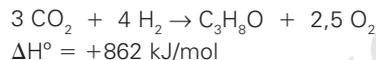


sendo desconhecida a variação total da entalpia nesse processo. Utilizando as equações termoquímicas a seguir e baseando-se na lei de Hess, pode-se determinar que o valor de  $\Delta H$  desconhecido será aproximadamente igual a



- a) -17 kJ.                      d) -36 kJ.  
b) +14 kJ.                     e) +50 kJ.  
c) -100 kJ.

**12. Unicamp-SP** – Uma reportagem em revista de divulgação científica apresenta o seguinte título: *Pesquisadores estão investigando a possibilidade de combinar hidrogênio com dióxido de carbono para produzir hidrocarbonetos, com alto poder energético, "ricos em energia"*. O texto da reportagem explicita melhor o que está no título, ao informar que, em 2014, um grupo de pesquisadores desenvolveu um sistema híbrido que usa bactérias e eletricidade, conjuntamente, em um coletor solar, para gerar hidrogênio a partir da água, e fazer sua reação com dióxido de carbono, para produzir isopropanol, como representa a equação a seguir.

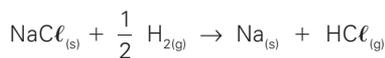


- a) Considerando que a entalpia-padrão de formação da água é  $-286 \text{ kJ/mol}$ , qual é a quantidade de energia que seria utilizada na produção de 1 mol de isopropanol, a partir de água e  $\text{CO}_2$ , da maneira como explica o enunciado anterior?
- b) Qual seria a energia liberada pela queima de 90 gramas de isopropanol obtido dessa maneira? Considere uma combustão completa e condição padrão.

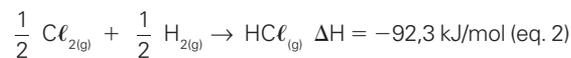
**13. Uece** – Partindo das reações de combustão do acetileno e do benzeno, que produzem apenas gás carbônico e água, e cujas entalpias são, respectivamente,  $-310,7 \text{ kcal}$  e  $-781,0 \text{ kcal}$ , é correto afirmar que o valor da entalpia de 3 mols de acetileno será

- a) -151,1 kcal.                      c) -141,5 kcal.  
b) -121,3 kcal.                     d) -131,2 kcal.

**14. UEPG-PR** – Por meio das reações químicas a seguir, com os respectivos valores de variação de entalpia ( $\Delta H$ ), assinale o que for correto.



$$\Delta H = +318,8 \text{ kJ/mol} \quad (\text{eq. 1})$$



**01)** A reação de formação de NaCl sólido, a partir de Na sólido e gás cloro, não é uma reação espontânea.

**02)** A equação 2 é uma reação exotérmica.

**04)** A variação de entalpia da reação  $\text{Na}_{(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$  é  $-411,1 \text{ kJ/mol}$ .

**08)** Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de HCl gasoso libera 318,8 kJ.

**16)** Através da equação 2, pode-se obter 184,6 kJ se ocorrer a reação de 2 mols de  $\text{Cl}_{2(g)}$  e 2 mols de  $\text{H}_{2(g)}$ .

Dê a soma dos itens corretos.

**15. UDESC** – As informações nutricionais de um produto alimentício constam no rótulo, mas, muitas vezes, são negligenciadas pelos consumidores. Entretanto, com o aumento nas taxas de obesidade e sobrepeso, além de outras doenças, como diabetes e hipertensão, cada vez mais um número maior de consumidores passa a procurar as informações sobre a composição dos produtos que leva para casa.

Com base no exposto, analise as proposições.

**I.** Um produto alimentício possui a seguinte composição em massa: 40% carboidratos, 30% proteínas e 30% gorduras. Considerando que a queima de 1 g de proteínas ou carboidratos fornece 4 kcal e 1 g de gordura fornece 9 kcal, uma amostra de 75 g do produto possui um valor calórico de 550 kcal.

**II.** Um adulto, que possua a recomendação de ingestão calórica diária de 2 000 kcal, se ingerir 400 g do produto alimentício citado na afirmação (I), consumirá mais calorias que o recomendado.

**III.** A densidade energética é a quantidade de energia por grama. Se considerar que todo o carboidrato da amostra seja glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$\Delta H_c^0 = -2 808 \text{ kJ/mol}$ ) e toda a gordura seja ácido oleico ( $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ ,  $\Delta H_c^0 = -10 487 \text{ kJ/mol}$ ), pode-se afirmar que a gordura possui uma densidade energética maior do que o carboidrato.

**IV.** A entalpia de formação da glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) é  $-1 268 \text{ kJ/mol}$ .

**Dados:**  $\Delta H_f^0 (\text{CO}_2) = -393,51 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}) = -285,83 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_c^0 (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -2 808 \text{ kJ/mol}$

Assinale a alternativa correta.

**a)** Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.

**b)** Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.

**c)** Somente as afirmativas II e IV estão corretas.

**d)** Somente as afirmativas II e III estão corretas.

**e)** Somente as afirmativas I e IV estão corretas.

**16. IFBA** – Observe a seguir algumas equações termoquímicas:



$$\Delta H = -1 077 \text{ kJ/mol}$$

Com base nas informações anteriores, complete as lacunas, tornando a afirmação a seguir verdadeira.

A entalpia de formação do  $\text{CS}_{2(l)}$ , por meio de seus elementos formadores, tem  $\Delta H = \underline{\hspace{2cm}}$ , sendo, portanto, uma reação  $\underline{\hspace{2cm}}$ .

**a)**  $+89 \text{ kJ/mol}$ ; endotérmica.

**b)**  $+389 \text{ kJ/mol}$ ; endotérmica.

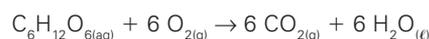
**c)**  $+1 768 \text{ kJ/mol}$ ; endotérmica.

**d)**  $-1 768 \text{ kJ/mol}$ ; exotérmica.

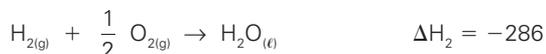
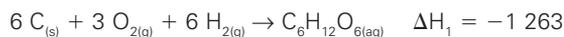
**e)**  $-2 065 \text{ kJ/mol}$ ; exotérmica.

**17. Fac. Pequeno Príncipe-PR (adaptado)** – O corpo humano necessita de energia para a realização de suas funções vitais. Os carboidratos são fontes rápidas de energia e são degradados por enzimas digestivas e controlados principalmente pelo intestino até chegar à corrente sanguínea, visto que o organismo não é capaz de absorver moléculas maiores. A glicose usada na alimentação também é chamada de “açúcar no sangue”, pois é o açúcar mais simples que circula em nossas veias. No sangue humano, sua concentração é mantida entre 80 mg e 120 mg por 100 mL, pela ação de hormônios secretados pelo pâncreas. Se, por doença ou falta prolongada de alimentação, essa concentração diminuir (hipoglicemia), a pessoa deverá receber soro glicosado; se, pelo contrário, a concentração de glicose no sangue aumentar (hiperglicemia), a pessoa apresentará os sintomas da doença conhecida como diabetes e deverá receber medicamentos, como a insulina.

A seguir, é apresentada a equação química que representa a combustão da glicose.



Considerando as entalpias de reação, em kJ/mol, calcule a energia liberada pelo organismo na ingestão de 10 g de glicose.



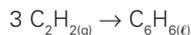
**Dados:** H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol

## ESTUDO PARA O ENEM

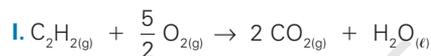
### 18. Enem

C6-H21

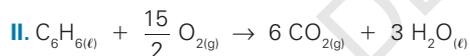
O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a seguinte equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



$$\Delta H_c^0 = -310 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H_c^0 = -780 \text{ kcal/mol}$$

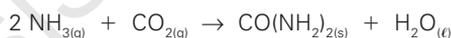
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal, para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de

- a) -1 090      c) -50      e) +470  
b) -150      d) +157

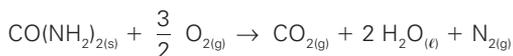
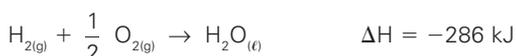
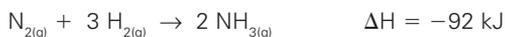
### 19. Univag-MT

C6-H21

A ureia é uma substância que resulta do metabolismo de proteínas, sendo utilizada como um importante aditivo em rações animais e em adubos nitrogenados. Industrialmente, a ureia pode ser sintetizada pela reação da amônia com o gás carbônico:



Considere as equações a seguir:



$$\Delta H = -632 \text{ kJ}$$

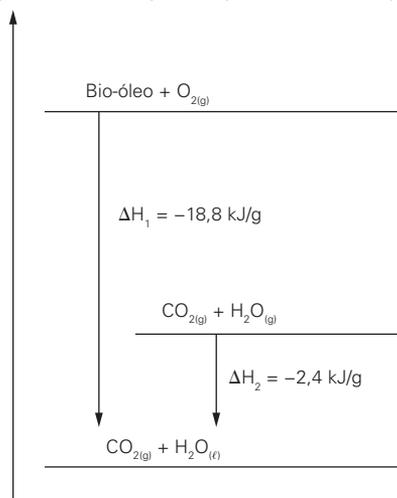
Com base nas informações fornecidas, é correto afirmar que a síntese industrial da ureia é

- a) exotérmica e libera 1 010 kJ por mol da substância.  
b) exotérmica e absorve 134 kJ por mol da substância.  
c) endotérmica e libera 1 010 kJ de energia por mol da substância.  
d) exotérmica e libera 134 kJ por mol da substância.  
e) endotérmica e absorve 1 010 kJ de energia por mol da substância.

### 20. Enem

C6-H21

O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura a seguir representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo  $\Delta H_1$  a variação de entalpia devido à queima de 1 g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e  $\Delta H_2$  a variação de entalpia envolvida na conversão de 1 g de água no estado gasoso para o estado líquido.



A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo, resultando em  $\text{CO}_{2(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ , é

- a) -106      c) -82      e) -16,4  
b) -94      d) -21,2

# ENTALPIA DE LIGAÇÃO

# 43



PUIHHA, SHUTTERSTOCK

Jarra e copo contendo água.

A formação da água, no estado gasoso, ocorre pela quebra das ligações H—H (do  $\text{H}_{2(\text{g})}$ ) e das ligações O=O (do  $\text{O}_{2(\text{g})}$ ). Consequentemente, após a quebra, há a formação de duas ligações O—H (do  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ ). Para a água passar do estado gasoso para o estado líquido, é necessário que haja uma condensação (fenômeno físico já estudado em módulos anteriores). Todo esse processo de quebra e formação de ligação possui uma entalpia própria, o  $\Delta H_{\text{ligação}}$ , e pode servir de base para o cálculo da entalpia total de uma reação.

## Entalpia de ligação

O cálculo do calor da reação envolvido em um processo de transformação também pode ser realizado por meio da determinação do número de ligações químicas que são rompidas (nos reagentes) e do número de ligações químicas que são formadas (nos produtos), levando-se em conta a energia necessária em cada processo de quebra e formação de ligação.

Por definição, energia de ligação é a quantidade de energia absorvida para separar 1 mol de ligações covalentes entre átomos no estado gasoso (a 25 °C e 1 atm). Isso quer dizer que, para que seja rompida uma ligação entre dois átomos, deve-se fornecer energia. Assim, o processo é sempre endotérmico e o  $\Delta H$  é sempre positivo. Quanto mais estável for a ligação, maior será a quantidade de energia absorvida para rompê-la.

• Entalpia de ligação

### HABILIDADES

- Compreender que a separação de dois átomos ligados por covalência absorve energia e que, portanto, o processo inverso (a formação da ligação) libera energia.
- Compreender que essa separação de átomos refere-se sempre ao estado gasoso.
- Manipular as energias de ligação tabeladas para calcular a variação de entalpia de uma reação.

**Exemplos**

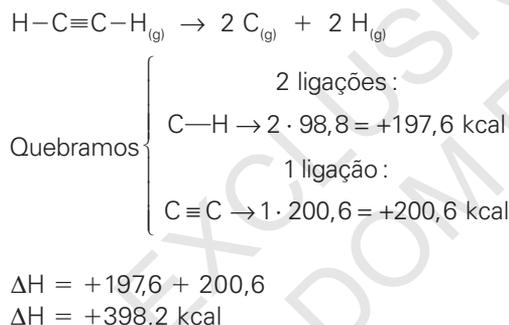
Com uma tabela de energia de ligação (fornecida nos exercícios), podemos calcular a energia total necessária para romper as ligações de 1 mol de moléculas ou, ainda, o que é mais importante, o  $\Delta H$  das reações.

**Exemplo**

Conhecendo-se as seguintes energias de ligação, a 25 °C:



Pode-se calcular a energia total necessária para romper as ligações de 1 mol de moléculas de acetileno ( $C_2H_2$ ).



Para calcular o  $\Delta H$  de uma reação química, por meio dos valores de energia de ligação, deve ser observado que, para se quebrar ligações, há absorção de energia (processo endotérmico) e, para formar, há liberação de energia (processo exotérmico), porém com o mesmo valor absoluto. Assim:

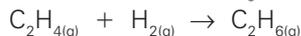


O  $\Delta H$  global de uma reação química será dado pelo balanço (saldo) energético entre o calor absorvido no rompimento das ligações entre os átomos dos reagentes e o calor liberado na formação das ligações entre os átomos dos produtos. Dessa maneira:

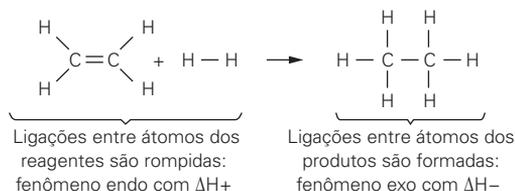
$$\Delta H_{\text{global}} = \underbrace{\Delta H_{\text{quebra de ligações (reagentes)}}}_{\text{valores positivos}} + \underbrace{\Delta H_{\text{formação de ligações (produtos)}}}_{\text{valores negativos}}$$

**Exemplo**

Calcular o  $\Delta H$  da reação:



conhecendo-se as seguintes energias de ligação, em kcal/mol, a 25 °C:

**Resolução**

$$\begin{aligned} \text{Total de ligações quebradas : } 6 & \left\{ \begin{array}{l} 4 \cdot \text{C} - \text{H} \\ 1 \cdot \text{C} = \text{C} \\ 1 \cdot \text{H} - \text{H} \end{array} \right. \\ \\ \text{Total de ligações formadas : } 7 & \left\{ \begin{array}{l} 6 \cdot \text{C} - \text{H} \\ 1 \cdot \text{C} - \text{C} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= [(4 \cdot 98,8) + (1 \cdot 146,8) + (1 \cdot 104,2)] + \\ &+ [6 \cdot (-98,8) + 1 \cdot (-83,2)] \\ \Delta H &= -29,8 \text{ kcal} \end{aligned}$$

**Atenção!**

Perceba que, ao analisar a reação, houve apenas a quebra de uma ligação C=C (+146,8) e uma H-H (+104,2), enquanto foram formadas uma ligação C-C (-83,2) e duas C-H [2 · (-98,8)].

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS**

**1. UEM-PR** – Assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01)** Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.
- 02)** O  $\Delta H$  de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.
- 04)** O  $\Delta H$  de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos.
- 08)** A queima de 1 mol de carbono grafite libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante.
- 16)** Se a energia da ligação C-C é 348 kJ/mol, pode-se concluir que a energia da ligação C=C é 1 044 kJ/mol.

Dê a soma dos números das alternativas corretas.

**Resolução**

$$07 (01 + 02 + 04)$$

01. Correta. Quando um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, esse sistema absorve calor do ambiente e sua entalpia aumenta.

02. Correta. O  $\Delta H$  de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.

04. Correta. O  $\Delta H$  de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos, por exemplo, do número de mols do reagente.

08. Incorreta. A queima de 1 mol de carbono grafite não libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante, pois são alótropos que apresentam estruturas diferentes.

16. Incorreta. A energia de ligação C-C não é diretamente proporcional à energia de ligação C=C.

**2. PUC-PR** – Dadas as energias de ligação em kcal/mol:

$$\text{C}=\text{C}: 147$$

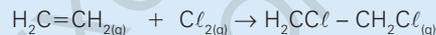
$$\text{Cl}-\text{Cl}: 58$$

$$\text{C}-\text{Cl}: 79$$

$$\text{C}-\text{H}: 99$$

$$\text{C}-\text{C}: 83$$

Calcule a energia envolvida na reação:



**a)** -1 238 kcal

**b)** +1 238 kcal

**c)** +36 kcal

**d)** -36 kcal

**e)** +2 380 kcal

**Resolução**

$$\Delta H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} = +601 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_{\text{ligações formadas nos produtos}} = -637 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H = H_{\text{ligações rompidas nos reagentes}} - H_{\text{ligações formadas nos produtos}}$$

$$\Delta H = +601 \text{ kcal} + (-637 \text{ kcal})$$

$$\Delta H = -36 \text{ kcal}$$

# ROTEIRO DE AULA

## Processos termoquímicos

### Entalpia de ligação

$$\Delta H_{\text{global}} = \frac{\Delta H_{\text{quebra de ligações (reagentes)}} + \Delta H_{\text{formação de ligações (produtos)}}}{\text{valores positivos} \quad \text{valores negativos}}$$

Reagentes

Produtos

Ligações rompidas → Absorção de energia → Endotérmico →  $\Delta H > 0$

Ligações formadas → Liberação de energia → Exotérmico →  $\Delta H < 0$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Espcex/Aman-RJ** – O trioxano, cuja fórmula estrutural plana simplificada encontra-se representada a seguir, é utilizado em alguns países como combustível sólido para o aquecimento de alimentos armazenados em embalagens especiais e que fazem parte das rações operacionais militares.

 <p>Trioxano</p>	Energias de ligação (kJ/mol)	
	C-H → 413	O=O → 495
	O-C → 358	C=O → 799
	H-O → 463	

Considere a reação de combustão completa de um tablete de 90 g do trioxano com a formação de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O. Com base nas energias de ligação fornecidas na tabela anterior, o valor da entalpia de combustão estimada para essa reação é

**Dados:** massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u

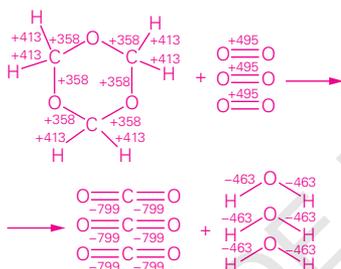
a) +168 kJ.

b) -262 kJ.

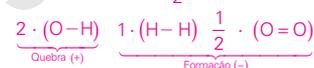
c) +369 kJ.

**d) -1 461 kJ.**

e) -564 kJ.



**2. UECE (adaptado)** – Pela eletrólise, houve a decomposição da água em hidrogênio e oxigênio. Considerando-se os seguintes valores de energia de ligação para as várias substâncias envolvidas no processo: E (H-H) = 104,30 kcal/mol; E (O=O) = 119,13 kcal/mol e E (O-H) = 111,72 kcal/mol, calcule o valor da variação de entalpia da reação descrita anteriormente, em kcal/mol.



$$2 \cdot E(\text{O}-\text{H}) - 1 \cdot E(\text{H}-\text{H}) - \frac{1}{2} \cdot E(\text{O}=\text{O}) = \Delta H$$

$$\Delta H = (2 \cdot 111,72 \text{ kcal}) - (1 \cdot 104,30 \text{ kcal}) - \left(\frac{1}{2} \cdot 119,13 \text{ kcal}\right)$$

$$\Delta H = +59,575 \text{ kcal} \approx +60,0 \text{ kcal}$$

## 3. PUC-SP

C6-H21

**Dado:**

Energia de ligação	C-H	C-C	H-H
	413 kJ/mol	346 kJ/mol	436 kJ/mol

A reação de hidrogenação do etileno ocorre com aquecimento, na presença de níquel em pó como catalisador. A equação termoquímica que representa o processo é



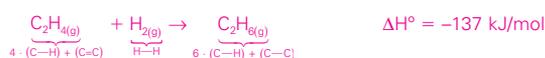
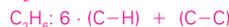
Com base nessas informações, pode-se deduzir que a energia de ligação da dupla-ligação que ocorre entre os átomos de C no etileno é igual a

a) 186 kJ/mol.

**b) 599 kJ/mol.**

c) 692 kJ/mol.

d) 736 kJ/mol.



$$-137 \text{ kJ} = [4 \cdot (+413 \text{ kJ}) + (\text{C}=\text{C}) + 436 \text{ kJ}] + [6 \cdot (-413 \text{ kJ}) + (-346 \text{ kJ})]$$

$$(\text{C}=\text{C}) = (-137 - 1652 - 436 + 2478 + 346) \text{ kJ}$$

$$(\text{C}=\text{C}) = +599 \text{ kJ/mol}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

**4. UPF-RS** – Analise a representação da equação simplificada e não balanceada da reação química do sequestro de oxigênio pela hidrazina.



Pode-se realizar uma estimativa da variação da entalpia dessa reação com base nos dados de entalpia das

ligações químicas (energia de ligação) envolvidas no processo, à pressão constante, conforme informações apresentadas no quadro a seguir:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
N-H	389
N-N	163
N=N	514
N≡N	946
O-O	134
O=O	498
O-H	464

Acerca da reação de sequestro de oxigênio pela hidrazina e das informações apresentadas no quadro, analise as seguintes afirmativas:

- A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é  $-585$  kJ/mol, tratando-se de uma reação exotérmica.
- A hidrazina é classificada como uma base de Lewis devido ao fato de seus átomos de nitrogênio apresentarem pares de elétrons disponíveis.
- A molécula de água apresenta geometria angular.
- A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é  $+343$  kJ/mol, tratando-se de uma reação endotérmica.

Está correto apenas o que se afirma em

- I e III.
- I, II e III.
- II e IV.
- II, III e IV.
- II e III.

I. Correta.



$$\Delta H = [1556 \text{ kJ} + 163 \text{ kJ} + 498 \text{ kJ}] + [-946 \text{ kJ} - 1856 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -585 \text{ kJ/mol}$$

II. Correta. A hidrazina é classificada como uma base de Lewis em razão do fato de seus átomos de nitrogênio apresentarem pares de elétrons disponíveis.



III. Correta. A molécula de água apresenta geometria angular ou em V.



IV. Incorreta. A variação da entalpia para a reação, envolvendo um mol de hidrazina, é  $-585$  kJ/mol, tratando-se de uma reação exotérmica, pois ocorre liberação de energia, ou seja, a variação de entalpia é negativa.

5. **Fuvest-SP** – Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCl gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm.

Molécula	H <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	HF	HCl
Energia de ligação (kJ/mol)	435	160	245	570	430

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas,

- a formação de HF<sub>(g)</sub> é a reação que libera mais energia.
- ambas as reações são endotérmicas.
- apenas a formação de HCl<sub>(g)</sub> é endotérmica.
- ambas as reações têm o mesmo valor de  $\Delta H$ .
- apenas a formação de HCl<sub>(g)</sub> é exotérmica.

Com base na tabela, equacionando-se as reações, vem:



$$\Delta H = +245 + 435 + 2 \cdot (-430)$$

$$\Delta H = -180 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +160 + 435 + 2 \cdot (-570)$$

$$\Delta H = -445 \text{ kJ}$$

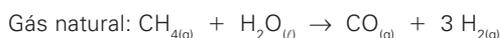
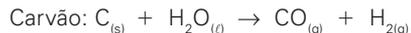
Libera-se mais energia na formação de HF<sub>(g)</sub>.

6. **UFJF-MG** – O hidrogênio cada vez mais tem ganhado atenção na produção de energia. Recentemente, a empresa britânica *Intelligent Energy* desenvolveu uma tecnologia que pode fazer a bateria de um *smartphone* durar até uma semana. Nesse protótipo, ocorre a reação do oxigênio atmosférico com o hidrogênio armazenado produzindo água e energia.

- Escreva a equação química da reação descrita anteriormente e calcule a sua variação de entalpia com base nos dados a seguir.

Ligação	H-H	H-O	O=O
Energia de ligação (kJ/mol)	437	463	494

- Um dos grandes problemas para o uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento. Calcule o volume ocupado por 20 g de hidrogênio nas CNTP.
- Atualmente, cerca de 96% do gás hidrogênio é obtido por meio de combustíveis fósseis, como descrito nas reações a seguir. Essa característica é considerada uma desvantagem para o uso do hidrogênio. Justifique essa afirmativa.





$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{rompimento}} + \Delta H_{\text{formação}}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = (437 + \frac{1}{2} \cdot 494) + (-2 \cdot 463) = (247 + 437) + (-926)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -242 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$2 \text{ g de H}_2 \text{ \_\_\_\_ } 22,4 \text{ L}$$

$$20 \text{ g de H}_2 \text{ \_\_\_\_ } x$$

$$x = 224 \text{ L}$$

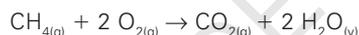
c) O uso de combustíveis fósseis lança gases poluentes para a atmosfera, como o monóxido de carbono (CO).

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Unigranrio-RJ** – Cálculos de entalpias reacionais são, em alguns casos, efetuados por meio das energias de ligação das moléculas envolvidas, em que o saldo de energias de ligação rompidas e refeitas é considerado nesse procedimento. Alguns valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro a seguir:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C-H	413
O=O	494
C=O	804
O-H	463

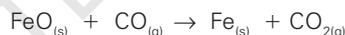
Considere a reação de combustão completa do metano representada na reação a seguir:



A entalpia reacional, em kJ/mol, para a combustão de um mol de metano, segundo a reação, será de

- a) -820
- b) -360
- c) +106
- d) +360
- e) +820

**8. Fasm-SP** – No processo de produção de ferro metálico (Fe), ocorre a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO), de acordo com a equação representativa da reação:



Considere os seguintes dados:

Substância	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{FeO}_{(\text{s})}$	-272,0
$\text{CO}_{(\text{g})}$	-110,5
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	-394,0

- a) Indique o tipo de ligação química envolvida em cada substância química reagente desse processo.
- b) Calcule o valor, em kJ/mol, do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso.

**9. Espcex/Aman-RJ** – Quantidades enormes de energia podem ser armazenadas em ligações químicas e a quantidade empírica estimada de energia produzida numa reação pode ser calculada a partir das energias de ligação das espécies envolvidas. Talvez a ilustração mais próxima desse conceito no cotidiano seja a utilização de combustíveis em veículos automotivos. No Brasil, alguns veículos utilizam como combustível o Álcool Etílico Hidratado Combustível, conhecido pela sigla AEHC, atualmente denominado comercialmente apenas por ETANOL.

Considerando um veículo movido a AEHC, com um tanque de capacidade de 40 L completamente cheio, além dos dados de energia de ligação química fornecidos e admitindo-se rendimento energético da reação de 100%, densidade do AEHC de 0,80 g/cm<sup>3</sup> e que o AEHC é composto, em massa, por 96% da substância etanol e 4% de água, a quantidade aproximada de calor liberada pela combustão completa do combustível desse veículo será de

**Dados:** massas atômicas: H = 1 u; C = 12 u; O = 16 u

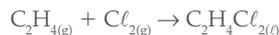
Energia de ligação (kJ · mol <sup>-1</sup> )			
Tipo de ligação	Energia (kJ · mol <sup>-1</sup> )	Tipo de ligação	Energia (kJ · mol <sup>-1</sup> )
C-C	348	H-O	463
C-H	413	O=O	495
C=O	799	C-O	358

- a)  $2,11 \cdot 10^5$  kJ.  
 b)  $3,45 \cdot 10^3$  kJ.  
 c)  $8,38 \cdot 10^5$  kJ.  
 d)  $4,11 \cdot 10^4$  kJ.  
 e)  $0,99 \cdot 10^4$  kJ.

### 10. UCS-RS

O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

A equação química que descreve simplificada o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano, a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada a seguir.



Disponível em:

<<http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>>. Acesso em: 3 set. 2015.

Adaptado.

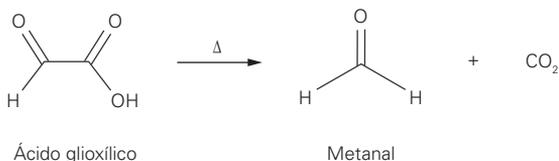
**Dados:**

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C-H	413,4
C-Cl	327,2
C-C	346,8
C=C	614,2
Cl-Cl	242,6

A variação de entalpia da reação anterior é igual a

- a) -144,4 kJ/mol.  
 b) -230,6 kJ/mol.  
 c) -363,8 kJ/mol.  
 d) +428,2 kJ/mol.  
 e) +445,0 kJ/mol.

**11. UERJ** – O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glicoxílico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:



Veja, a seguir, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol <sup>-1</sup> )
C-C	348
C=O	744
C-H	413
C-O	357
O-H	462

Considere a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glicoxílico, na concentração de 0,005 mol · L<sup>-1</sup>. Assumindo que todo o ácido glicoxílico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo.

**12. Ufrgs-RS** – Com base no seguinte quadro de entalpias de ligação, assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia de formação da água gasosa.

Ligação	Entalpia (kJ/mol)
H-O	464
H-H	436
O=O	498
O-O	134

- a) -243 kJ/mol  
 b) -134 kJ/mol  
 c) +243 kJ/mol  
 d) +258 kJ/mol  
 e) +1 532 kJ/mol

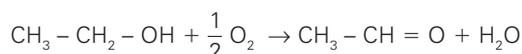
## 13. PUCCamp-SP

AR MAIS LIMPO

O ar que os paulistanos respiram está menos poluído. Um estudo recente feito por cientistas do IAG/USP revelou que, nos últimos 30 anos, caiu consideravelmente a concentração de acetaldeído na atmosfera da Região Metropolitana de São Paulo. Esse poluente, que faz parte do grupo dos aldeídos, é liberado principalmente pelo escapamento de veículos movidos a etanol. Além de provocar irritação nas mucosas, nos olhos e nas vias respiratórias e desencadear crises asmáticas, os aldeídos são substâncias carcinogênicas em potencial. De acordo com os resultados da pesquisa, a queda na concentração deve-se basicamente a dois fatores: aperfeiçoamento da tecnologia de motores automotivos e políticas públicas implementadas no país nas últimas décadas voltadas ao controle da poluição do ar.

*Revista Pesquisa FAPESP*, n. 224. p. 69. Adaptado.

- a) Considere a reação de formação do acetaldeído a partir da combustão incompleta do etanol:



Utilizando os valores de energia de ligação dados a seguir, calcule a entalpia dessa reação e reescreva-na na forma de uma equação termoquímica.

Ligação	Energia média (kJ/mol)
C-C	347,0
C-H	413,0
C-O	357,4
C=O	773,5
O-H	462,3
O-O	493,2

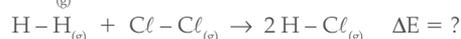
- b) Sabendo que a concentração média de acetaldeído medida nesse estudo foi de 5,4 partes por bilhão ( $\text{mg}/\text{m}^3$ ), calcule a concentração desse poluente em  $\text{mol}/\text{L}$ .

**Dados:** massas molares ( $\text{g}/\text{mol}$ ): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0

## 14. CPS-SP

Para formar as mais diversas substâncias que nos cercam, ligações químicas são quebradas e outras são formadas por meio das reações. À energia envolvida no rompimento de certa quantidade de ligações químicas entre átomos, à temperatura de 25 °C e pressão de 1 atmosfera, damos o nome de energia de ligação. A quebra das ligações dos reagentes é um processo endotérmico, ou seja, necessita de calor para que aconteça. Já a formação das ligações nos produtos, para formar novas moléculas, é um processo exotérmico, ou seja, libera energia quando isso ocorre. Portanto, o cálculo da variação de energia da reação ( $\Delta E$ ) é dado pela soma da energia absorvida no rompimento das ligações dos reagentes com a energia liberada na formação das ligações dos produtos.

Para entendermos como se determina a variação de energia da reação, veja o exemplo da reação de formação do  $\text{HCl}_{(g)}$ :



Nesse caso, para romper certa quantidade de ligações H-H, é necessária a absorção de 436,0 kJ (valor positivo) e, para romper a mesma quantidade de ligações de

$\text{Cl}-\text{Cl}$ , é necessária a absorção de 242,6 kJ (valor positivo). Somando esses dois valores, obtemos a quantidade de energia absorvida para quebrar as ligações dos reagentes: +678,6 kJ. Como a energia é absorvida, o resultado é positivo, portanto, um processo endotérmico.

Já na formação da mesma quantidade de ligações H-Cl, são liberados 431,8 kJ (valor negativo). Como temos o dobro de H-Cl em relação às quantidades de  $\text{H}_2$  e  $\text{Cl}_2$

( $1 \text{H}_2 + 1 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ ), temos -863,6 kJ. Como a energia é liberada, o resultado é negativo, portanto, um processo exotérmico.

Para o cálculo da variação de energia da reação, somamos os valores encontrados.

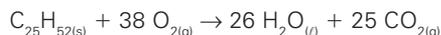
Disponível em: <<http://tinyurl.com/hcauh4j>>. Acesso em: 10 fev. 2016. Adaptado.

De acordo com o texto, assinale a alternativa correta.

- a) Energia de ligação é a energia liberada em uma reação química.

- b) A ruptura das ligações dos reagentes é um processo que libera energia.
- c) A formação das ligações químicas é um processo que absorve energia.
- d) Nas reações químicas, temos somente as rupturas de ligações químicas.
- e) Durante uma reação química, ocorrem processos endotérmicos e exotérmicos.

**15. UFJF-MG** – A parafina é um hidrocarboneto ( $C_{25}H_{52}$ , massa molar = 352 g/mol) derivado do petróleo que compõe as velas. A sua reação de combustão está representada a seguir:



Considerando os dados de energia de ligação apresentados a seguir, calcule a energia liberada, em kJ, na combustão completa de uma vela de 35,2 g.

**Dados:** energias de ligação ( $\Delta H_L$ /kJ mol<sup>-1</sup>):

Ligação	C-H	C-C	O=O	C=O	O-H
$\Delta H$ (kJ/mol)	412	348	496	743	463

**16. Ufrgs-RS** – A reação de cloração do metano, em presença de luz, é mostrada a seguir.



Considere os dados de energia das ligações a seguir:

$$C-H = 105 \text{ kcal/mol}$$

$$Cl-Cl = 58 \text{ kcal/mol}$$

$$H-Cl = 103 \text{ kcal/mol}$$

A energia da ligação C-Cl, no composto  $CH_3Cl$ , é

- a) 33 kcal/mol.
- b) 56 kcal/mol.
- c) 60 kcal/mol.
- d) 80 kcal/mol.
- e) 85 kcal/mol.

**17. UEM-PR** – Assinale o que for correto.

- 01)** Sob pressão constante, a entalpia de uma reação pode variar em função da variedade alotrópica ou do estado de agregação, pois essas diferentes formas possuem diferentes conteúdos de energia.
- 02)** De acordo com a reação a seguir, considerando  $\Delta H = 136 \text{ kcal/mol}$ , a entalpia-padrão de formação da água líquida é igual a 68 kcal/mol.  
 $2 H_2O_{(l)} \rightarrow 2 H_{2(g)} + O_{2(g)}$
- 04)** Nos casos em que não é possível medir diretamente a entalpia de formação de uma substância, podemos utilizar dados de equações termoquímicas intermediárias, aplicando-se a lei de Hess.
- 08)** A energia da ligação H-H equivale a 436 kJ/mol. Isso significa que, para separar 1 mol de ligações entre átomos de hidrogênio, no estado gasoso e em condições-padrão é necessário fornecer 436 kJ de energia ao sistema.

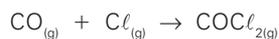
Dê a soma dos itens corretos.

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. Espcex/Aman-RJ

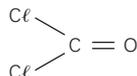
C6-H21

O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiramente preparado pela ação da luz do sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro ( $Cl_2$ ), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir:



Considerando os dados termoquímicos empíricos de energia de ligação das espécies, a entalpia da reação de síntese do fosgênio é

Dados: fórmula estrutural do fosgênio:



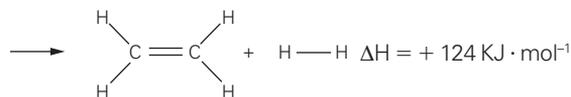
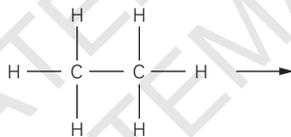
Energia de ligação (kJ/mol)	
C=O	745
C≡O	1 080
C-Cl	328
Cl-Cl	243

- a) +522 kJ.  
b) -78 kJ.  
c) -300 kJ.  
d) +100 kJ.  
e) -141 kJ.

## 19. UFSM-RS

C6-H21

Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana. Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir.



## Energia de ligação (kJ/mol)

Ligação	Energia
C-H	412
C-C	348
C=C	612

O valor absoluto da energia de ligação H-H, em kJ/mol, é, aproximadamente,

- a) 124  
b) 436  
c) 684  
d) 872  
e) 1 368

## 20. UFG-GO

C6-H21

A tabela a seguir apresenta os valores de energia de ligação para determinadas ligações químicas.

Ligação	Energia (kcal/mol)
C-C	83
C-H	100
C-O	85
O-H	110

Para as moléculas de etanol e butanol, os valores totais da energia de ligação (em kcal/mol) dessas moléculas são, respectivamente, iguais a

- a) 861 e 1 454  
b) 668 e 1 344  
c) 668 e 1 134  
d) 778 e 1 344  
e) 778 e 1 134

## 44

# CINÉTICA QUÍMICA – VELOCIDADE MÉDIA

- Conceito de velocidade média de consumo e de formação dos participantes de uma reação química
- Cálculo da velocidade média de uma reação química
- Cálculo da velocidade instantânea

## HABILIDADES

- Compreender o conceito de rapidez de uma reação química.
- Interpretar gráficos sobre a rapidez de consumo e de formação de substâncias.
- Relacionar matematicamente os conceitos de rapidez e estequiometria.



Explosão de uma bomba nuclear.

Para se completar totalmente as transformações da matéria, durante um período de tempo específico, elas se desenvolvem. Enquanto algumas reações são extremamente rápidas, como as explosões nucleares, sendo definidas em um curtíssimo espaço de tempo, outras são muito lentas, como é o caso da formação do petróleo, que necessita de milhares de anos para ser completada.

O estudo da velocidade das reações químicas e dos fatores de influência que podem acelerar ou retardar essas reações constitui a chamada **cinética química**. Esse estudo é, sem dúvida, de grande importância para a nossa vida cotidiana, uma vez que muitas reações químicas, até mesmo de interesse industrial, podem ser aceleradas, gastando menos tempo para ocorrerem e tornando, assim, o processo mais econômico.

A cinética química estuda a velocidade das reações químicas, os fatores que as influenciam e os seus mecanismos (sequência de etapas das reações).

## Velocidade das reações

A velocidade média de consumo de um reagente ou de formação de um produto é calculada dividindo-se a variação da quantidade de reagentes, ou produtos, pela variação do tempo.

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta_{\text{quantidade de substância}}}{\Delta_{\text{tempo}}}$$

Em que:

$v_{\text{média}}$  = velocidade média da reação;

$\Delta_{\text{quantidade de substância}}$  = variação, em quantidade de matéria, de reagentes ou produtos;

$\Delta_{\text{tempo}}$  = variação de tempo.

### UNIDADES DE MEDIDA

É muito comum representar as quantidades em mol/L (velocidade média em mol/L) e indicá-las entre colchetes ( [ ] ), mas elas também podem ser representadas pela massa (velocidade média mássica) ou pelo volume gasoso (velocidade média volumétrica). O intervalo de tempo pode ser representado por segundos, minutos, horas etc.

$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta n}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta V}{\Delta t} \text{ ou } \frac{\Delta \mathcal{M}}{\Delta t}$$

Em que:

$\Delta m$  = variação em massa;

$\Delta n$  = variação em quantidade de matéria (mol);

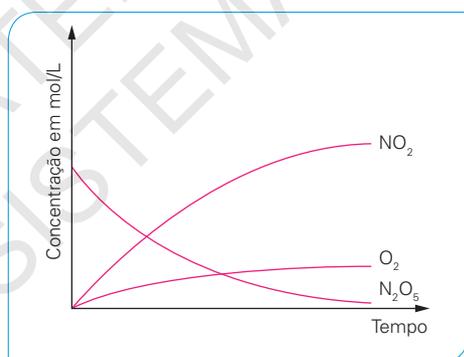
$\Delta V$  = variação de volume (L);

$\Delta \mathcal{M}$  ou  $\Delta [ ]$  = variação de concentração em quantidade de matéria (mol/L).

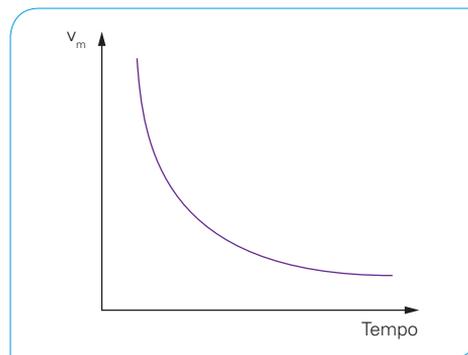
### REPRESENTAÇÃO GRÁFICA

O reagente é consumido durante a reação, e sua quantidade diminui com a variação do tempo, enquanto os produtos são formados e, conseqüentemente, suas quantidades aumentam com o tempo.

#### Exemplo



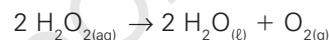
Com relação à velocidade média de consumo ou de formação, ela diminui com o passar do tempo, uma vez que a quantidade de moléculas que reage se torna cada vez menor.



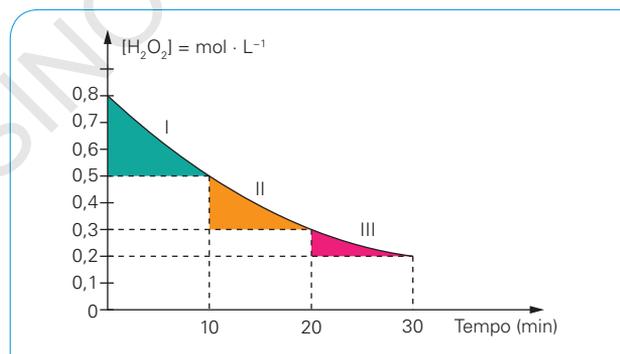
Dessa maneira, o cálculo da variação da quantidade de reagentes consumidos será negativo, pois a variação corresponde à quantidade final menos a inicial. Para evitar a existência da velocidade negativa, usamos o sinal negativo na expressão ou a variação em módulo, sempre que nos referimos aos reagentes.

#### Atenção!

Considere a reação de decomposição da água oxigenada.



Note, no gráfico a seguir, o consumo do reagente com o decorrer do tempo.



$$\text{Trecho I} \quad v_m = \frac{|0,5 - 0,8|}{10 - 0} \rightarrow v_m = \frac{0,3}{10}$$

$$v_m = 0,03 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

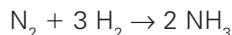
$$\text{Trecho II} \quad v_m = \frac{|0,3 - 0,5|}{20 - 10} \rightarrow v_m = \frac{0,2}{10}$$

$$v_m = 0,02 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\text{Trecho III} \quad v_m = \frac{|0,2 - 0,3|}{30 - 20} \rightarrow v_m = \frac{0,1}{10}$$

$$v_m = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

A velocidade média não é constante, isto é, ela varia em função das concentrações, bem como dos coeficientes estequiométricos da reação química. É possível construir um gráfico que contemple as concentrações molares dos produtos nos intervalos de tempo.

**Exemplo**

$$v_m \text{ de consumo de } \text{N}_2 = - \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\text{N}_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de consumo de } \text{H}_2 = - \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\text{H}_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de formação de } \text{NH}_3 = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Como podemos observar, a velocidade média de cada espécie em uma reação química pode apresentar valores diferentes (dependendo do seu referencial).

A velocidade média da reação ( $v_m$ ) é definida como a velocidade modular dos seus reagentes e produtos, dividida pelos seus respectivos coeficientes.

Sendo assim, teremos:

$$v_m = \frac{v[\text{N}_2]}{1 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t}$$

ou

$$v_m = - \frac{v[\text{N}_2]}{1 \cdot \Delta t} = - \frac{v[\text{H}_2]}{3 \cdot \Delta t} = \frac{v[\text{NH}_3]}{2 \cdot \Delta t}$$

Em que:

$|v[\text{N}_2]|$  = velocidade, em módulo, de consumo de  $\text{N}_2$ ;

$|v[\text{H}_2]|$  = velocidade, em módulo, de consumo de  $\text{H}_2$ ;

$|v[\text{NH}_3]|$  = velocidade, em módulo, de consumo de  $\text{NH}_3$ .

Portanto, a velocidade média de uma reação sempre apresenta valores positivos e o mesmo valor da espécie que possui o coeficiente estequiométrico 1 (caso esteja presente na reação).

**EXERCÍCIO RESOLVIDO**

1. Em uma reação representada por  $\text{A} \rightarrow \text{B}$ , observa-se que a concentração de B varia de acordo com o gráfico.



Determine a velocidade instantânea de formação de B no tempo de três minutos.

**Resolução**

$$v_m = \frac{\Delta_{\text{quantidade de uma substância}}}{\Delta_{\text{intervalo tempo}}}$$

$$v_m = \text{tg}(x)$$

$$v_m = \frac{\text{Cateto oposto de } X}{\text{Cateto adjacente de } X}$$

$$v_m = \frac{5 - 4}{6 - 3}$$

$$v_m = \frac{1 \text{ mol/L}}{3 \text{ min}}$$

$$v_m = \frac{0,33 \text{ mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$$

No instante de três minutos, a velocidade instantânea de formação de B é de  $0,33 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .

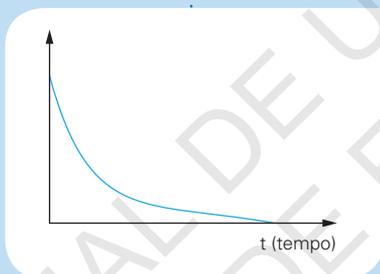
## ROTEIRO DE AULA

CINÉTICA  
QUÍMICA

Razão entre a  
quantidade de material  
consumido ou formado,  
em determinado intervalo  
de tempo.

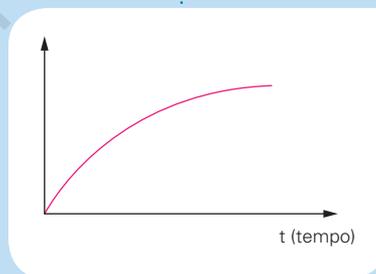
Reagentes

$$v_m = -\frac{\Delta[\ ]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[\ ]|}{\Delta t}$$



Produtos

$$v_m = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Uepg-PR** – O peróxido de hidrogênio, quando não armazenado de maneira adequada, decompõe-se facilmente com o tempo produzindo  $H_2O$  e  $O_2$ . A tabela a seguir mostra os dados de variação de massa de  $H_2O_2$  coletados com o tempo. Sobre a cinética da reação de decomposição do  $H_2O_2$ , assinale o que for correto.

**Dados:** H = 1,00 g/mol; O = 16,0 g/mol

Tempo (min)	Massa de $H_2O_2$ (g)
0	400
2	300
4	220
6	160

- 01)** A velocidade média de decomposição de  $H_2O_2$ , no intervalo de 0 a 2 min, expressa em g de  $H_2O_2$  por minuto, é de 50.
- 02)** O número de mols de  $H_2O_2$  presentes na solução, no tempo de 4, é de 6,47 mol.
- 04)** A velocidade média de decomposição de  $H_2O_2$ , no intervalo de 0 a 6 min, expressa em mols de  $H_2O_2$  por minuto, é de 1,17.
- 08)** A reação balanceada de decomposição do peróxido de hidrogênio é a seguinte:  $H_2O_{2(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$ .
- 16)** A velocidade média de formação de  $O_2$  na reação, expressa em mols de  $O_2$  por min, no intervalo de 0 a 6 min, é de 0,588.

Dê a soma dos itens corretos.

23 (01 + 02 + 04 + 16)

01. Correto.

$$v_{\text{média}} = \frac{|300 - 400|}{2 - 0} = 50 \text{ g/min}$$

02. Correto.

4 min  $\Rightarrow$  220 g de  $H_2O_2$

1 mol de  $H_2O_2$  — 34 g

x mol de  $H_2O_2$  — 220 g

x = 6,47 mol

04. Correto.

400 g equivale a 11,76 mol de  $H_2O_2$

160 g equivale a 4,70 mol de  $H_2O_2$

$$v_{\text{média}} = \frac{|4,70 - 11,76|}{6 - 0} = 1,17 \text{ mol/min}$$

08. Incorreto. A reação corretamente balanceada será:



16. Correto.



proporção  $\Rightarrow$  2 : 1

11,76 mol forma 5,88 mol

4,70 mol forma 2,35 mol

$$v_{\text{média}} = \frac{|2,35 - 5,88|}{6 - 0} = 0,588 \text{ mol/min}$$

**2. IME-RJ (adaptado)** – A reação de Sabatier-Senderens consiste na hidrogenação catalítica de alcenos ou de alcinos com níquel para a obtenção de alcanos. Considerando a reação de hidrogenação do acetileno, um engenheiro químico obteve os resultados a seguir:

Tempo (min)	[Acetileno] (mol/L)	[Hidrogênio] (mol/L)	[Etano] (mol/L)
0	50	60	0
4	38	36	12
6	35	30	15
10	30	20	20

Com base nessas informações, determine:

- a)** a velocidade média da reação no período de 4 a 6 minutos;
- b)** a relação entre a velocidade média de consumo do acetileno e a velocidade média de consumo do hidrogênio.

a) Cálculo da velocidade entre 4 e 6 minutos:



$$-\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} = +\frac{v_{C_2H_6}}{1} = v_{\text{média}}$$

$$v_{\text{média}} = -v_{C_2H_2} = -\frac{35 - 38}{6 - 4} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$b) -\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} = +\frac{v_{C_2H_6}}{1} = v_{\text{média}}$$

$$-\frac{v_{C_2H_2}}{1} = -\frac{v_{H_2}}{2} \Rightarrow \frac{v_{C_2H_2}}{v_{H_2}} = \frac{1}{2}$$

### 3. Unisc-RS

C5-H17

Considerando que, em uma reação hipotética  $A \rightarrow B + C$ , observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

A (mol/L)	0,240	0,200	0,180	0,162	0,153
Tempo (s)	0	180	300	540	840

A velocidade média ( $v_m$ ) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é

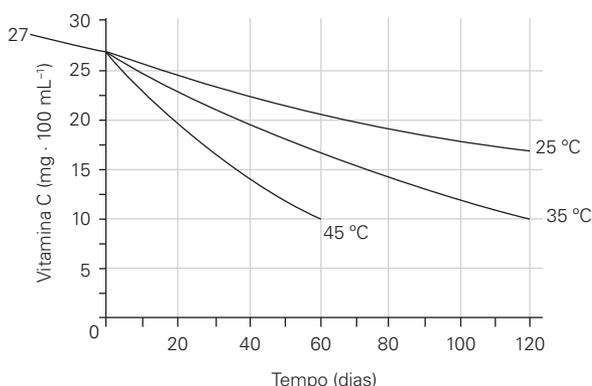
- a)**  $1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ .
- b)**  $3,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ .
- c)**  $1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ .
- d)**  $0,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ .
- e)**  $0,83 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$ .

$$v_m = \frac{[ ]_f - [ ]_i}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

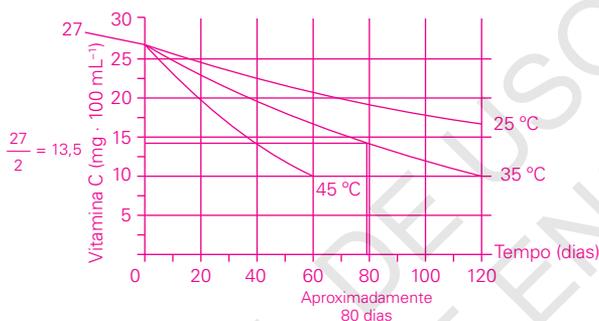
**4. USCS-SP** – Um estudo para verificar o efeito da cinética de degradação e o tempo de prateleira de um suco de manga analisou a velocidade de decomposição da vitamina C em três temperaturas diferentes: 25 °C, 35 °C e 45 °C. O gráfico mostra o resultado da análise.



O estudo considerou o tempo de prateleira como sendo o tempo de meia-vida da concentração de vitamina C, isto é, o tempo no qual a concentração de vitamina C cai pela metade.

- a) Determine, utilizando o gráfico anterior, o tempo de prateleira aproximado para um suco de manga armazenado a uma temperatura de 35 °C.
- b) Para o experimento cuja velocidade de degradação foi maior, calcule a velocidade média de degradação da vitamina C, em mg/100 mL · dia, nos primeiros 60 dias.

a) O tempo de meia-vida para a concentração de vitamina C considerado será o tempo de prateleira. Assim, temos:



$$b) v_m = \frac{[C_i] - [C_f]}{\text{tempo}} = \frac{[10 - 27]}{60} = 0,283 \text{ mg/100 mL} \cdot \text{dia}$$

$$v_m = 28,3 \cdot 10^{-2} \text{ mg/100 mL} \cdot \text{dia}$$

### 5. UECE – Manchete do jornal o *Estado de S. Paulo* em 23 abr. 2014:

“Gás metano produzido por vacas é usado para abastecer veículos”. Cientistas argentinos desenvolveram uma tecnologia para aproveitar o gás metano gerado pelos bovinos que tem efeito estufa na atmosfera do planeta.

Disponível em: <https://economia.estadao.com.br/noticias/geral/gas-metano-produzido-por-vacas-e-usado-para-abastecer-veiculos,182669e>. Adaptado.

Pesquisando o gás metano, um grupo de estudantes da UECE realizou, em laboratório, uma combustão e coletou os dados da tabela a seguir:

Tempo (min)	[CH <sub>4</sub> ] (mol/L)	[CO <sub>2</sub> ] (mol/L)
0	0,050	0
10	0,030	0,020
20	0,020	?

Com os dados da tabela, a velocidade média da reação entre 0 e 20 minutos foi determinada com o valor

- a)  $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ .
- b)  $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ .
- c)  $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ .
- d)  $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ .**

$$v_m = \frac{(0,020 - 0,050) \text{ mol/L}}{(20 - 0) \text{ min}} = 0,0015 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$v_m = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

6. **Unioeste-PR** – Em um episódio de uma série dos anos oitenta, chamada “*MacGyver, profissão perigo*”, o protagonista foi trancado em um quarto e conseguiu escapar de seus perseguidores ao fazer uma fumaça branca (NH<sub>4</sub>Cl) misturando vapores de HCl e NH<sub>3</sub>, presentes em produtos de limpeza. A relação correta entre as velocidades médias (v) e as massas (m) das moléculas dos vapores envolvidos (HCl e NH<sub>3</sub>) nesse experimento é

**Dados:** H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; Cl = 35,5 g/mol

- a)  $v_{\text{NH}_3} = v_{\text{HCl}}$  e  $m_{\text{NH}_3} > m_{\text{HCl}}$ .
- b)  $v_{\text{NH}_3} > v_{\text{HCl}}$  e  $m_{\text{NH}_3} > m_{\text{HCl}}$ .
- c)  $v_{\text{NH}_3} > v_{\text{HCl}}$  e  $m_{\text{NH}_3} < m_{\text{HCl}}$ .**
- d)  $v_{\text{NH}_3} < v_{\text{HCl}}$  e  $m_{\text{NH}_3} < m_{\text{HCl}}$ .
- e)  $v_{\text{NH}_3} = v_{\text{HCl}}$  e  $m_{\text{NH}_3} < m_{\text{HCl}}$ .

Calculando as massas molares, temos:

$$M_{\text{NH}_3} = 14 + (3 \cdot 1) = 17 \text{ g/mol}; M_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Como a estequiometria da reação é 1:1, então as massas serão:

$$m_{\text{NH}_3} = 17 \text{ g e } m_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g} \therefore m_{\text{NH}_3} < m_{\text{HCl}}$$

Com os valores das massas, podemos utilizar as equações da velocidade média para encontrar a relação entre a velocidade das espécies envolvidas.

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta m_{\text{NH}_3}}{\Delta t} = \frac{\Delta m_{\text{HCl}}}{\Delta t}$$

Pela relação de proporcionalidade, podemos admitir que quanto maior a massa, maior será a velocidade média, então  $v_{\text{NH}_3} < v_{\text{HCl}}$ .

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

7. **UNESP** – Em um laboratório, nas condições ambientes, uma determinada massa de carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>) foi colocada para reagir com excesso de ácido nítrico diluído. Os valores do volume de gás liberado pela reação com o transcorrer do tempo estão apresentados na tabela.

Tempo (min)	Volume de gás (cm <sup>3</sup> )
1	150
2	240
3	300

Escreva a equação balanceada da reação e calcule a velocidade média da reação, em mol · min<sup>-1</sup>, no intervalo entre 1 minuto e 3 minutos.

**Dado:** Volume molar do CO<sub>2</sub> nas condições ambientes = 25,0 L/mol

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

**8. UFG-GO** – O diagnóstico de doenças tropicais pode ser realizado por meio do uso de biossensores. Esses dispositivos monitoram a reação entre antígenos e anticorpos, que normalmente resultam na formação de um complexo colorido. A tabela a seguir apresenta as concentrações do complexo AB formado em função do tempo em uma reação entre um antígeno A e um anticorpo B na proporção estequiométrica de 1:1.

Tempo (s)	0	5	10	15	20
[AB] (· 10 <sup>-6</sup> mol/L)	0	40	65	80	87

Com base nos dados apresentados,

- a) esboce o gráfico que represente a cinética de formação do complexo AB colorido;  
 b) calcule a velocidade média da reação.

---



---



---



---



---

**9. Ufrgs-RS** – Considere a reação a seguir.



Para determinar a velocidade da reação, monitorou-se a concentração de hidrogênio ao longo do tempo, obtendo-se os dados contidos no quadro que segue.

Tempo (s)	Concentração (mol · L <sup>-1</sup> )
0	1,00
120	0,40

Com base nos dados apresentados, é correto afirmar que a velocidade média de formação da amônia será

- a) 0,10 mol · L<sup>-1</sup> · min<sup>-1</sup>  
 b) 0,20 mol · L<sup>-1</sup> · min<sup>-1</sup>  
 c) 0,30 mol · L<sup>-1</sup> · min<sup>-1</sup>  
 d) 0,40 mol · L<sup>-1</sup> · min<sup>-1</sup>  
 e) 0,60 mol · L<sup>-1</sup> · min<sup>-1</sup>

**10. ITA-SP** – A reação entre os íons brometo e bromato, em meio aquoso e ácido, pode ser representada pela seguinte equação química balanceada:



Sabendo que a velocidade de desaparecimento do íon bromato é igual a 5,63 · 10<sup>-6</sup> mol/L · s, assinale a alternativa que apresenta o valor correto para a velocidade de aparecimento do bromo, Br<sub>2</sub>, expressa em mol/L · s.

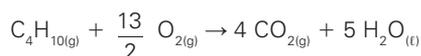
- a) 1,69 · 10<sup>-5</sup>  
 b) 5,63 · 10<sup>-6</sup>  
 c) 1,90 · 10<sup>-6</sup>  
 d) 1,13 · 10<sup>-6</sup>  
 e) 1,80 · 10<sup>-6</sup>

**11. UFJF-MG (adaptado)** – O Ca<sup>2+</sup> é o cátion mais comum em rios e lagos. Ele surge pela dissolução do mineral calcita (CaCO<sub>3</sub>) pela ação do CO<sub>2</sub> atmosférico solúvel em H<sub>2</sub>O, formando bicarbonato e Ca<sup>2+</sup>.

- a) Escreva a equação química que representa o processo descrito anteriormente.  
 b) A queima de combustíveis fósseis é um dos grandes emissores de dióxido de carbono na atmosfera, além de outros poluentes. Escreva as reações de combustão balanceadas do diesel e da gasolina, supondo que o diesel é composto por uma mistura de hidrocarbonetos de fórmula C<sub>12</sub>H<sub>26</sub>, enquanto a gasolina é composta por C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>.



15. **UEPA** – Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo, tarefas simples do cotidiano, ficarão mais caras. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez, e, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha), em nossas residências é:



O quadro a seguir ilustra a variação da concentração do gás butano, em mol/L, em função do tempo:

$[\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})}]$ (mol/L)	22,4	20,8	18,2	16,6	15,4	14,9
Tempo (horas)	0	1	2	3	4	5

As velocidades médias da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são, respectivamente,

- a)  $-1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$  e  $-2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ .  
 b)  $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$  e  $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ .  
 c)  $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$  e  $-2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ .  
 d)  $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$  e  $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ .  
 e)  $-1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$  e  $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ .

16. **Acafe-SC** – Considere a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio seja de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , assinale a alternativa que apresenta o valor correto para a velocidade de aparecimento  $\text{NO}_2$  expressa em  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

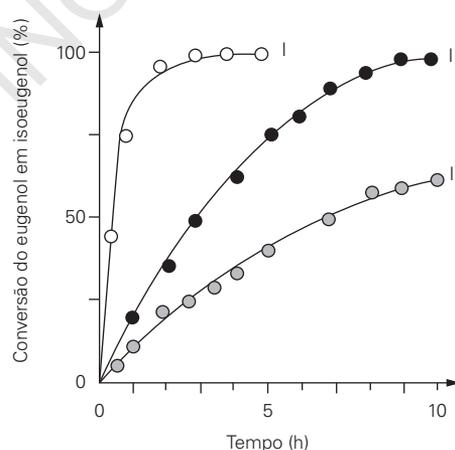
- a)  $18 \cdot 10^{-3}$   
 b)  $24 \cdot 10^{-3}$   
 c)  $6 \cdot 10^{-3}$   
 d)  $12 \cdot 10^{-3}$

17. **Fuvest-SP** – O eugenol, extraído de plantas, pode ser transformado em seu isômero, isoeugenol, muito utilizado na indústria de perfumes. A transformação pode ser feita em solução alcoólica de KOH.



Foram feitos três experimentos de isomerização, à mesma temperatura, empregando-se massas iguais de eugenol e volumes iguais de soluções alcoólicas de KOH de diferentes concentrações. O gráfico e a tabela a seguir mostram a porcentagem de conversão do eugenol em isoeugenol em função do tempo, para cada experimento e a concentração de KOH empregada, respectivamente.

Experimento	Concentração de KOH (mol/L)
I	6,7
II	4,4
III	2,3



Analisando-se o gráfico, pode-se concluir corretamente que

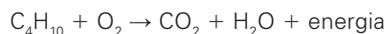
- a) a isomerização de eugenol em isoeugenol é exotérmica.  
 b) o aumento da concentração de KOH provoca o aumento da velocidade da reação de isomerização.  
 c) o aumento da concentração de KOH provoca a decomposição do isoeugenol.  
 d) a massa de isoeugenol na solução, duas horas após o início da reação, era maior do que a de eugenol em dois dos experimentos realizados.  
 e) a conversão de eugenol em isoeugenol, três horas após o início da reação, era superior a 50% nos três experimentos.

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. IFBA

C5-H17

Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP – Gás liquefeito de petróleo). A combustão do butano ( $C_4H_{10}$ ) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mol de butano/minuto, qual a massa de  $CO_2$  produzida em 1 hora?

- a) 1 056 g
- b) 176 g
- c) 17,6 g
- d) 132 g
- e) 26,4 g

## 19. FMP-RJ

C5-H17

## O sonho de Mendeleiev

Djabir modificou a doutrina dos quatro elementos de Aristóteles, especialmente no tocante aos metais. Segundo ele, os metais eram formados de dois elementos: enxofre e mercúrio. O enxofre (“a pedra da queima”) era caracterizado pelo princípio da combustibilidade. O mercúrio continha o princípio idealizado das propriedades metálicas. Quando esses dois princípios eram combinados em quantidades diferentes, formavam metais diferentes. Assim o metal inferior chumbo podia ser separado em mercúrio e enxofre, os quais, se recombina- dos nas proporções corretas, podiam-se tornar ouro.

STRATHERN, P. *O Sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Rio de Janeiro: Zahar, 2000. p. 42.

Na combustibilidade do enxofre, mencionada no texto, é obtido um produto que é amplamente utilizado nas indústrias como branqueador, desinfetante, conservante de alimentos e, principalmente, na produção de bebidas alcoólicas, como na do vinho, atuando em sua esterilização com a finalidade de inibir a ação de leveduras.

Considerando-se que numa indústria de bebidas alcoólicas foram queimados 57,6 kg de enxofre em uma hora, a velocidade do produto gasoso formado, em  $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$ , será de

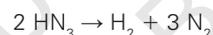
**Dados:** O = 16 g/mol; S = 32 g/mol

- a) 0,5
- b) 0,4
- c) 0,1
- d) 0,2
- e) 0,3

## 20. UFRGS-RS

C7-H24

O ácido hidrazoico,  $HN_3$ , é um ácido volátil e tóxico que reage de modo extremamente explosivo e forma hidrogênio e nitrogênio, de acordo com a reação a seguir.



Sob determinadas condições, a velocidade de decomposição do  $HN_3$  é de  $6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$ . Nas mesmas condições, as velocidades de formação de  $H_2$  e de  $N_2$ , em  $\text{mol/L} \cdot \text{min}$ , são, respectivamente,

- a) 0,01 e 0,03
- b) 0,03 e 0,06
- c) 0,03 e 0,09
- d) 0,06 e 0,06
- e) 0,06 e 0,18

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

SCIENCE FACTION/LATINSTOCK

# QUÍMICA 2A

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS



# BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX

- Balanceamento de equações de oxirredução

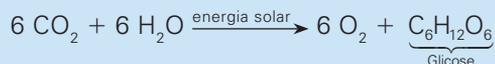
## HABILIDADES

- Reconhecer se uma reação química é de oxirredução.
- Calcular a variação positiva ou negativa dos números de oxidação alterados.
- Entender o conceito de oxidação como aumento do Nox e perda do domínio de elétrons, e o de redução como diminuição do Nox e aumento do domínio de elétrons.
- Fazer o balanceamento de uma reação redox com base na igualdade entre os números de elétrons perdidos e recebidos.



Planta em crescimento recebendo raios solares.

O processo de fotossíntese é essencial para o crescimento de plantas, uma vez que, ao receberem os raios solares, elas adquirem energia suficiente para produzir sua principal fonte de alimento: a glicose. Além disso, produzem gás oxigênio que é liberado para o meio ambiente. O processo acontece em várias etapas, mas pode ser simplificado pela reação química a seguir, na qual o oxigênio do  $\text{CO}_2$  oxida a  $\text{O}_2$  (o Nox vai de +2 para 0) e o hidrogênio da água reduz a  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (o Nox vai de +1 para -1).

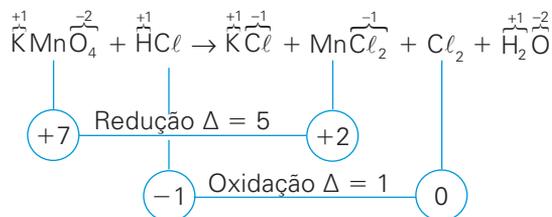


## Reações redox

Fazer o balanceamento de equações químicas consiste em colocar coeficientes estequiométricos na frente da fórmula de cada um dos reagentes e produtos, a fim de que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os membros da equação.

As reações de oxirredução ocorrem com transferência de elétrons, isto é, o número de elétrons “doados” em uma reação deve ser igual ao número de elétrons “recebidos”. Para verificar essa transferência de elétrons, utilizamos a variação do Nox (número de oxidação) de cada espécie química. Para tal determinação, é necessário seguir os seguintes passos:

- Determinar o Nox de todas as espécies envolvidas, bem como a sua variação de Nox.



- Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.

**Redução:**  $\text{KMnO}_4$ :  $\Delta = 5 \cdot 1 = 5$

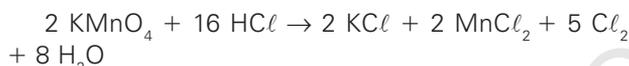
**Oxidação:**  $\text{Cl}_2$ :  $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

- O  $\Delta$  da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa, garantindo a igualdade entre o número de elétrons dados e o de elétrons recebidos.

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \rightarrow 5 \text{ Cl}_2$$

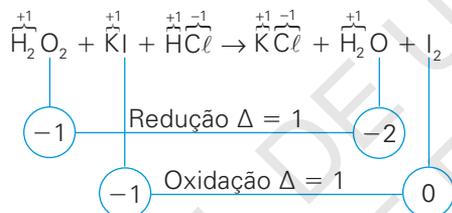
$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \rightarrow 2 \text{ KMnO}_4$$

- Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e o dos produtos.



### Exemplo

Balancar a equação a seguir.



**Redução:**  $\text{H}_2\text{O}_2$ :  $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

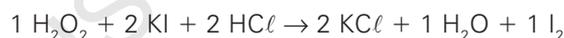
**Oxidação:**  $\text{I}_2$ :  $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

### Observação

Nesse caso, como os valores são iguais, eles devem ser simplificados, a fim de obtermos os menores coeficientes inteiros possíveis para o balanceamento das equações.

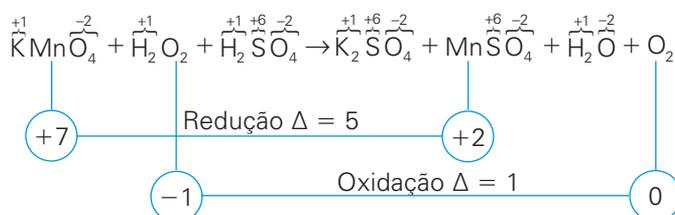
$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \rightarrow 1 \text{ H}_2\text{O}_2$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \rightarrow 1 \text{ I}_2$$



### Exemplo

Balancar a equação a seguir.

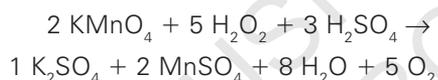


**Redução:**  $\text{KMnO}_4$ :  $\Delta = 5 \cdot 1 = 5$

**Oxidação:**  $\text{O}_2$ :  $\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

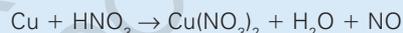
$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \rightarrow 5 \text{ O}_2$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \rightarrow 2 \text{ KMnO}_4$$



### EXERCÍCIO RESOLVIDO

**1. Unita-SP** – A reação a seguir, não balanceada, possui como coeficientes, respectivamente,



a) 1, 2, 3, 4 e 5

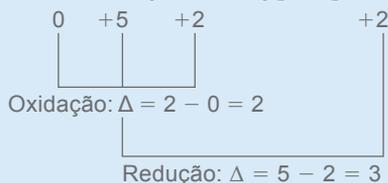
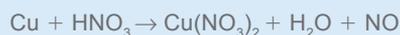
**b) 3, 8, 3, 4 e 2**

c) 8, 3, 8, 3 e 3

d) 2, 8, 4, 2 e 3

e) 5, 2, 1, 4 e 4

### Resolução



Oxidação:  $\text{Cu} \rightarrow \Delta = 2$

Redução:  $\text{NO} \rightarrow \Delta = 3$

$$\Delta_{\text{redução}} = 3 \therefore 3 \text{ Cu}$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \therefore 2 \text{ NO}$$

A equação balanceada é:



# ROTEIRO DE AULA

Balanceamento de reações redox

Identificar o elemento que sofre a oxidação.

Identificar o elemento que sofre a redução.

Calcular a variação de Nox.

O número de elétrons doados deve ser o coeficiente estequiométrico

da espécie reduzida.

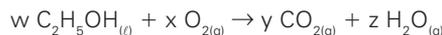
O número de elétrons recebidos deve ser o coeficiente estequiométrico

da espécie oxidada.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

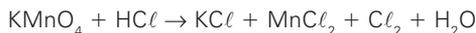
**1. Unirg-TO** – A combustão completa do etanol leva à formação de dióxido de carbono e água, conforme a equação química não balanceada a seguir.



A somatória dos coeficientes estequiométricos  $w$ ,  $x$ ,  $y$  e  $z$  para a reação balanceada é igual a

- a) 9 Oxidação do C:  $-2 \rightarrow +4$  ( $\Delta = 6$ )  
 Redução do O:  $0 \rightarrow +2$  ( $\Delta = 2$ )  
 b) 8  $\Delta_{\text{oxidação}} = 6 \cdot 2 = 12 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $12 \div 4 = 3$ .  
 $\Delta_{\text{redução}} = 2 \cdot 2 = 4 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $4 \div 4 = 1$ .  
 c) 7  $1 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$   
 d) 6 Soma dos coeficientes:  
 $9 (1 + 3 + 2 + 3)$

**2. UNEAL (adaptado)** – Todos os seres vivos dependem de reações de oxidação-redução para se manterem vivos, quer na síntese de compostos ricos em energia (fotossíntese), quer na obtenção da energia necessária para o metabolismo do organismo (respiração celular). Uma reação de produção do gás cloro, por método redox, está descrita a seguir.



Indique corretamente a soma dos menores coeficientes inteiros da reação.



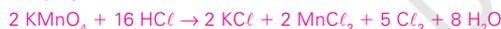
Oxidação:  $\text{Cl}_2 \rightarrow \Delta = 2$

Redução:  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \Delta = 5$

$\Delta_{\text{redução}} = 5 \therefore 5 \text{Cl}_2$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \therefore 2 \text{KMnO}_4$

A equação balanceada é:

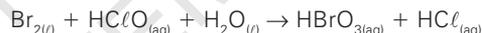


Soma dos menores coeficientes estequiométricos:

$35 (2 + 16 + 2 + 2 + 5 + 8)$

**3. UEFS-BA**

C7-H24



O balanceamento de reações de oxirredução, que ocorre com transferência de elétrons, a exemplo da equação química anterior, é realizado considerando que o número total de elétrons é constante e a quantidade de elétrons cedida é igual à quantidade recebida.

Com base na análise da informação e no balanceamento da equação química com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, é correto afirmar:

- a) O coeficiente do agente redutor é maior do que o do agente oxidante na reação de oxirredução.  
 b) A variação do número de oxidação do cloro,  $\Delta_{\text{Nox}}$ , na reação representada, é igual a 1.  
 c) A soma dos coeficientes dos reagentes é igual à soma dos coeficientes dos produtos.

d) O átomo de cloro do  $\text{HClO}_{(aq)}$  transfere elétrons para os átomos de bromo constituintes do  $\text{Br}_{2(l)}$ .

e) O coeficiente estequiométrico do ácido clorídrico,  $\text{HClO}_{(aq)}$ , é menor do que o do ácido brômico,  $\text{HBrO}_{3(aq)}$ .

Oxidação do Br:  $0 \rightarrow +5$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 2 = 10 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $10 \div 2 = 5$ .

Redução do Cl:  $+1 \rightarrow -1$

$\Delta_{\text{redução}} = 2 \cdot 1 = 2 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $2 \div 2 = 1$ .



Agente oxidante:  $\text{HClO}$

Agente redutor:  $\text{Br}_2$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. ESCS-DF** – O ferro é usualmente extraído do minério, em altos-fornos, por meio de redução com CO. A seguir, é apresentada a reação não balanceada para a hematita.



A menor soma de coeficientes estequiométricos inteiros que permite balancear essa equação é igual a

- a) 9 Oxidação do C:  $+2 \rightarrow +4$   
 b) 5  $\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $2 \div 2 = 1$ .  
 c) 6 Redução do Fe:  $+3 \rightarrow 0$   
 $\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 2 = 6 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $6 \div 2 = 3$ .  
 d) 7  $1 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$   
 Soma dos coeficientes:  
 $9 (1 + 3 + 2 + 3)$

**5. UFPR (adaptado)****Na onda do sódio**

Eu sou o sódio,

não tenho ódio.

Quando estou com a água,

não guardo mágoa.

Explodo de emoção,

nessa reação.

Não esbanjo meu potencial,

sou muito legal.

Minha família é a um,

me dou bem com cada um.

Meu período é o terceiro,

de quem eu sou parceiro.

Existe um halogênio especial,

me ligo a todos, mas com o cloro...

Eu adoro!

Que união genial!

Me envolvo em muitas reações,

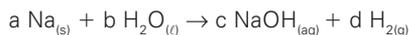
com diferentes emoções.

Base, cátion, sal...

Eu sou mesmo radical!

Poesia de autoria de equipe participante da Gincana de Química, 2011, da Universidade Federal do Ceará. Disponível em: <<http://www.quimica.ufc.br>>. Acesso em: 25 jul. 2017.

No trecho “Quando estou com a água, / não guardo mágoa. / Explodo de emoção”, o autor descreve a maneira altamente energética com que o sódio metálico reage com água, conforme equação a seguir.



Na equação balanceada, represente os valores dos coeficientes estequiométricos a, b, c e d.



Redução do H:  $+1 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \cdot 2 = 2$$

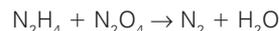
Oxidação do Na:  $0 \rightarrow +1$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1$$

Balanceamento:



**6. Unitau-SP** – Considerando a lei da conservação de massa, os coeficientes de balanceamento da reação a seguir, no sentido de reagentes para produtos, são, respectivamente,



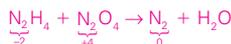
a) 2, 1, 2 e 4

b) 2, 2, 1 e 4

**c) 2, 1, 3 e 4**

d) 2, 2, 4 e 3

e) 1, 3, 2 e 3



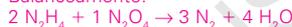
Oxidação do  $\text{N}_2\text{H}_4$ :  $-2 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 2 = 4 \rightarrow \text{Simplificando, temos: } 4 \div 2 = 2.$$

Redução do  $\text{N}_2\text{O}_4$ :  $+4 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{redução}} = 4 \cdot 2 = 8 \rightarrow \text{Simplificando, temos: } 8 \div 2 = 4.$$

Balanceamento:



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. FEI-SP (adaptado)** – Após o balanceamento da reação de oxirredução a seguir, determine a soma dos coeficientes estequiométricos mínimos inteiros.



**8. FCM-PB** – O  $\text{NaClO}_3$  e o  $\text{NaClO}_2$  são sais de sódio clorados e são empregados na indústria para a geração de dióxido de cloro, no branqueamento de fibras têxteis, polpa de celulose e papel. O  $\text{NaClO}_3$  é empregado também como herbicida não seletivo, desfoliante e dessecante. O  $\text{NaClO}_2$ , por sua vez, tem aplicações também como desinfetante, em antissépticos bucais, cremes e géis dentais. Ambos os sais podem ser obtidos por meio da reação a seguir não balanceada.



Sobre essas substâncias e por meio da reação química dada, é correto afirmar:

- O íon  $\text{ClO}_3^-$ , perclorato, apresenta uma geometria trigonal planar, com três ligações simples entre o átomo de cloro e os átomos de oxigênio.
- A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros da reação é igual a 7.
- Partindo de 67,5 g de  $\text{ClO}_2$ , obtém-se 1 mol de  $\text{NaClO}_2$ .
- O íon  $\text{ClO}_2^-$  apresenta, em sua estrutura de Lewis, dois pares de elétrons não compartilhados e, por isso, apresenta estrutura geométrica linear.

e) A nomenclatura correta do ácido formado por meio da reação do  $\text{NaClO}_2$  com a água é ácido clórico.

**9. UEA-AM** – Leia as informações a seguir, sobre o nióbio.

### Nióbio (Nb)

O que é: elemento químico metálico, de símbolo Nb. O nome deriva da deusa grega Niobe, filha de Tântalo.

Características: é um dos metais que mais resistem à corrosão e é um elemento supercondutor.

Temperatura de fusão ou derretimento: 2 468 °C

Temperatura de evaporação: 4 744 °C

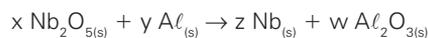
Aplicações: é usado principalmente na produção de ligas de aço de alta resistência, com aplicações na construção civil, na indústria mecânica, aeroespacial, naval, automobilística e nuclear, entre outras.

Onde é encontrado: o Brasil detém as maiores reservas conhecidas de nióbio (98,43%), seguido pelo Canadá (1,11%) e pela Austrália (0,46%). No país, as jazidas conhecidas estão em Minas Gerais (75,08% – Araxá e Tapira), Amazonas (21,34% – São Gabriel da Cachoeira e Presidente Figueiredo) e em Goiás (3,85% – Catalão e Ouidor).

Desde a década de 1970, não houve a comercialização do minério bruto ou do concentrado de nióbio (pirocloro) no mercado interno ou externo. O metal é vendido, sobretudo, na forma da liga ferro-nióbio (FeNb STD, com 66% de teor de nióbio e 30% de ferro), obtida por meio de diversas etapas de processamento. Segundo o governo, as exportações de ferro-liga de nióbio atingiram, em 2012, aproximadamente, 71 mil toneladas, no valor de US\$ 1,8 bilhão.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/economia/negocios/noticia/2013/04/monopolio-brasileiro-do-niobio-gera-cobica-mundial-controversia-e-mitos.html>>. Adaptado.

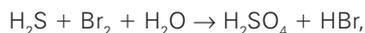
O nióbio metálico pode ser obtido pelo processo conhecido como aluminotermia. Nesse processo, o pentóxido de nióbio e o alumínio, ambos em pó finamente dividido, reagem formando o nióbio metálico e o óxido de alumínio, conforme a equação:



Nessa equação, os coeficientes estequiométricos x, y, z e w valem, respectivamente,

- a) 1, 2, 2 e 1
- b) 3, 2, 6 e 1
- c) 2, 5, 4 e 10
- d) 1, 10, 4 e 5
- e) 3, 10, 6 e 5

**10. PUC-MG (adaptado)** – Dada a seguinte equação redox:



apresente a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas, após o balanceamento da equação, e os agentes oxidante e redutor envolvidos nessa reação química.

**11. FGV-RJ** – As fosfinas,  $\text{PH}_3$ , são precursoras de compostos empregados na indústria petroquímica, de mineração e hidrometalurgia. Sua obtenção é feita a partir do fósforo elementar, em meio ácido, sob elevada pressão, e a reação se processa de acordo com  $\text{P}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$ . A soma dos menores valores inteiros dos coeficientes estequiométricos dessa equação corretamente balanceada é igual a

- a) 10
- b) 11
- c) 15
- d) 22
- e) 24

**12. Unirg-TO (adaptado)** – Analise a equação química a seguir.



Balanceie devidamente a equação, dê a soma de todos os coeficientes estequiométricos e apresente os agentes redutor e oxidante.

**13. Unama-PA** – Sobre a reação a seguir equacionada:



pode-se afirmar:

- I. O CuS é o agente oxidante, porque o enxofre sofre redução durante o processo.
- II. A soma dos coeficientes de balanceamento da equação é 23.
- III. O NO é classificado como óxido ácido ou anidrido, porque o nitrogênio é um ametal.
- IV. No  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , o cobre apresenta Nox igual a +2.

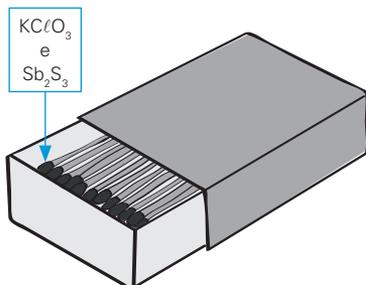
O correto está apenas em

- a) I e III.
- b) II e III.
- c) II e IV.
- d) II.

**14. UECE (adaptado)** – O conhecimento dos conceitos de oxidação e redução é de fundamental importância no estudo da biologia molecular associado à fotossíntese e à respiração, na redução de minerais para a obtenção de metais, em cálculos estequiométricos, na prevenção da corrosão e no estudo da eletroquímica. Dada a equação não balanceada  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$ , dê a soma dos menores valores inteiros dos coeficientes estequiométricos e indique os elementos que sofrem oxidação e redução.

## 15. FGV-RJ

Os palitos de fósforo são dispositivos simples empregados para fazer fogo. A chama se produz por meio de reações que ocorrem com as substâncias da "cabeça" do palito. Quando o palito é esfregado na superfície áspera da lateral da caixa, as substâncias reagem formando  $Sb_2O_5$ ,  $KCl$  e  $SO_2$ . Essa reação é muito exotérmica e rápida e promove a reação de combustão e a propagação da chama pela madeira do palito.

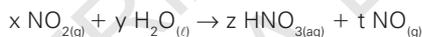


CHAGAS, P. A. *A história e a química do fogo*. Ed. Átomo, 2011.

Equacionando-se e fazendo-se corretamente o balanceamento da reação que ocorre pelo atrito da cabeça do palito de fósforo com a lateral da caixa, a soma dos menores valores inteiros dos coeficientes estequiométricos é

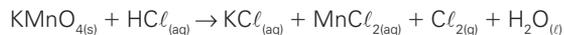
- 11
- 25
- 31
- 35
- 37

**16. UNIFESP** – Um dos processos do ciclo natural do nitrogênio, responsável pela formação de cerca de 5% do total de compostos de nitrogênio solúveis em água, essencial para sua absorção pelos vegetais, é a sequência de reações químicas desencadeadas por descargas elétricas na atmosfera (raios), que leva à formação de  $NO_2$  gasoso pela reação entre  $N_2$  e  $O_2$  presentes na atmosfera. A segunda etapa do processo envolve a reação do  $NO_2$  com a água presente na atmosfera, na forma de gotículas, representada pela seguinte equação química.



- O processo envolvido na formação de  $NO_2$  a partir de  $N_2$  é de oxidação ou de redução? Determine o número de mols de elétrons envolvidos quando 1 mol de  $N_2$  reage.
- Balanceie a equação química da segunda etapa do processo, de modo que os coeficientes estequiométricos  $x$ ,  $y$ ,  $z$  e  $t$  tenham os menores valores inteiros possíveis.

**17. UDESC** – Em 1915, o exército alemão utilizou, pela primeira vez, bombas de gás cloro contra trincheiras francesas e argelinas, causando a morte em mais de 5 mil soldados. O cloro gasoso pode ser utilizado na fabricação de solventes clorados, inseticidas (DDT), purificação de água, produção de compostos inorgânicos, como hipoclorito de sódio ( $NaOCl$ ), cloretos metálicos. Uma forma de produzir cloro gasoso em pequenas quantidades é pela reação entre permanganato de potássio e ácido clorídrico, apresentada a seguir.



Sobre essa reação, analise as proposições.

- Trata-se de uma reação de oxirredução, em que o cloreto sofre oxidação e o manganês sofre redução.
- A reação está balanceada.
- Os coeficientes estequiométricos para essa reação são 2 : 16 : 2 : 2 : 5 : 8.
- O estado de oxidação do átomo de manganês passa de +7 para +2, nessa reação, tratando-se de uma redução.
- O cloreto é o agente redutor dessa reação.

Assinale a alternativa correta.

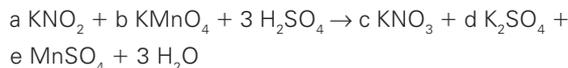
- Somente as afirmativas I, III, IV e V estão corretas.
- Somente as afirmativas I, II, IV e V estão corretas.
- Somente as afirmativas I, III e V estão corretas.
- Somente as afirmativas I, IV e V estão corretas.
- Somente as afirmativas III, IV e V estão corretas.

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. Unifor-CE

C7-H24

Uma importante premissa para realizar cálculos estequiométricos a partir de reações químicas é a necessidade de a reação se apresentar devidamente balanceada. Considere a reação de oxidação-redução com balanceamento parcial mostrada a seguir.

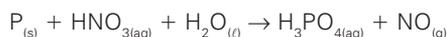


A soma de todos os menores coeficientes inteiros resultante do balanceamento da reação apresentada anteriormente ( $a + b + 3 + c + d + e + 3$ ) é

- a) 12
- b) 15
- c) 18
- d) 21
- e) 24

## 19. UEFS-BA

C7-H24



A reação entre o fósforo e o ácido nítrico, em meio aquoso, leva à produção de ácido fosfórico e de monóxido de nitrogênio, de acordo com a equação não balanceada anterior. Após o balanceamento da equação química com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, é correto afirmar:

- a) O coeficiente estequiométrico do agente oxidante é igual a 5.
- b) A soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes é igual a 8.
- c) O ácido nítrico é o agente redutor da reação de oxirredução representada.

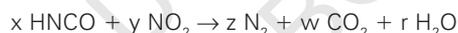
d) A quantidade total de elétrons cedidos e recebidos no processo de oxirredução é de 10 mols.

e) O volume de  $\text{NO}_{(g)}$  liberado pela reação de 93,0 g de fósforo com ácido nítrico suficiente é de 134,4 L, nas CNTP.

## 20. UDESC

C7-H24

A reação de combustão da gasolina, do álcool e de outros combustíveis produz gás carbônico, vapor de água, fuligem e alguns óxidos de nitrogênio, que podem intensificar, entre outros problemas, a chuva ácida. Os conversores catalíticos, usados nos automóveis, convertem óxidos de nitrogênio, incluindo o  $\text{NO}_2$ , em  $\text{N}_2$ , antes de lançar os efluentes gasosos na atmosfera. Uma tecnologia alternativa que vem sendo explorada para uso nos conversores catalíticos é o uso de ácido isocianico ( $\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$ ), que reage com  $\text{NO}_2$ , conforme a equação (não balanceada):



Em relação à equação, assinale a alternativa correta.

- a) É uma reação ácido-base, na qual o ácido isocianico é o ácido, e o dióxido de nitrogênio é a base.
- b) A reação não é plausível, pois uma reação não pode ocorrer com o mesmo elemento em diferentes estados de oxidação.
- c) Nessa reação, o ácido isocianico é o oxidante, e o dióxido de nitrogênio é o redutor.
- d) O estado de oxidação do átomo de carbono é +3 no ácido isocianico e +4 no dióxido de carbono, que é o responsável pela redução do dióxido de nitrogênio.
- e) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros é igual a 33.

MATERIAL DE USO  
SISTEMA DE ENSINO

## 18

# BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX - EQUAÇÕES IÔNICAS

- Balanceamento de equações iônicas redox

## HABILIDADES

- Verificar, em uma equação de oxirredução corretamente balanceada, a igualdade do número de elétrons perdidos e recebidos.
- Contornar dificuldades comuns nesse procedimento, como, por exemplo, diferentes atomicidades para um elemento em ambos os membros; elemento que se oxida ou se reduz em apenas parte dos produtos nos quais aparece; e equações na forma iônica.



O bafômetro indica a concentração de álcool etílico no organismo de uma pessoa.

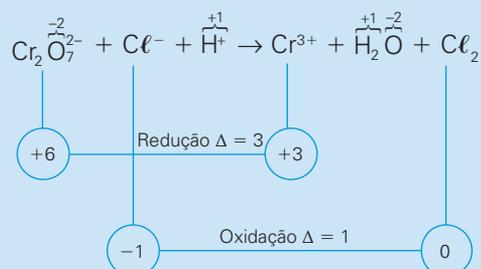
O bafômetro é um aparelho capaz de medir a quantidade de álcool contido no ar exalado por uma pessoa. Existem dois tipos de bafômetro: o que utiliza dicromato de potássio como reagente e o de célula a combustível. Ambos funcionam com transferência de elétrons. Para o bafômetro que usa dicromato de potássio, seu funcionamento visual é fundamentado na mudança de cor, pois o íon dicromato tem coloração alaranjada, e a espécie reduzida,  $\text{Cr}^{3+}$ , tem coloração verde.

## Reações iônicas redox

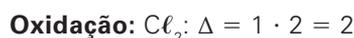
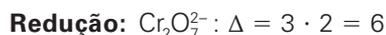
O balanceamento de equações iônicas segue o mesmo raciocínio adotado para reações não iônicas, estudadas no módulo anterior, ou seja, o número de elétrons doados tem de ser igual ao número de elétrons recebidos. Portanto, nas equações iônicas, a carga total do lado dos reagentes deve ser igual à carga total do lado dos produtos.

### Exemplo

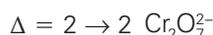
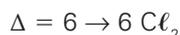
1. Determinar o Nox de todas as espécies, bem como a sua variação de Nox.



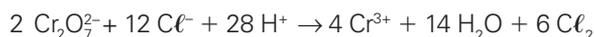
2. Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.



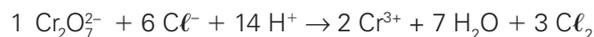
3. O  $\Delta$  da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa. Isso garante a igualdade entre o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.



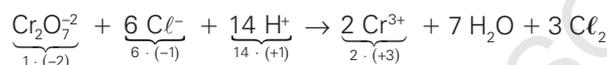
4. Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e o dos produtos.



Podemos simplificar todos os coeficientes, dividindo-os por 2, para obter os menores coeficientes estequiométricos da reação.



A fim de conferir o balanceamento, conferimos o número de átomos ou a carga total dos reagentes e produtos.

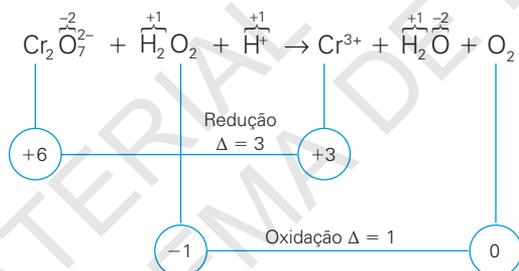


Carga total dos reagentes: +6

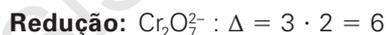
Carga total dos produtos: +6

### Exemplo

1. Determinar o Nox de todas as espécies, bem como a sua variação de Nox.



2. Multiplicar a variação do Nox de cada espécie pelo maior coeficiente de cada espécie.

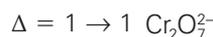


### Observação

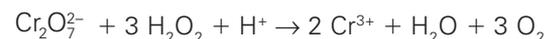
Neste caso, os coeficientes podem ser simplificados, dividindo-os por 2.



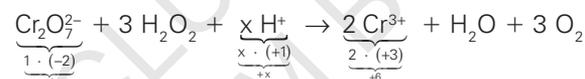
3. O  $\Delta$  da redução é o coeficiente da oxidação, e vice-versa. Isso garante a igualdade entre o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.



4. Os outros coeficientes são ajustados de modo a igualar o número de átomos dos reagentes e os dos produtos.



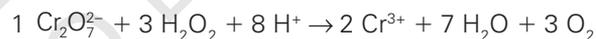
Ainda não é possível terminar o balanceamento, pois temos o oxigênio e o hidrogênio para balancear. Portanto, devemos fazer o balanceamento de carga. Atribuímos coeficiente  $x$  ao  $\text{H}^+$  e igualamos a quantidade de carga dos reagentes com a dos produtos.



$$-2 + x = +6$$

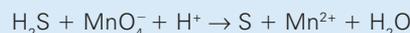
$$x = 8$$

Balanceamento final:



### EXERCÍCIO RESOLVIDO

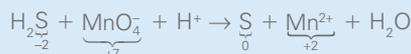
1. **Unisa-SP** – Observe a equação da reação que segue.



A soma dos coeficientes das espécies presentes é igual a

- a) 30  
b) 12  
c) 15  
d) 28  
e) 26

### Resolução



Oxidação do S:  $-2 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{MnO}_4^-$$

Redução do Mn:  $+7 \rightarrow +2$

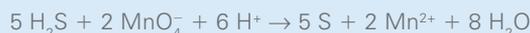
$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{H}_2\text{S}$$

Balanceamento:



Total de cargas positivas dos produtos = total de cargas positivas dos reagentes = +4

Sendo assim, temos:



Soma dos coeficientes:

$$28 (5 + 2 + 6 + 5 + 2 + 8)$$

# ROTEIRO DE AULA

## BALANCEAMENTO DE REAÇÕES IÔNICAS DE OXIRREDUÇÃO

Identificar o elemento que sofre a oxidação.

Identificar o elemento que sofre a redução.

A soma das cargas dos reagentes

é igual à soma das cargas dos produtos.

Calcular a variação de Nox.

Calcular a variação de Nox.

O número de elétrons doados deve ser o coeficiente estequiométrico da espécie reduzida.

O número de elétrons recebidos deve ser o coeficiente estequiométrico da espécie oxidada.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

## 1. UNESP

O ciclo do enxofre é fundamental para os solos dos manguezais. Na fase anaeróbica, as bactérias reduzem o sulfato para produzir o gás sulfeto de hidrogênio. Os processos que ocorrem são os seguintes.



SCHMIDT, G. *Manguezal de Cananeia*, 1989. Adaptado.

Na produção de sulfeto de hidrogênio por esses processos nos manguezais, o número de oxidação do elemento enxofre

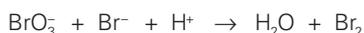
- diminui oito unidades.
- mantém-se o mesmo.
- aumenta quatro unidades.
- aumenta oito unidades.
- diminui quatro unidades.

O número de oxidação do elemento enxofre diminui oito unidades:



Variação do Nox do S = 8 (de +6 para -2)

**2. UEL-PR (adaptado)** – Com base na reação não balanceada representada pela equação a seguir, apresente a soma total dos coeficientes inteiros da reação.



Oxidação  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Br}^- = 1 \text{ (de } -1 \text{ para } 0) \\ \text{Atomicidade } 2 \end{array} \right.$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \div 2 = 1 \therefore 1 \text{ BrO}_3^-$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 2 = 10 \div 2 = 5 \therefore 5 \text{ Br}^-$$

Balanciamento:



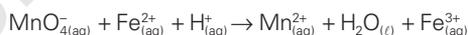
Soma dos coeficientes inteiros:

$$18 (1 + 5 + 6 + 3 + 3)$$

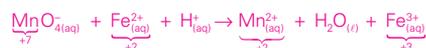
## 3. Acafe-SC

C7-H24

Íons  $\text{Fe}^{2+}$  podem ser quantificados em uma reação de oxirredução com íons  $\text{MnO}_4^-$  padronizados em meio ácido. Uma vez balanceada a equação química a seguir, a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros dos reagentes será



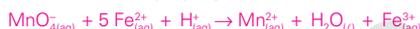
- 10
- 3
- 14
- 5
- 15



Redução  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Mn} = 5 \text{ (de } +7 \text{ para } +2) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 5 \cdot 1 = 5$

Oxidação  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Fe} = 1 \text{ (de } +2 \text{ para } +3) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 1 \cdot 1 = 1$

Estabelecendo a proporção, vem:



Acertando, por tentativa, os outros coeficientes, temos:



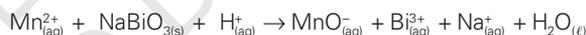
Soma dos coeficientes dos reagentes:

$$14 (1 + 5 + 8)$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

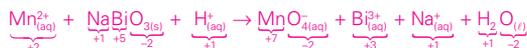
**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. Unioeste-PR (adaptado)** – Com base na reação a seguir, determine a soma dos menores coeficientes inteiros possível, as espécies oxidada e reduzida e os agentes oxidante e redutor, respectivamente.



- 20; Na; Mn;  $\text{NaBiO}_3$ ;  $\text{Mn}^{2+}$
- 30; H; Bi;  $\text{NaBiO}_3$ ; H<sup>+</sup>
- 40; Mn; Bi;  $\text{NaBiO}_3$ ;  $\text{Mn}^{2+}$
- 50; Bi; Mn;  $\text{NaBiO}_3$ ;  $\text{Mn}^{2+}$
- 60; Mn; Na;  $\text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{NaBiO}_3$

Determinação do valor de  $\Delta$ :



Oxidação  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Mn} = 5 \text{ (de } +2 \text{ para } +7) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 5 \cdot 1 = 5$

Redução  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Variação do Nox do Bi} = 2 \text{ (de } +5 \text{ para } +3) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{array} \right. \Rightarrow \Delta = 2 \cdot 1 = 2$

Agente oxidante:  $\text{NaBiO}_3$

Agente redutor:  $\text{Mn}^{2+}$

Igualando o número de elétrons cedidos e o de elétrons recebidos:

$$\text{Oxidação: } \Delta = 5 \Rightarrow 5 \text{ Bi}^{+3}$$

$$\text{Redução: } \Delta = 1 \Rightarrow 2 \text{ MnO}_4^-$$

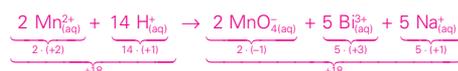
Estabelecendo a proporção, vem:



Acertando, por tentativa, os outros coeficientes, temos:



Finalmente, conferindo as cargas:

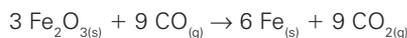


Soma dos coeficientes:

$$40 (2 + 5 + 14 + 2 + 5 + 5 + 7)$$

**5. UPF-RS** – No ano de 2015, ocorreu o rompimento das barragens de Fundão e Santarém e o despejo de toneladas de rejeitos de minério de ferro no meio ambiente. Dentre esses rejeitos, encontra-se a hematita, um minério de ferro que apresenta fórmula molecular  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

A equação geral que representa o processo de obtenção do ferro metálico a partir da hematita é:

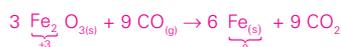


Acerca desse processo, complete as lacunas.

Na hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ ), o íon ferro apresenta-se na forma de \_\_\_\_\_, com número de oxidação \_\_\_\_\_. Dessa maneira, uma das formas de obtenção de ferro metálico, a partir da hematita, consiste resumidamente em o íon ferro \_\_\_\_\_ elétrons, em um processo denominado \_\_\_\_\_.

A alternativa que completa corretamente, na sequência, as lacunas da frase é

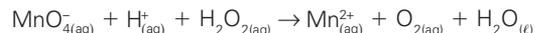
- a) cátion; +2; doar; oxidação.  
 b) ânion; +3; receber; redução.  
 c) íon; +2; receber; oxidação.  
 d) ânion; +2; receber; redução.  
 e) **cátion; +3; receber; redução.**



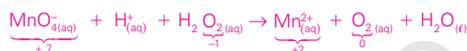
Na hematita, o íon ferro apresenta-se na forma cátion, com Nox +3.



**6. FMABC-SP (adaptado)** – O ânion permanganato é um excelente oxidante em meio de ácido sulfúrico. Esse ânion apresenta coloração violeta que pode ser descolorida com adição de uma solução de peróxido de hidrogênio em meio ácido. As espécies envolvidas no processo estão representadas na equação não balanceada:



Uma vez balanceada a equação, dê a soma dos menores coeficientes estequiométricos e indique os agentes oxidante e redutor.



Oxidação do O:  $-1 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{MnO}_4^-$$

Redução do Mn:  $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{H}_2\text{O}_2$$

Agente oxidante:  $\text{MnO}_4^-$

Agente redutor:  $\text{H}_2\text{O}_2$

Balanceamento:

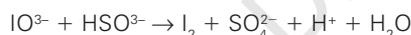


Soma dos coeficientes:

$$28 (2 + 6 + 5 + 2 + 5 + 8)$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Mackenzie-SP** – A respeito da equação iônica de oxirredução a seguir, não balanceada, são feitas as seguintes afirmações.

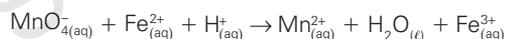


- I. A soma dos menores coeficientes inteiros possível para o balanceamento é 17.  
 II. O agente oxidante é o ânion iodato.  
 III. O composto que ganha elétrons sofre oxidação.  
 IV. O Nox do enxofre varia de +5 para +6.

Das afirmações anteriores, quais estão corretas?

- a) Apenas II e III.                      d) Apenas II e IV.  
 b) Apenas I e II.                        e) Apenas I e IV.  
 c) Apenas I e III.

**8. Acafe-SC (adaptado)** – Íons  $\text{Fe}^{2+}$  podem ser quantificados em uma reação de oxirredução com íons  $\text{MnO}_4^-$  padronizados em meio ácido. Uma vez balanceada a equação química a seguir, dê a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros dos reagentes.




---

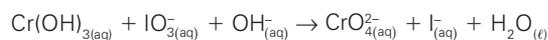


---



---

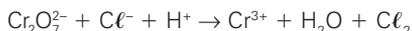
**9. EsPCEX-SP/Aman-RJ** – Dada a seguinte equação de oxirredução:



e considerando o método de balanceamento de equações químicas por oxirredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas, após o balanceamento da equação iônica, e o agente oxidante são, respectivamente,

- a) 15 e íon iodato.  
 b) 12 e hidróxido de crômio.  
 c) 12 e íon hidroxila.  
 d) 11 e água.  
 e) 10 e íon hidroxila.

**10. UEM-PR** – O cromo é um metal pesado que apresenta dois estados de oxidação bastante comuns:  $\text{Cr}^{3+}$  e  $\text{Cr}^{6+}$ . O cromo trivalente é natural no meio ambiente e considerado um nutriente essencial à manutenção da saúde humana; entretanto, o cromo hexavalente é produzido por processos industriais e reconhecido como um potente carcinogênio. Para as indústrias que produzem o cromo hexavalente como resíduo, espera-se que, ao final de seus processos, haja uma forma de transformar esse poluente na sua forma menos tóxica. Um exemplo é a reação química (não balanceada) mostrada a seguir. Sobre essas informações, assinale o que for correto.



- 01)** O íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) é o agente redutor da reação.
  - 02)** O íon dicromato é um potente agente oxidante.
  - 04)** O balanceamento correto da reação química apresentada fornece os produtos da reação com os coeficientes estequiométricos 2, 7 e 3, em seus menores números inteiros, respectivamente.
  - 08)** Na oxidação do  $\text{Cr}^{6+}$  a  $\text{Cr}^{3+}$ , há perda de três elétrons.
- Dê a soma dos itens corretos.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

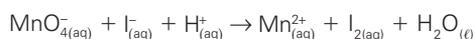
---

---

---

---

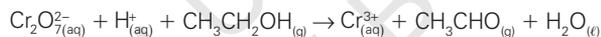
**11. UEFS-BA** – A ideia fundamental no processo de balanceamento de uma equação química de oxirredução é tornar o número de elétrons cedidos igual ao de elétrons recebidos, envolvidos na reação.



Com base nesse princípio e após o balanceamento da equação química anterior com os menores coeficientes estequiométricos inteiros, é correto afirmar:

- a)** O íon  $\text{MnO}_4^-$  é o agente redutor na equação química.
- b)** A relação entre os coeficientes estequiométricos da água e do íon iodeto é 1 : 1,6.
- c)** O agente oxidante cede 5  $e^-$  para o agente redutor na reação química representada.
- d)** Os números de átomos no primeiro e no segundo membro da equação química são diferentes.
- e)** A soma das cargas elétricas é igual no primeiro e no segundo membro da equação química.

**12. UPE (adaptado)** – Uma das formas de detecção da embriaguez no trânsito é feita por meio de um bafômetro que contém um dispositivo com o sistema dicromato de potássio em meio ácido. Esse sistema, em contato com álcool etílico proveniente do bafo do motorista, provoca uma mudança na coloração. A equação simplificada que descreve o processo é apresentada a seguir.



Considerando o balanceamento de equações químicas por oxirredução, dê a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

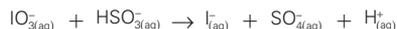
---

---

---

---

**13. PUC-RJ** – A reação do iodato de potássio com bissulfito de sódio, em meio aquoso, pode ser representada na sua forma iônica, sem os íons espectadores, como segue.



No balanço de massa e no balanço de carga com os menores coeficientes inteiros, a relação entre as quantidades, em mols, da espécie oxidante e da espécie redutora é de

- a)** 1 : 1    **d)** 2 : 1
- b)** 1 : 2    **e)** 2 : 3
- c)** 1 : 3

**14. Unioeste-PR (adaptado)**

**Após 18 crianças serem intoxicadas, fábrica de leite é fechada em SC**

As secretarias de Saúde e Agricultura de Santa Catarina lacramam, no sábado, a sede da empresa [...]. Dezoito crianças haviam sido internadas nos últimos dias por intoxicação após consumirem o produto embalado em pacotes

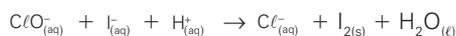


## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. UEFS-BA

C7-H24

Um dos métodos para determinar a concentração de íons hipoclorito na água sanitária envolve a reação de oxirredução representada de maneira simplificada pela equação iônica não balanceada:



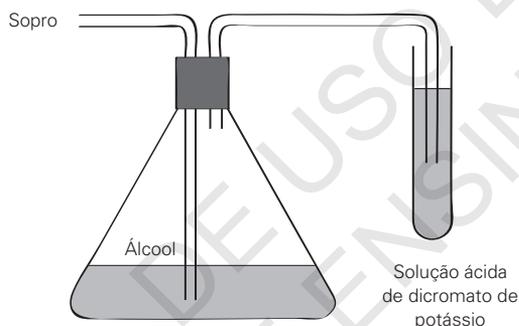
Após o balanceamento da equação química com os menores coeficientes inteiros, é correto concluir:

- O total da carga dos íons reagentes é menor do que a carga relacionada aos produtos, na equação química.
- A reação de 2,0 mols de íons hipoclorito com iodeto suficiente, em meio ácido, leva à produção de 254,0 g de iodo.
- O íon iodeto atua como agente oxidante, porque o estado de oxidação do iodo diminui no final do processo de oxirredução.
- A quantidade aproximada de  $3,6 \cdot 10^{23}$  íons cloreto obtida no processo de oxirredução revela a presença de 0,6 mol de íons hipoclorito em uma amostra analisada.
- O valor da soma dos coeficientes dos ânions reagentes é maior do que a dos coeficientes dos produtos da equação de oxirredução.

## 19. Enem

C7-H24

Um bafômetro simples consiste em um tubo contendo uma mistura sólida de dicromato de potássio em sílica umedecida com ácido sulfúrico. Nesse teste, a detecção da embriaguez por consumo de álcool se dá visualmente, pois a reação que ocorre é a oxidação do álcool e a redução do dicromato (alaranjado) a cromo III (verde) ou cromo II (azul).



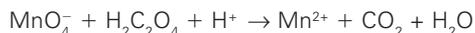
A equação balanceada da reação química que representa esse teste é

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{g})}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{g})}$
- $\text{CrO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{g})} \rightarrow \text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{g})}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{g})} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{g})}$
- $\text{CrO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 3\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{g})} \rightarrow \text{Cr}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 3\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{g})}$

## 20. UFGD-MS

C7-H24

Após efetuar o balanceamento da equação química descrita a seguir, assinale a alternativa correta.



- É uma reação química sem transferência de elétrons.
- Tem perda de elétrons do manganês e ganho de elétrons do carbono.
- Na equação balanceada, a relação entre os coeficientes estequiométricos do  $\text{MnO}_4^-$  para o  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  é de 2 : 3.
- Tem ganho de elétrons do manganês e perda de elétrons do carbono.
- Tem ganho de elétrons do manganês e ganho de elétrons do carbono.

## 19

# PILHAS - DEFINIÇÃO E FUNCIONAMENTO

- Eletroquímica
- Pilha: montagem, definição e funcionamento

## HABILIDADES

- Perceber que uma pilha funciona por meio de um processo de oxidação-redução espontâneo que libera energia.
- Compreender que uma pilha é um dispositivo que transforma parte da energia química de uma reação em energia elétrica.
- Entender que os elétrons fluem do melhor redutor para o melhor oxidante.
- Identificar cátodo, ânodo, polo positivo e polo negativo.
- Associar sempre, nos processos eletroquímicos, o ânodo ao eletrodo onde ocorre a oxidação e o cátodo ao eletrodo onde ocorre a redução.



OLEKSIY MARK/SHUTTERSTOCK

Diferentes tipos de pilha.

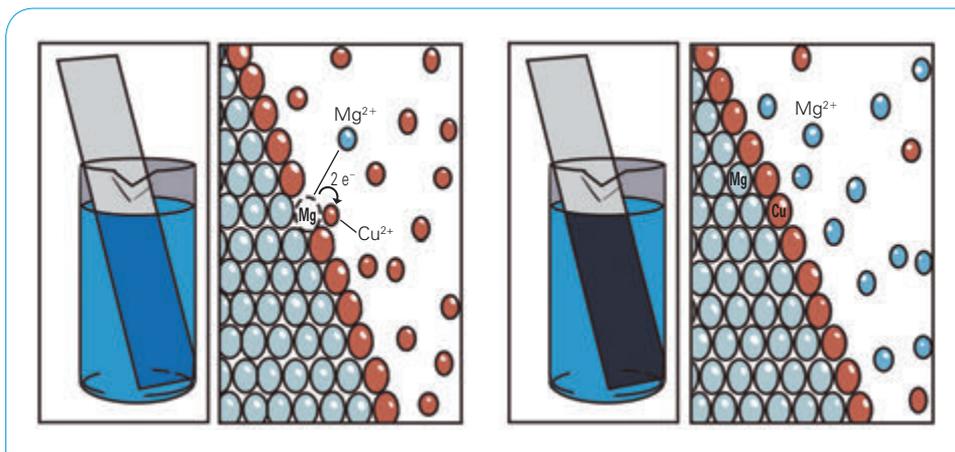
A eletroquímica é responsável por estudar os fenômenos que envolvem a corrente elétrica – presente no nosso cotidiano nas mais diversas áreas, tais como no funcionamento de um controle remoto e de um brinquedo com o uso de pilhas e na bateria de um celular, de um relógio e de um carro. Tanto as pilhas quanto as baterias produzem corrente elétrica; a diferença é que a pilha possui apenas dois eletrodos, enquanto a bateria apresenta um conjunto de eletrodos provenientes da ligação em série, ou em paralelo, de pilhas.

## Pilhas: definição

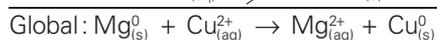
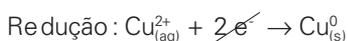
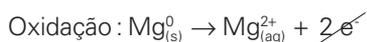
As pilhas são classificadas como **células galvânicas**, ou seja, dispositivos que convertem energia química em energia elétrica. Essa energia química é proveniente das reações espontâneas de oxirredução, portanto a transferência de elétrons é responsável pelo surgimento da corrente elétrica.

## MONTAGEM E FUNCIONAMENTO DE UMA PILHA

Quando mergulhamos uma lâmina de magnésio em uma solução de sulfato de cobre II, verificamos que a solução, inicialmente azul (devido à presença de íons  $\text{Cu}^{2+}$ ), perde sua coloração, além de ocorrer a formação de um depósito sobre a lâmina de magnésio. Observe o esquema a seguir.



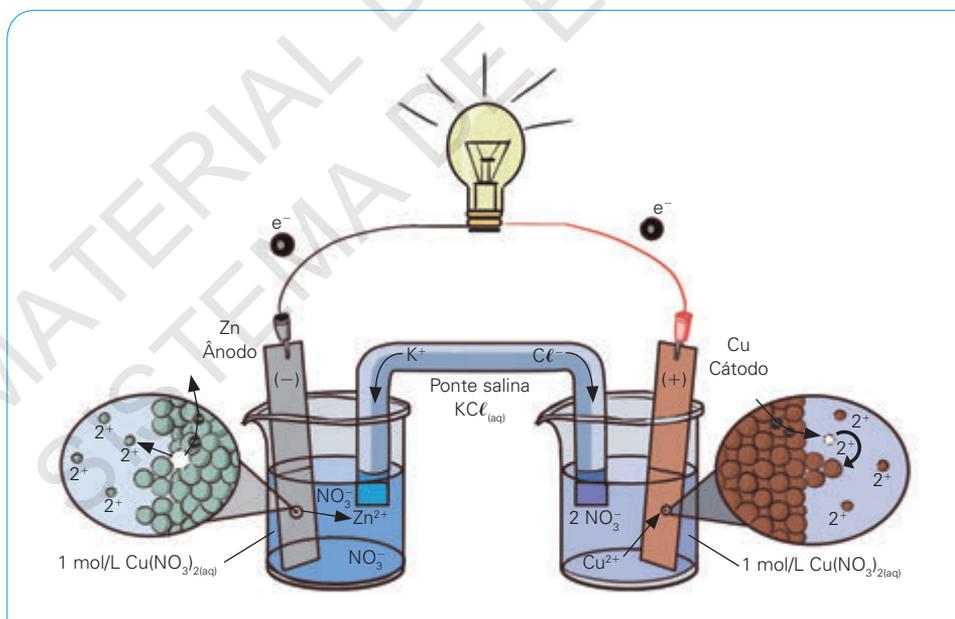
Reações que ocorreram:



É importante notar que, nesse processo, ocorre a transferência de elétrons, mas não a geração de corrente elétrica. Para a obtenção de corrente elétrica, é necessário que essa transferência de elétrons do magnésio para os íons cobre ocorra por um fio externo, caracterizando o funcionamento de uma pilha.

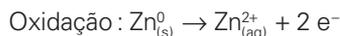
Alessandro Volta (1745-1827) construiu a primeira pilha elétrica em meados de 1800, intercalando placas de cobre e zinco as quais estavam separadas por algodão umedecido com solução eletrolítica. As placas foram chamadas de "eletrodos", o que, em grego, significa "caminho para a corrente elétrica".

Já, em 1836, John Frederic Daniell (1790-1845) aperfeiçoou a pilha constituída por Alessandro Volta, dividindo a célula eletrolítica em duas semicelas. Na pilha de Daniell, os dois eletrodos são unidos por um fio externo, e as duas semicelas são unidas por uma ponte salina, contendo uma solução aquosa de  $\text{KCl}$ . A seguir, é mostrado o esquema geral da pilha de Daniell.



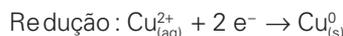
### Definições

- O eletrodo onde ocorre a oxidação é chamado de **ânodo (polo +)**.



Durante o funcionamento dessa pilha, ocorre o desgaste da placa de zinco, ou seja, há uma perda de massa do eletrodo de zinco. Desse modo, há um aumento da concentração de íons  $\text{Zn}^{2+}$  na solução.

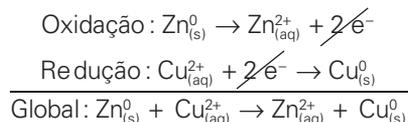
- O eletrodo onde ocorre a redução é chamado de **cátodo (polo -)**.



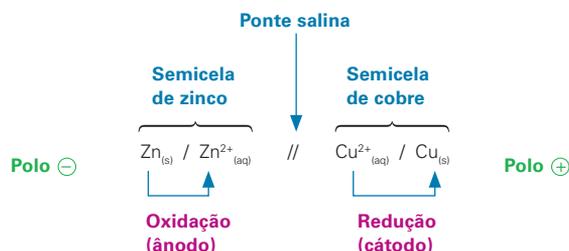
Durante o funcionamento da pilha, ocorre a deposição de cobre sobre a placa de cobre, ocasionando um aumento de massa do eletrodo de cobre. Dessa forma, a concentração de íons  $\text{Cu}^{2+}$  na solução diminui.

O fio externo permite um fluxo de elétrons do eletrodo de zinco (polo -) para o eletrodo de cobre (polo +).

Equação global de funcionamento da pilha:



A IUPAC recomenda que a representação esquemática da pilha de Daniell seja feita da seguinte maneira.



### Observação

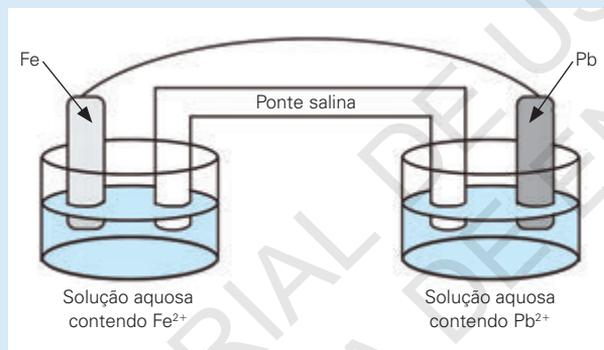
A **ponte salina** tem a função de manter a eletroneutralidade das semicelas através da migração de íons. Para a semicela de oxidação, a ponte salina sempre envia ânions, em razão do excesso de cargas positivas; para a semicela de redução, a ponte salina sempre envia cátions, a fim de evitar o excesso de ânions da solução.

## EXERCÍCIO RESOLVIDO

**1. UNIFESP** – Ferro metálico reage espontaneamente com íons  $\text{Pb}^{2+}$ , em solução aquosa. Essa reação é representada por:



Na pilha representada pela figura:

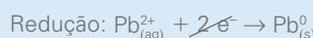
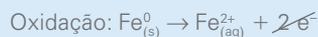


em que ocorre aquela reação global,

- os cátions devem migrar para o eletrodo de ferro.
- ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de ferro.
- ocorre diminuição da massa do eletrodo de ferro.
- os elétrons migram através da ponte salina, do ferro para o chumbo.
- o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

### Resolução

De acordo com a reação global, temos:



O eletrodo de ferro sofre oxidação, ou seja, diminuição de massa.

## ROTEIRO DE AULA

## Pilhas

Eletrodos

Polo -

Ocorre a oxidação.

Polo +

Ocorre a redução.

Circuito externo

Movimentação dos  
elétrons

Ponte salina

Mantém a  
eletroneutralidade das  
semicelas.MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Univag-MT (adaptado)** – A pilha eletroquímica representada por



tem como ânodo o eletrodo de \_\_\_\_\_ e como cátodo o eletrodo de \_\_\_\_\_.

As lacunas do texto são preenchidas por

- a)  $\text{Zn}_{(s)}$  e  $\text{Ag}_{(aq)}^+$ .  
 b)  $\text{Ag}_{(aq)}^+$  e  $\text{Ag}_{(s)}$ .  
 c)  $\text{Zn}_{(s)}$  e  $\text{Zn}_{(aq)}^{2+}$ .  
 d)  $\text{Zn}_{(s)}$  e  $\text{Ag}_{(s)}$ .  
 e)  $\text{Ag}_{(s)}$  e  $\text{Zn}_{(s)}$ .



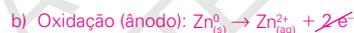
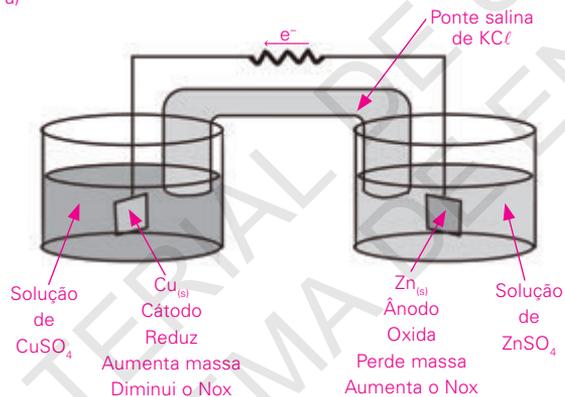
Oxidação: ânodo:  $\text{Zn}_{(s)}$

Redução: cátodo:  $\text{Ag}_{(s)}$

**2. Unicamp-SP** – A pilha de Daniell consiste em um eletrodo de cobre imerso em uma solução de sulfato de cobre II e um eletrodo de zinco imerso em uma solução aquosa de sulfato de zinco. A pilha se completa pela colocação de uma ponte salina de solução de cloreto de potássio conectando as duas soluções onde estão imersos os dois eletrodos. No funcionamento da pilha, no eletrodo de cobre, ocorre uma redução e, no de zinco, uma oxidação.

- a) Com base nessas informações, desenhe uma pilha de Daniell.  
 b) Escreva a equação química correspondente ao funcionamento espontâneo da pilha.

a)



### 3. UECE

C7-H24

As pilhas de marca-passo precisam ser pequenas, confiáveis e duráveis, evitando algumas cirurgias para sua troca. Como não formam gases, elas podem ser hermeticamente fechadas. Sua duração é de aproximadamente 10 anos. Essas pilhas são formadas por lítio metálico e iodo ( $\text{LiI}$ ). Assinale a alternativa que mostra

as semirreações que ocorrem corretamente para formar o produto  $\text{LiI}$ .

- a) Cátodo:  $2\text{Li}^0 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$   
 Ânodo:  $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$   
 b) Cátodo:  $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$   
 Ânodo:  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$   
 c) Ânodo:  $2\text{Li}^0 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$   
 Cátodo:  $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$   
 d) Ânodo:  $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$   
 Cátodo:  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$

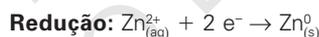
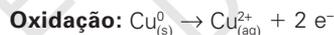
$\text{LiI}$  é formado por  $\text{Li}^+$  e  $\text{I}^-$ , então:



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. UNESP (adaptado)** – Em 1836, o químico John Frederic Daniell desenvolveu uma pilha utilizando os metais cobre e zinco para a produção de corrente elétrica. As semirreações envolvidas são dadas por:



A pilha de Daniell pode ser representada por

- a)  $\text{Zn}_{(s)}^0 / \text{Cu}_{(aq)}^{2+} // \text{Zn}_{(aq)}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}^0$   
 b)  $\text{Cu}_{(s)}^0 / \text{Zn}_{(aq)}^{2+} // \text{Cu}_{(aq)}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}^0$   
 c)  $\text{Cu}_{(s)}^0 / \text{Cu}_{(aq)}^{2+} // \text{Zn}_{(aq)}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}^0$   
 d)  $\text{Zn}_{(s)}^0 / \text{Zn}_{(aq)}^{2+} // \text{Cu}_{(aq)}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}^0$   
 e)  $\text{Zn}_{(aq)}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}^0 // \text{Cu}_{(s)}^0 / \text{Cu}_{(aq)}^{2+}$

De acordo com a IUPAC, a pilha deve ser representada com a espécie oxidada à esquerda e a espécie reduzida à direita, conforme indicado a seguir:



**5. UEL-PR (adaptado)** – A pilha de Daniell é composta basicamente de uma placa metálica de cobre mergulhada em uma solução de sulfato de cobre, constituindo o cátodo, e de uma placa metálica de zinco mergulhada em solução de sulfato de zinco, constituindo o ânodo. Ambos os metais são interligados por um circuito elétrico, e uma ponte salina faz a união das duas células, permitindo a migração de íons entre elas. A reação global que ocorre nessa pilha é representada por  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ .

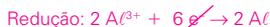
Um estudante resolveu testar uma nova configuração de pilha, substituindo o cobre por uma placa metálica de alumínio mergulhada em uma solução de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  e o zinco por uma placa metálica de ferro mergulhada em uma solução de  $\text{FeSO}_4$ . As semirreações de redução envolvidas para a nova pilha construída são dadas a seguir.



Com base nessas informações,

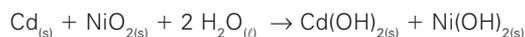
- a) escreva a equação química balanceada que representa o processo global da nova pilha construída.

b) indique o fluxo de elétrons, o agente oxidante e o agente redutor nessa nova pilha construída.



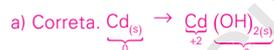
b) O sentido do fluxo dos elétrons vai do ferro (ânodo) para o alumínio (cátodo). O agente redutor é o  $\text{Fe}^{2+}$ , pois reduz o  $\text{Al}^{3+}$ , e o agente oxidante é o alumínio, pois oxida o Fe.

6. **UFGD-MS** – A bateria de níquel-cádmio, também conhecida como pilha seca, usa a seguinte reação redox para gerar eletricidade:



Marque a alternativa correta sobre essa reação e as espécies químicas envolvidas.

- a) O número de oxidação do Cd aumenta de 0 para +2 à medida que  $\text{Cd}_{(s)}$  é convertido em  $\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$ .  
 b) O  $\text{NiO}_{2(s)}$  é o agente redutor.  
 c) O Cd é reduzido à medida que  $\text{Cd}_{(s)}$  é convertido em  $\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$ .  
 d) O Ni perde elétrons à medida que  $\text{NiO}_{2(s)}$  é convertido em  $\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)}$ .  
 e) O número de oxidação do Ni no  $\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)}$  é +3.



b) Incorreta. O  $\text{NiO}_{2(s)}$  é o agente oxidante.

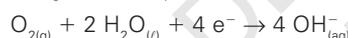
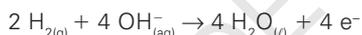
c) Incorreta. O Cd é oxidado à medida que  $\text{Cd}_{(s)}$  é convertido em  $\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$ .

d) Incorreta. O Ni ganha elétrons à medida que  $\text{NiO}_{2(s)}$  é convertido em  $\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)}$ .

e) Incorreta. O Nox do Ni é 12.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

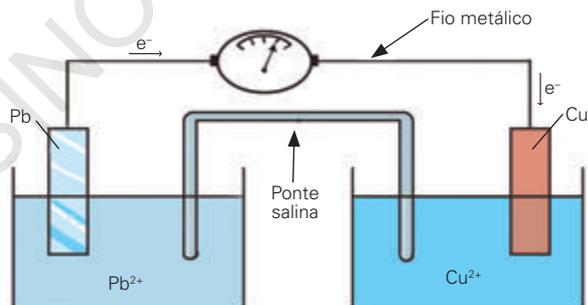
7. **UNCISAL (adaptado)** – A pilha de combustível é um dispositivo eletroquímico que converte energia química em energia elétrica. A mais conhecida é a de hidrogênio-oxigênio, que opera continuamente, pois os reagentes, que são os gases oxigênio e hidrogênio, são alimentados por uma fonte externa à medida das necessidades, produzindo água limpa, que pode ser utilizada para consumo, e energia elétrica. As semirreações da pilha em solução concentrada de KOH são



Em relação a essa pilha, escreva sua reação global e indique os agentes oxidante e redutor, o cátodo e o ânodo.

8. **São Camilo-SP** – Na última década, assistiu-se a um aumento da demanda de aparelhos eletroeletrônicos, ficando difícil de imaginar a civilização moderna sem o conforto e as facilidades da energia elétrica. Todas essas facilidades passam pelo desenvolvimento da pilha elétrica, em 1836, pelo químico inglês John Frederic Daniell (1790-1845). Tal pilha é constituída por uma placa de chumbo (Pb) em uma solução de  $\text{PbSO}_4$ ; e uma placa de cobre (Cu) em uma solução de  $\text{CuSO}_4$ . As duas soluções são ligadas por uma ponte salina, ou por uma

parede porosa. Sobre a pilha de Daniell, considere as afirmações a seguir.



- I. O polo positivo é aquele que apresenta o elemento que sofre redução (Cu).
- II. O polo negativo é aquele que apresenta o elemento que sofre oxidação (Pb).
- III. A placa de chumbo (Pb) sofre um aumento em sua massa, e a placa de cobre (Cu) sofre desgaste, pois estão interligadas pela ponte salina.

Escolha a alternativa que avalia corretamente as afirmações.

- a) Todas as afirmações estão corretas.  
 b) Apenas a afirmação II está correta.  
 c) Apenas as afirmações II e III estão corretas.  
 d) Apenas as afirmações I e II estão corretas.  
 e) Apenas as afirmações I e III estão corretas.

9. **UEA-AM** – Em locais distantes dos grandes centros urbanos, equipamentos de posicionamento por satélite (GPS) são essenciais para a orientação das pessoas, como em regiões remotas da Amazônia. As baterias recarregáveis de íons de lítio estão entre as mais utilizadas atualmente nos equipamentos GPS.

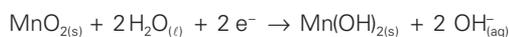
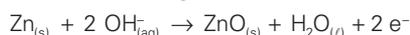
Nesse tipo de bateria, ocorrem as seguintes reações nos eletrodos A e B.

- Eletrodo A:  $\text{CoO}_2 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{LiCoO}_2$
- Eletrodo B:  $\text{LiC} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^- + \text{C}$

Com base nas equações, é correto concluir que, para essa bateria, o eletrodo

- a) A é o polo negativo, pois recebe elétrons.
- b) A é o ânodo, pois recebe elétrons.
- c) B é o polo negativo, pois fornece elétrons.
- d) B é o cátodo, pois fornece elétrons.
- e) A é o polo positivo, pois fornece elétrons.

- 10. UEPG-PR** – As pilhas comuns são geralmente feitas com zinco metálico e dióxido de manganês, os quais são minerais de baixo custo e abundantes. As semirreações descritas ilustram o que ocorre em uma pilha com essa constituição.

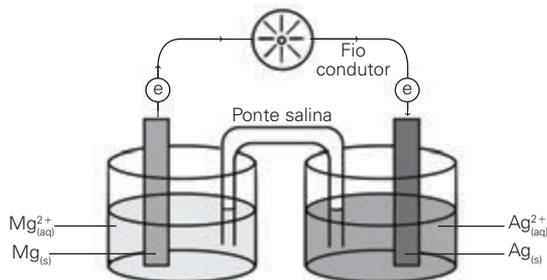


Considerando as semirreações, assinale o que for correto.

- 01) Nessa pilha, o zinco é o agente redutor.
- 02) Essa pilha apresenta o óxido de manganês como ânodo.
- 04) Essa é uma pilha ácida.
- 08) A reação global da pilha é a seguinte:  $\text{Zn}_{(s)} + \text{MnO}_{2(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{ZnO}_{(s)} + \text{Mn(OH)}_{2(s)}$ .
- 16) Essa pilha apresenta o fluxo de elétrons do zinco para o óxido de manganês.

Dê a soma dos itens corretos.

- 11. UPF-RS** – A figura a seguir apresenta a representação de uma célula eletroquímica (pilha).



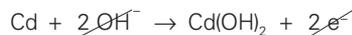
Considerando-se a informação dada, é correto afirmar:

- a) O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a oxidação.
- b) O magnésio é o agente oxidante da pilha.
- c) O magnésio é o polo negativo da pilha, que sofre redução e tem aumento da massa do eletrodo.
- d) O sentido do fluxo dos elétrons se dá do cátodo para o ânodo.
- e) O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a redução e que tem aumento da massa do eletrodo.

- 12. Fepar-PR**



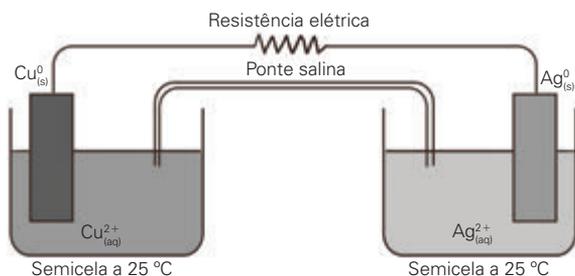
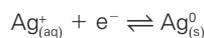
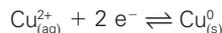
Uma das pilhas empregadas em aparelhos sem fio (câmeras de vídeo, barbeadores, telefones, ferramentas portáteis) é a pilha de níquel-cádmio. Essa pilha apresenta uma voltagem de 1,4 V que se mantém constante até a descarga (demora mais tempo para se descarregar) e pode ser recarregada até 4 000 vezes. A pilha de níquel-cádmio é baseada nas seguintes reações em meio alcalino (KOH).



Sobre o assunto, avalie as afirmativas em verdadeiras (V) ou falsas (F).

- ( ) No polo positivo, ocorre a reação de redução do níquel.
- ( ) O cádmio funciona como ânodo da pilha.
- ( ) O agente redutor da pilha é o níquel.
- ( ) No eletrodo de cádmio, há ganho de elétrons.

**13. Unit-SE** – Durante o funcionamento da pilha de cobre e prata, representada na ilustração, há depósito metálico em um dos eletrodos e desgaste no outro. No processo eletroquímico, a energia química é transformada em elétrica, o que ocorre por meio de uma reação de oxirredução.

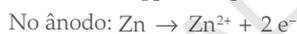


Uma análise da ilustração com base nos conhecimentos de eletroquímica permite afirmar:

- O eletrodo de cobre é o cátodo da pilha.
- O polo positivo da pilha é o ânodo de prata.
- A semirreação no cátodo é representada pela semiequação  $\text{Ag}_{(\text{aq})}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}^0$ .
- Os elétrons no fio metálico da pilha fluem entre semicelas no sentido da direita para a esquerda.
- Os íons positivos na ponte salina migram da direita para a esquerda, para manter a pilha em funcionamento.

#### 14. UNESP

A pilha Ag-Zn é bastante empregada na área militar (submarinos, torpedos, mísseis), sendo adequada também para sistemas compactos. A diferença de potencial dessa pilha é de cerca de 1,6V à temperatura ambiente. As reações que ocorrem nesse sistema são:



SILVA, C. N.; AFONSO, J. C. Processamento de pilhas do tipo botão. *Química Nova (on-line)*, v. 31, n. 6. p. 1 567-1 572, 2008. Adaptado.

- Identifique o eletrodo em que ocorre a semirreação de redução. Esse eletrodo é o polo positivo ou o negativo da pilha?
- Considerando a reação global, calcule a razão entre as massas de zinco e óxido de prata que reagem. Determine a massa de prata metálica formada pela reação completa de 2,32 g de óxido de prata.

**15. Urca-CE** – Observe a equação a seguir, que representa uma cela eletroquímica.



Pode-se afirmar:

- Os elétrons fluem, pelo circuito externo, da prata para o níquel.
- O cátodo é o eletrodo de níquel.
- O eletrodo de prata sofre desgaste.
- A prata sofre redução.
- A solução de níquel vai se diluir.

#### 16. UEMA

Somente quem tem restaurações dentárias sabe o infortúnio que é a sensação de tomar um choque ao tocar no dente obturado com um objeto metálico. Simplesmente porque forma-se uma pilha: dois metais diferentes em meio ácido. O alumínio transforma-se no polo negativo, e seus elétrons caminham através da saliva (que é levemente ácida) para a obturação, que recebe os elétrons.

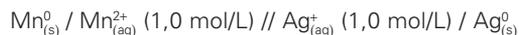
*Superinteressante*, n. 7, ano 13. São Paulo: Editora Abril, 1999.

Com base no texto, responda ao que se pede.

- Por que o alumínio constitui o polo negativo da pilha?
- Qual a denominação dada ao polo negativo?
- Qual o papel assumido pela saliva nessa pilha?
- Qual a denominação dada à saliva?

**17. FCM-SP** – As pilhas e baterias são dispositivos capazes de converter energia química em energia elétrica por meio de reações espontâneas de oxirredução e possuem um papel importante em nossa sociedade.

A descoberta e o desenvolvimento desses dispositivos representam um grande avanço tecnológico. Quando o manganês metálico ( $Mn^0$ ) é posto na presença de íons prata ( $Ag^+$ ), há uma reação espontânea, e o processo pode ser representado por



Com base nas informações, assinale a alternativa correta.

- A reação global do processo é  $2 Ag_{(aq)}^+ + Mn_{(s)}^0 \rightarrow 2 Ag_{(s)}^0 + Mn_{(aq)}^{2+}$ .
- Na reação, os elétrons fluem da prata para o manganês.
- A prata atua como o eletrodo negativo do processo.
- O  $Mn_{(s)}$  atua como agente oxidante da reação.

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. IFG-GO

C7-H24

Da última vez que fiz lasanha, pus as sobras na geladeira, dentro de um recipiente de aço inoxidável, coberto com papel de alumínio. Quando a retirei da geladeira para aquecer, notei que havia buraquinhos no papel laminado, onde o alumínio tocou a lasanha. Trata-se de alguma reação química? Se for assim, o que estará a lasanha fazendo com o nosso estômago?

WOLKE, R. L. *O que Einstein disse a seu cozinheiro*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2003. Adaptado.

Em relação ao trecho anterior, indique a alternativa correta quanto ao fenômeno que ocorreu com o papel de alumínio.

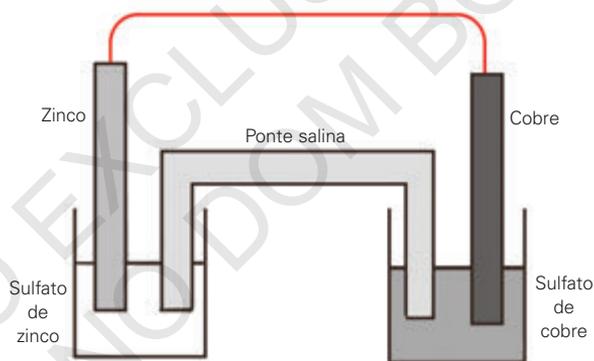
- As substâncias ácidas presentes no molho de tomate da lasanha reduziram os átomos de alumínio do papel, promovendo seu escurecimento.
- O alumínio, em contato simultâneo com o metal do recipiente e o molho de tomate, o meio condutor de elétron, formou uma pilha, onde ocorreu uma reação de oxirredução de forma espontânea.
- Substâncias alcalinas, presentes no molho de tomate da lasanha, reagiram com átomos de alumínio do papel, promovendo seu escurecimento.
- Isso ocorreu porque o alumínio não é um material adequado para estar em contato com os alimentos de uma forma geral.
- A formação desses buracos no papel de alumínio teria ocorrido de forma mais severa se o recipiente utilizado para acondicionar a lasanha fosse também de alumínio. Assim, todo o alimento estaria envolvido com esse elemento, aumentando a superfície de contato para acelerar a reação.

### 19. Unifor-CE

C7-H24

A pilha de Daniell é construída usando-se um eletrodo de zinco metálico, que é embebido numa solução de sulfato de zinco, e um eletrodo de cobre metálico, que é então embebido numa solução de sulfato cúprico. As duas soluções são postas em contato através de uma superfície porosa, de modo que não se misturem, mas os íons podem atravessá-la. Alternativamente, uma ponte salina, que pode ser um tubo contendo, em seu interior, uma solução salina, tipo  $NaCl$ , fechado por material poroso, interliga as soluções de sulfato cúprico e de zinco.

Disponível em: <<http://www.eecis.udel.edu/~portnoi/academic/academic-files/daniellcell.html>>. Acesso em: 18 fev. 2019.



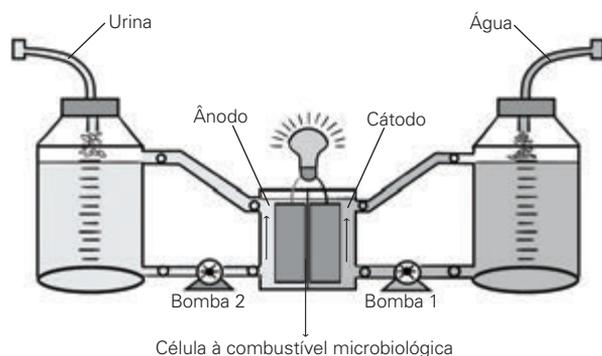
Na pilha de Daniell, há um processo de transferência espontânea de elétrons. Sobre isso, é correto afirmar:

- O  $Zn_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $Cu_{(aq)}^{2+}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O  $Cu_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $Zn_{(aq)}^{2+}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O  $Zn_{(s)}$  sofre redução, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $Cu_{(aq)}^{2+}$  sofre oxidação, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- O  $Cu_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente oxidante do processo, enquanto o  $Zn_{(aq)}^{2+}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- Ambos os metais em solução sofrem redução, e os sólidos metálicos sofrem oxidação.

### 20. FGV-RJ

C7-H24

Fontes alternativas de energia têm sido foco de interesse global como a solução viável para crescentes problemas do uso de combustíveis fósseis. Um exemplo é a célula a combustível microbiana que emprega como combustível a urina. Em seu interior, compostos contidos na urina, como ureia e resíduos de proteínas, são transformados por micro-organismos que constituem um biofilme no ânodo de uma célula eletroquímica que produz corrente elétrica.



Disponível em: <<http://www.rsc.org/chemistryworld/News/2011/October/31101103.asp>>. Acesso em: 18 fev. 2019. Adaptado.

Sobre essa célula eletroquímica, é correto afirmar que, quando ela entra em operação com a geração de energia elétrica, o biofilme promove a

- a) oxidação, os elétrons transitam do ânodo para o cátodo, e o cátodo é o polo positivo da célula.
- b) oxidação, os elétrons transitam do cátodo para o ânodo, e o cátodo é o polo positivo da célula.
- c) oxidação, os elétrons transitam do ânodo para o cátodo, e o cátodo é o polo negativo da célula.
- d) redução, os elétrons transitam do ânodo para o cátodo, e o cátodo é o polo positivo da célula.
- e) redução, os elétrons transitam do cátodo para o ânodo, e o cátodo é o polo negativo da célula.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

SCIENCE FACTION/LATINSTOCK

# QUÍMICA 2B

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

MATERIAL EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 20

# PILHAS - CÁLCULO DE VOLTAGEM

- Potencial-padrão de eletrodo
- Força eletromotriz da pilha (fem)

## HABILIDADES

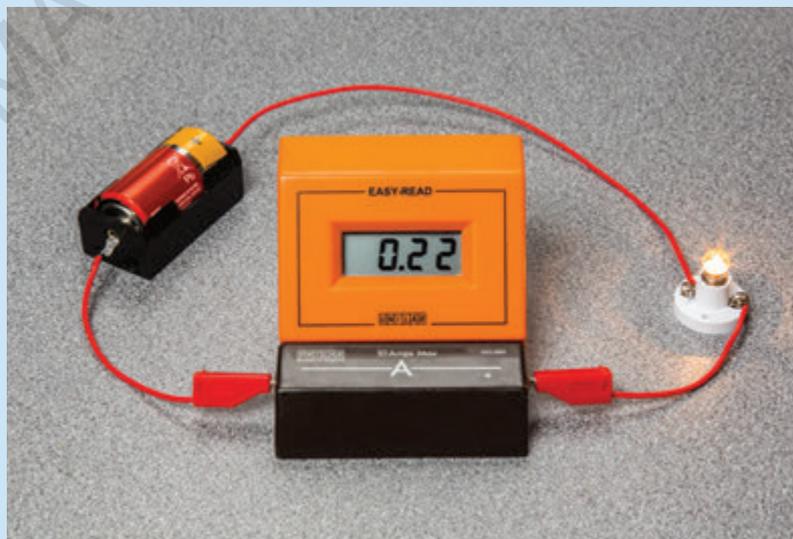
- Aplicar esse conhecimento para explicar o funcionamento de pilha galvânica e processos eletrolíticos.
- Relacionar a energia elétrica produzida e consumida na transformação química com os processos de oxidação e redução.
- Calcular a diferença de potencial das células eletroquímicas.



AIGARS REINHOLDS/SHUTTERSTOCK

Uma pilha seca, comum ou alcalina, possui voltagem de 1,5 V.

Você aprendeu, no módulo anterior, que as pilhas são equipamentos capazes de gerar energia elétrica por meio de reações químicas. Mas quanta energia elétrica é gerada por diferentes eletrodos? Para isso, além de uma tabela com os valores de diversos potenciais de redução, existe um aparelho que é capaz de medir a diferença de potencial entre os eletrodos, chamado de **voltímetro**.



MARTYN F CHILLMAID/PEARSON EDUCATION LTDA

O voltmímetro consegue nos mostrar, de fato, qual é a voltagem de cada pilha.

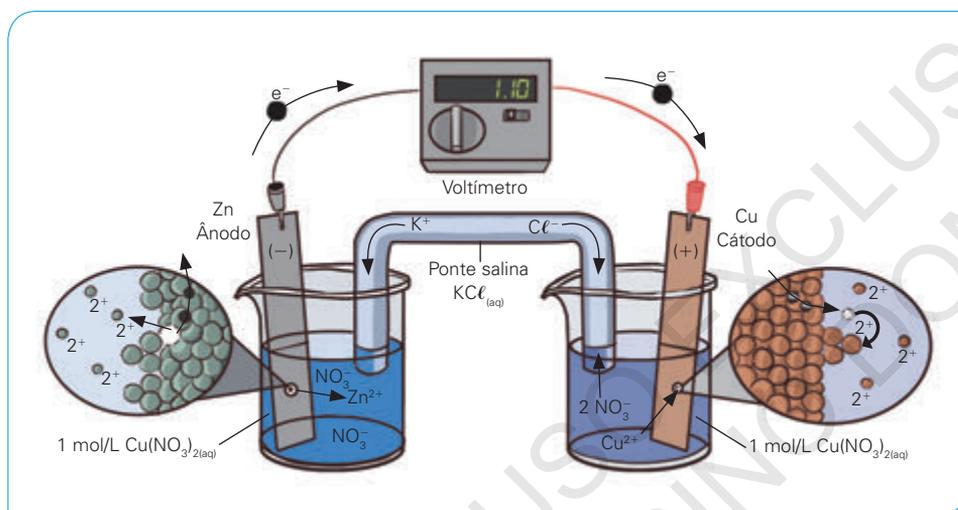
## Potencial de uma pilha

Na pilha de Daniell, observamos que os íons  $\text{Cu}^{2+}$  sofrem redução, indicando que seu potencial de redução é maior que o dos íons  $\text{Zn}^{2+}$ . Consequentemente, a placa de zinco sofre oxidação, indicando que o potencial de oxidação do zinco é maior que o do cobre.

Dessa forma, através do circuito fechado por um fio externo, há um fluxo de elétrons do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre. Se acoplarmos a esse fio externo um voltímetro, será possível determinar a **força eletromotriz (fem ou E ou  $\epsilon$ )** ou **diferença de potencial (ddp)** da pilha. Esse valor é indicado em volts (V).

A força eletromotriz de uma pilha é influenciada por alguns fatores, tais como:

- espécies químicas envolvidas;
- concentração das espécies envolvidas;
- temperatura.



A diferença de potencial de uma pilha pode ser calculada da seguinte maneira:

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})$$

ou

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) + E_{\text{oxi}}^0 (\text{ânodo})$$

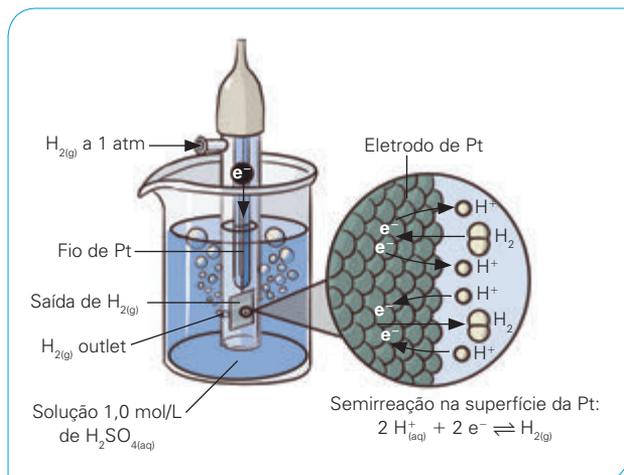
### Observações

O potencial de redução ou de oxidação de cada espécie independe do número de mols da espécie envolvida e apresenta valor constante nas condições-padrão para cada espécie.

Como a pilha trata de um processo espontâneo, logo o valor de  $\Delta E$  é sempre positivo,  $\Delta E > 0$ .

## Medida de potencial-padrão de um eletrodo

Não é possível medir diretamente o potencial de redução de cada semicela, por isso se fez necessário estabelecer um padrão, uma referência. O padrão escolhido foi o eletrodo de hidrogênio adsorvido em platina, em meio a uma solução de ácido sulfúrico, que forneça uma concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$  de 1,0 mol/L. Tal padrão possui o potencial-padrão de redução igual a 0 ( $E_{\text{red}}^0 = 0$ ).



No interior de um tubo invertido, é colocada uma lâmina de platina ligada a um fio, também de platina. O sistema é mergulhado em uma solução aquosa 1,0 mol/L de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Injeta-se, na abertura lateral do tubo, gás hidrogênio sob pressão de 1 atm, a 25 °C. Parte desse gás adere à superfície da platina, fenômeno chamado de adsorção.

O gás adsorvido na placa forma uma película de  $\text{H}_2$  sobre a platina, e o conjunto funciona como se fosse

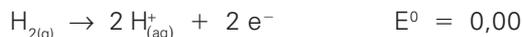
uma placa de hidrogênio mergulhada em uma solução contendo cátions (eletrodo de hidrogênio).

### Observações

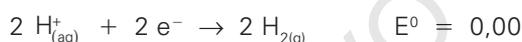
a. A platina, por ser um metal inerte, não reage com o  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ .

b. Reações no eletrodo de hidrogênio:

Oxidação do  $\text{H}_2$



Redução dos íons  $\text{H}^+$



É possível observar que o eletrodo de hidrogênio pode se comportar como cátodo ou como ânodo; isso depende da reatividade do outro metal que está acoplado ao eletrodo de hidrogênio. Caso o metal apresente uma reatividade maior que a dos íons  $\text{H}^+$ , o eletrodo de hidrogênio funciona como cátodo; já se o metal for menos reativo que os íons  $\text{H}^+$ , o eletrodo de hidrogênio funcionará como ânodo.

A tabela a seguir mostra os potenciais e as semirreações de oxidação e redução.

Potencial de redução ( $E_{\text{red}}^0$ )	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação ( $E_{\text{oxi}}^0$ )
-3,04	Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	+3,04
-2,92	K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	+2,92
-2,90	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+2,90
-2,89	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+2,89
-2,87	Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+2,87
-2,71	Na	$\text{Na}^+ + 2 \text{e}^-$	+2,71
-2,37	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+2,37
-1,66	Al	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	+1,66
-1,18	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+1,18
-0,83	$\text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	+0,83
-0,76	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,76
-0,74	Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,74
-0,48	$\text{S}^{2-}$	$\text{S} + 2 \text{e}^-$	+0,48
-0,44	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,44
-0,28	Co	$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,28
-0,23	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,23
-0,13	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,13
-0,00	$\text{H}_2$	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	+0,00
+0,15	$\text{Cu}^+$	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	-0,15
+0,34	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,34
+0,40	$2 (\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$	-0,40
+0,52	Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	-0,52
+0,54	$2 \text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^-$	-0,54

Ordem crescente de ação oxidante

Ordem crescente de ação redutora

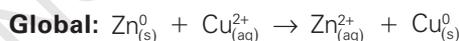
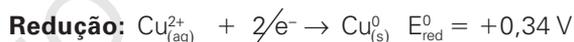
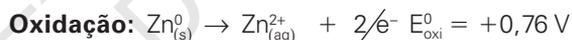
Ordem crescente de ação oxidante ↓	+0,77	$\text{Fe}^{2+}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	-0,77	↑ Ordem crescente de ação redutora
	+0,80	$\text{Ag}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,80	
	+0,85	$\text{Hg}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,85	
	+1,09	$2 \text{Br}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$	-1,09	
	+1,23	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{H}^+ + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$	-1,23	
	+1,36	$2 \text{Cl}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	-1,36	
	+2,87	$2 \text{F}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$	-2,87	

### Observações

- Eletrodos com  $E_{\text{red}}^0 > 0$  apresentam capacidade de atrair  $\text{e}^-$  do eletrodo de hidrogênio. Tais eletrodos têm sua massa aumentada, pois ocorre uma deposição.
- Eletrodos com  $E_{\text{red}}^0 < 0$  apresentam seus elétrons atraídos pelo eletrodo de hidrogênio. Tais eletrodos têm suas massas diminuídas, pois sofrem corrosão.
- O eletrodo de maior  $E_{\text{red}}^0$  é o que atrai  $\text{e}^-$ .
- Toda vez que um metal estiver em contato com uma solução na qual exista um íon cujo  $E_{\text{red}}^0$  é maior que o do metal, ocorrerá a corrosão do metal.

## Força eletromotriz da pilha de Daniell

Consultando a tabela de potenciais-padrão de redução, observa-se que o cobre possui maior potencial de redução, logo ele sofre a redução, enquanto o zinco sofre a oxidação, de acordo com o esquema a seguir. Com os valores de potenciais, podemos calcular a força eletromotriz da pilha.



$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V}$$

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

#### 1. UESB-BA



As novas tecnologias, desde os eletrônicos ao carro elétrico, dependem de baterias que armazenem mais rapidamente maiores quantidades de energia eletroquímica, o que lhes confere maior autonomia e menores custos econômicos e ambientais. A pilha de alumínio e de ferro constitui um exemplo simples de transformação de energia química em energia elétrica.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- O ferro recebe  $6 \text{e}^-$  do alumínio e oxida-se.
- O alumínio é reduzido durante o funcionamento da pilha.
- O ferro é o redutor do alumínio durante a descarga da pilha.
- A diferença de potencial da pilha de alumínio e ferro é  $1,22 \text{ V}$ .
- O funcionamento de pilha é espontâneo, porque a força eletromotriz é menor do que zero.

#### Resolução

Invertendo e multiplicando a primeira semirreação por 2 e a segunda semirreação por 3 (para igualar o número de elétrons) e somando-as, obtemos:



- Incorreto. O Fe reduz-se, passando do estado +2 para zero.
- Incorreto. O Al é oxidado durante o funcionamento da pilha, passando do estado zero para +3.
- Incorreto. O Fe é oxidante.
- Correto.
- Incorreto. O funcionamento da pilha é espontâneo, uma vez que  $\Delta E^0 > 0$ .

# ROTEIRO DE AULA

## Pilhas - Potencial-padrão

Potencial-padrão de redução

Indica a capacidade de redução da espécie.

Potencial-padrão de oxidação

Indica a capacidade de oxidação da espécie.

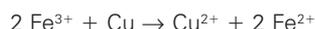
Diferença de potencial (ddp)

É a diferença entre os potenciais-padrão de redução das espécies.

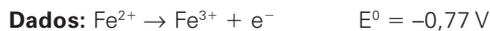
MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. IME-RJ – Considere que a reação a seguir ocorra em uma pilha.



Assinale a alternativa que indica o valor correto do potencial-padrão dessa pilha.



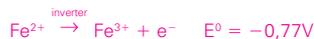
a) +1,20 V

b) -0,43 V

c) +1,88 V

d) -1,20 V

**e) +0,43 V**



$\Delta E^0 = E^0_{\text{redução}} + E^0_{\text{oxidação}}$

$\Delta E^0 = +0,77 \text{ V} + (-0,34 \text{ V})$

$\Delta E^0 = +0,43 \text{ V}$

2. UFG-GO – Em uma piscina tratada com sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), um usuário deixou uma lata de alumínio submersa.

Considerando os potenciais-padrão de redução dos metais citados,



a) demonstre, por meio de equações eletroquímicas, o que ocorre na superfície do alumínio;

b) calcule a ddp e escreva a reação global de uma célula eletroquímica formada por eletrodos de Al e Cu.

a) Como o potencial de redução do cobre é maior do que o do alumínio, temos:



Então:



A superfície do alumínio sofre corrosão.

b)  $\text{ddp} = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$

$\text{ddp} = +0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V}$



## 3. IFSP

C7-H24

Em uma pilha, quanto maior for a diferença de potencial (ddp) existente, maior será a tendência de ocorrer, espontaneamente, a reação de oxirredução. Cinco pilhas iguais colocadas em série, cada uma com um potencial de 2 V, resultam em uma ddp de 10 V.

Sabendo-se que o cátodo dessa pilha possui um potencial de  $E^0 = 0,34 \text{ V}$ , então pode-se afirmar que o ânodo terá

a) 1,66 V.

b) 2,00 V.

**c) 1,66 V.**

d) 2,00 V.

e) 0,34 V.

Como foram colocadas cinco pilhas em série, com tensão total de 10 V, e cada pilha contribuiu com 2 V, então:

$\Delta E^0 = E^0_{\text{red (maior)}} - E^0_{\text{red (menor)}}$

$2 \text{ V} = 0,34 \text{ V} - E^0_{\text{red (menor)}}$

$E^0_{\text{red (menor)}} = 0,34 \text{ V} - 2 \text{ V}$

$E^0_{\text{red (menor)}} = -1,66 \text{ V} = E^0_{\text{ânodo}}$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. EsPCEX-SP/Aman-RJ – Células galvânicas (pilhas) são dispositivos nos quais reações espontâneas de oxirredução geram uma corrente elétrica. São dispostas pela combinação de espécies químicas com potenciais de redução diferentes. Existem milhares de células galvânicas possíveis. Considere as semirreações a seguir e seus respectivos potenciais de redução nas condições-padrão (25 °C e 1 atm).



Com base nas possibilidades de combinações de células galvânicas e suas representações esquemáticas recomendadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), são feitas as seguintes afirmativas:

I. A diferença de potencial (ddp) da pilha formada pelas espécies químicas alumínio e cobre e representada esquematicamente por  $Al_{(s)} / Al_{(aq)}^{3+} // Cu_{(aq)}^{2+} / Cu_{(s)}$  é de +1,52 V (nas condições-padrão).

II. Na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por  $Cu_{(s)} / Cu_{(aq)}^{2+} // Au_{(aq)}^{3+} / Au_{(s)}$ , a reação global corretamente balanceada é:  $3 Cu_{(s)} + 2 Au_{(aq)}^{3+} \rightarrow 3 Cu_{(aq)}^{2+} + 2 Au_{(s)}$ .

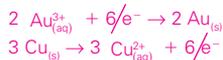
III. Na pilha formada pelas espécies químicas cobre e ouro e representada esquematicamente por  $Cu_{(s)} / Cu_{(aq)}^{2+} // Au_{(aq)}^{3+} / Au_{(s)}$ , o agente redutor é o  $Cu_{(s)}$ .

IV. A representação IUPAC correta de uma pilha de alumínio e ouro (Al – Au) é  $Au_{(s)} / Au_{(aq)}^{3+} // Al_{(aq)}^{3+} / Al_{(s)}$ . Estão corretas apenas as afirmativas

- a) I e II.  
**b) II e III.**  
 c) III e IV.  
 d) I, II e IV.  
 e) I, III e IV.

I. Incorreta. A ddp de uma pilha formada por alumínio e cobre é de 2,00 V.

II. Correta. Em uma pilha formada por cobre e ouro, como o ouro possui o maior potencial de redução, essa espécie reduz-se, enquanto a outra se oxida. Dessa forma, a reação global é:



III. Correta. Em uma pilha formada por cobre e ouro, como o ouro sofre a redução, ele é o agente oxidante, sendo, então, o cobre o agente redutor. Nas normas da IUPAC, a representação correta é a indicada no item.

IV. Incorreta. Em uma pilha de alumínio e ouro, este é reduzido (maior potencial de redução, e o alumínio é oxidado (menor potencial de redução), sendo a representação correta:



**5. Famema-SP** – Considere a seguinte reação:



- a) Escreva as semirreações de oxidação (perda de elétrons) e de redução (ganho de elétrons) correspondentes a essa reação global.
- b) Calcule a diferença de potencial-padrão ( $\Delta E^0$ ) correspondente a essa reação (utilize uma tabela de potenciais de eletrodo para esse cálculo). Classifique essa reação como espontânea ou não espontânea.

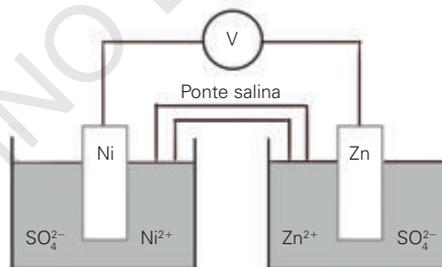


b) Para se obter a equação global, deve-se somar as semirreações, atentando para o balanço das cargas:



Como o potencial da reação global é positivo, pode-se concluir que a reação é espontânea.

**6. IFSul-RS** – Pilhas são dispositivos que transformam energia química em energia elétrica por meio de um sistema montado para aproveitar o fluxo de elétrons provenientes de uma reação química de oxirredução, conforme mostra o seguinte exemplo.



Considerando que os potenciais de redução do níquel e do zinco são, respectivamente,  $-0,25 V$  e  $-0,76 V$ , é correto afirmar que

- a) o níquel é oxidado e o zinco é reduzido.  
**b) o zinco é o ânodo e o níquel é o cátodo.**  
 c) o níquel é o agente redutor e o zinco é o agente oxidante.  
 d) o níquel e o zinco geram uma força eletromotriz de  $-1,01 V$ , nessa pilha.



Montando a pilha, temos:



- a) Incorreto. O níquel é reduzido, e o zinco, oxidado.  
 b) Correto. O zinco oxida, portanto é o ânodo; consequentemente, o níquel constitui o cátodo.  
 c) Incorreto. O zinco oxida, sendo, portanto, o agente redutor, enquanto o níquel reduz, sendo o agente oxidante.  
 d) Incorreto. A força eletromotriz gerada nessa pilha é de +0,51 V.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Ufrgs-RS** – Os potenciais-padrão de redução, determinados mediante processos eletroquímicos, podem ser empregados para prever a espontaneidade de reações, mesmo quando essas não constituem pilhas ou baterias. Observe o quadro a seguir.

$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	$E^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}_{(\text{s})}$	$E^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$
$\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}_{(\text{s})}$	$E^0 = -2,90 \text{ V}$

Com base no quadro, considere as reações a seguir.

- I.  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{AgNO}_3 + \text{Ba}$
- II.  $2 \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 3 \text{CO}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Al}$
- III.  $3 \text{AgNO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{Ag}$

Quais reações serão espontâneas?

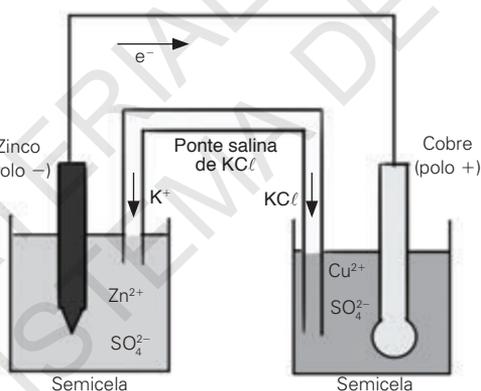
- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

**8. Ulbra-RS (adaptado)** – No capítulo “Linhas de força”, Sacks relembra suas experiências com eletroquímica, em especial sua predileção pela pilha de Daniell, conforme o trecho seguinte.

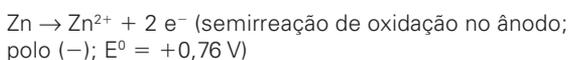
Mas minha favorita continuou sendo a pilha de Daniell e, quando nos modernizamos e instalamos uma nova pilha seca para a campainha, eu me apropriei da de Daniell.

SACKS, O. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.

A pilha de Daniell, citada no texto, está representada a seguir.



As reações (ou semirreações) de oxidação e redução são:

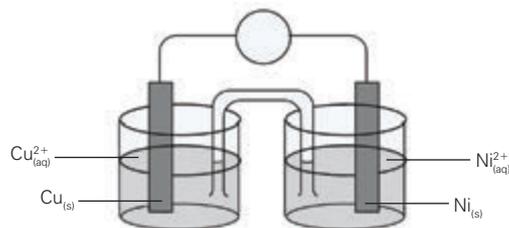


Qual é o potencial-padrão da pilha de Daniell, com base nas informações anteriores?

**9. UECE** – Uma pilha é formada com eletrodos de alumínio e ouro que apresentam os potenciais de redução, respectivamente,  $-1,66$  volts e  $1,50$  volts. Após analisar as características dessa pilha, pode-se afirmar corretamente que

- a) a reação do cátodo é  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$ .
- b) a ddp da pilha é  $+3,16 \text{ V}$ .
- c) a reação global é  $\text{Al}^{3+} + \text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + \text{Al}$ .
- d) a equação global da pilha é  $\text{Au}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Au}_{(\text{s})} // \text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Al}_{(\text{s})}$ .

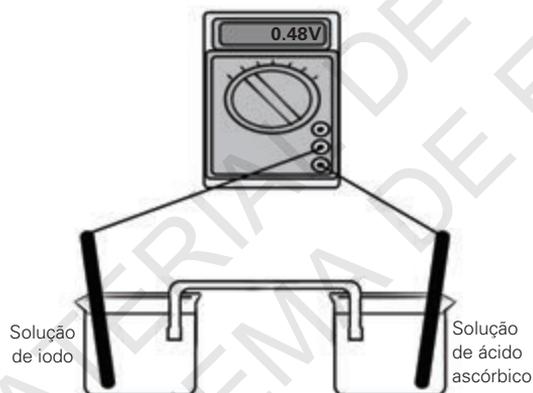
**10. IFSC** – A figura a seguir representa uma pilha com os respectivos potenciais de redução.



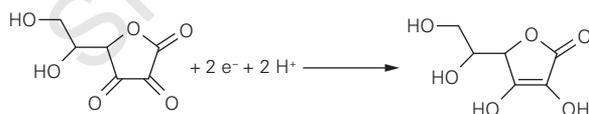
Sobre as pilhas, leia e analise as seguintes proposições e indique a soma das corretas.

- 01) Uma pilha é o emprego controlado de reações espontâneas de oxirredução, gerando corrente elétrica.
- 02) Em uma pilha, os elétrons são transferidos do cátodo para o ânodo.
- 04) Na pilha apresentada, o cobre atua como agente oxidante.
- 08) A pilha mostrada anteriormente gera uma voltagem de 90 milivolts.
- 16) Em todas as pilhas, o ânodo corresponde ao polo positivo, ou seja, polo onde ocorre a reação de oxidação.
- 32) O níquel sofre redução na pilha apresentada.

**11. UFPR** – O ácido ascórbico é uma das formas da vitamina C que apresenta propriedade antioxidante. Na indústria de alimentos, ele é largamente utilizado como aditivo para prevenir a oxidação. Uma maneira de analisar a quantidade de ácido ascórbico em bebidas é através de uma reação de oxirredução utilizando iodo. Com base nisso, foi montada uma pilha, conforme ilustração a seguir, contendo eletrodos inertes de platina ligados a um voltímetro. Foram mantidas condições-padrão (298 K, 1 atm e  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) para o experimento, e, no instante em que se fechou o circuito, conectando-se os fios ao voltímetro, o valor de potencial medido foi de 0,48 V.



Sabendo que o potencial-padrão de redução de iodo a iodeto é de  $E^\circ = 0,54 \text{ V}$ , o potencial-padrão da reação a seguir é

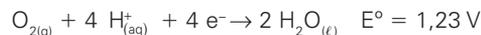


Ácido deidroascórbico

Ácido ascórbico

- a) 0,03 V.                      c) 0,24 V.                      e) 1,02 V.  
 b) 0,06 V.                      d) 0,48 V.

**12. Acafe-SC (adaptado)** – Considere as semirreações a seguir, nas condições-padrão.



Considere a pilha eletroquímica representada a seguir, nas condições-padrão.



Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, calcule o  $\Delta E^\circ$  dessa pilha eletroquímica nas condições abordadas.

**13. PUC-RJ** – A uma solução aquosa de sulfato de cobre de coloração azul introduz-se um prego de ferro. Após alguns minutos, nota-se, na parte externa do prego, coloração avermelhada, indicando que ocorreu uma reação. Os potenciais-padrão de redução do cobre e do ferro são indicados a seguir:



Sobre a espontaneidade desse fenômeno, é correto afirmar que

- a) o íon  $\text{Cu}^{2+}$  sofreu oxidação.  
 b) o íon  $\text{Fe}^{3+}$  sofreu redução.  
 c) o cobre metálico ( $\text{Cu}^0$ ) transferiu elétrons ao íon ferro ( $\text{Fe}^{3+}$ ).  
 d) o íon  $\text{Cu}^{2+}$  é o agente oxidante.  
 e) a diferença de potencial-padrão da pilha que se forma é +0,38 V.

**14. UERJ** – Os preços dos metais para reciclagem variam em função da resistência de cada um à corrosão: quanto menor a tendência do metal à oxidação, maior será o preço.

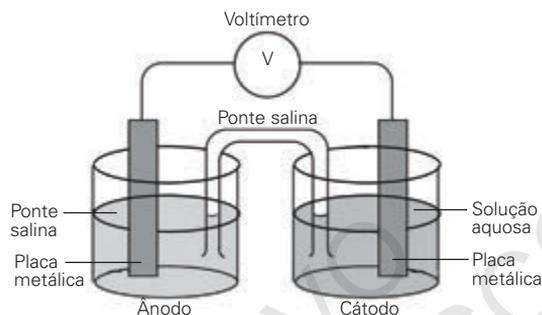
Na tabela a seguir, estão apresentadas duas características eletroquímicas e o preço médio de compra de dois metais no mercado de reciclagem.

Metal	Semirreação de redução	Potencial-padrão de redução (V)	Preço (R\$/kg)
Cobre	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}^0$	0,34	13,00
Ferro	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}^0$	0,44	0,25

Com o objetivo de construir uma pilha que consuma o metal de menor custo, um laboratório dispõe desses metais e de soluções aquosas de seus respectivos sulfatos, além dos demais materiais necessários.

Apresente a reação global da pilha eletroquímica formada e determine sua diferença de potencial, em volts, nas condições-padrão.

**15. UEMG** – Pilhas são dispositivos que produzem corrente elétrica, explorando as diferentes capacidades das espécies de perderem ou de ganharem elétrons. A figura a seguir mostra a montagem de uma dessas pilhas.



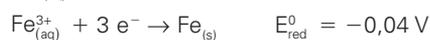
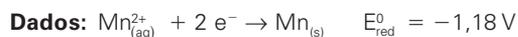
A seguir, estão representadas algumas semirreações e seus respectivos potenciais de redução, a 25 °C.



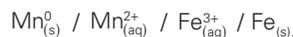
A pilha de maior diferença de potencial (ddp) pode ser constituída no ânodo e no cátodo, respectivamente, pelos eletrodos de

- alumínio e magnésio.
- magnésio e níquel.
- alumínio e ferro.
- ferro e níquel.

**16. UEM-PR** – Considere uma pilha formada por eletrodos de manganês e ferro imersos em soluções aquosas, respectivamente de sais de  $\text{Mn}^{2+}$  e  $\text{Fe}^{3+}$  (1 mol/litro a 25 °C, usando uma ponte salina), e assinale o que for correto.



- A força eletromotriz da pilha é  $-1,04 \text{ V}$ .
- O ânodo da pilha é o manganês.
- No eletrodo de ferro, ocorre uma semirreação de redução.
- A pilha pode ser representada por:

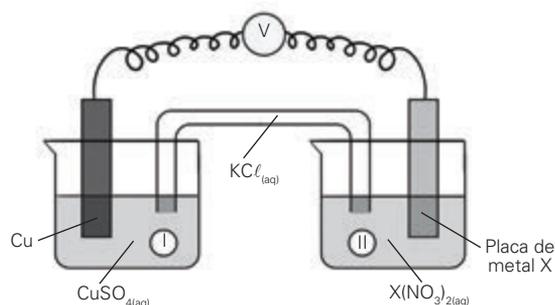


Dê a soma dos itens corretos.

**17. Fuvest-SP** – Um estudante realizou um experimento para avaliar a reatividade dos metais Pb, Zn e Fe. Para isso, mergulhou, em separado, uma pequena placa de cada um desses metais em cada uma das soluções aquosas dos nitratos de chumbo, zinco e ferro. Com suas observações, elaborou a seguinte tabela, em que (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação.

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(não)

A seguir, montou três diferentes pilhas galvânicas, conforme esquematizado.



Nessas três montagens, o conteúdo do béquer I era uma solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$  de mesma concentração, e essa solução era renovada na construção de cada pilha. O eletrodo onde ocorria a redução (ganho de elétrons) era o formado pela placa de cobre mergulhada em  $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ . Em cada uma das três pilhas, o estudante utilizou, no béquer II, uma placa de um dos metais X (Pb, Zn ou Fe), mergulhada na solução aquosa de seu respectivo nitrato.

O estudante mediu a força eletromotriz das pilhas, obtendo os valores: 0,44 V, 0,75 V e 1,07 V.

A atribuição correta desses valores de força eletromotriz a cada uma das pilhas, de acordo com a reatividade dos metais testados, deve ser

	Metal X		
	Pb	Zn	Fe
a)	0,44	1,07	0,75
b)	0,44	0,75	1,07
c)	0,75	0,44	1,07
d)	0,75	1,07	0,44
e)	1,07	0,44	0,75

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. Enem

C7-H24

A calda bordalesa é uma alternativa empregada no combate a doenças que afetam folhas de plantas. Sua produção consiste na mistura de uma solução aquosa de sulfato de cobre II,  $\text{CuSO}_4$ , com óxido de cálcio,  $\text{CaO}$ , e sua aplicação só deve ser realizada se estiver levemente básica. A avaliação rudimentar da basicidade dessa solução é realizada pela adição de três gotas sobre uma faca de ferro limpa. Após três minutos, caso surja uma mancha avermelhada no local da aplicação, afirma-se que a calda bordalesa ainda não está com a basicidade necessária. O quadro apresenta os valores de potenciais-padrão de redução ( $E^0$ ) para algumas semirreações de redução.

Semirreação de redução	$E^0$ (V)
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{Fe}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,52
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77

A equação química que representa a reação de formação da mancha avermelhada é

- $\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Cu}_{(\text{aq})}^+ \rightarrow \text{Ca}_{(\text{s})} + 2 \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$
- $\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow \text{Ca}_{(\text{s})} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
- $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
- $3 \text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow 3 \text{Ca}_{(\text{s})} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
- $3 \text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Fe}_{(\text{s})} \rightarrow 3 \text{Cu}_{(\text{s})} + 2 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$

### 19. Univag-MT

C7-H24

Para a construção de uma pilha galvânica, utilizando metais imersos em soluções de seus respectivos sais, têm-se à disposição os seguintes materiais: zinco, alumínio, prata, cobre e estanho. As equações de redução dos íons desses metais e seus respectivos potenciais de redução estão apresentadas a seguir.

$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}^0$	$E^0 = -1,67 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^0$	$E^0 = -0,76 \text{ V}$
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}^0$	$E^0 = -0,14 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^0$	$E^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}^0$	$E^0 = +0,80 \text{ V}$

A equação balanceada da pilha que fornece a maior ddp e o respectivo valor de seu potencial são

- a)  $\text{Al}^0 + 3 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{Ag}^0$  e  $\Delta E = +2,47 \text{ V}$ .  
 b)  $2 \text{Al}^0 + 3 \text{Zn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Zn}^0$  e  $\Delta E = +5,62 \text{ V}$ .  
 c)  $2 \text{Ag}^+ + \text{Zn}^0 \rightarrow 2 \text{Ag}^0 + \text{Zn}^{2+}$  e  $\Delta E = +2,36 \text{ V}$ .  
 d)  $2 \text{Al}^0 + 3 \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}^0$  e  $\Delta E = +4,36 \text{ V}$ .  
 e)  $3 \text{Ag}^0 + \text{Al}^{3+} \rightarrow 3 \text{Ag}^+ + \text{Al}^0$  e  $\Delta E = -2,47 \text{ V}$ .

## 20. Enem

C7-H24

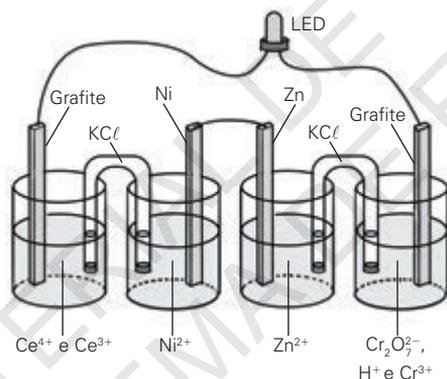
A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para o seu funcionamento.

Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

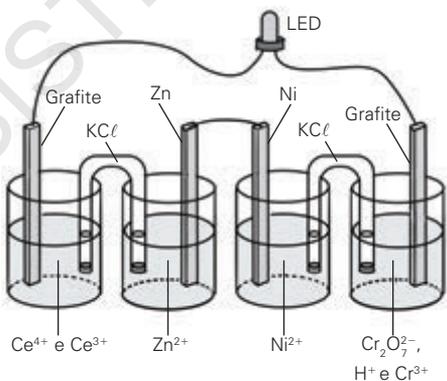
Semirreação de redução	$E^0 \text{ (V)}$
$\text{Ce}_{(\text{aq})}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ce}_{(\text{aq})}^{3+}$	+1,61
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})} + 14 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 6 e^- \rightarrow 2 \text{Cr}_{(\text{aq})}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+1,33
$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^- \rightarrow \text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,25
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece a diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?

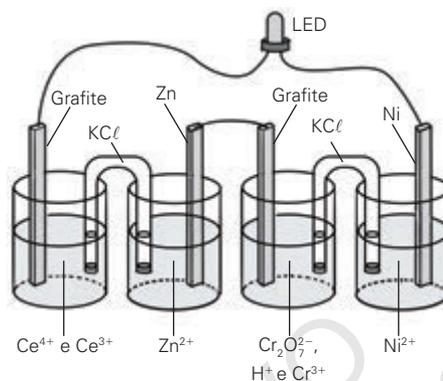
a)



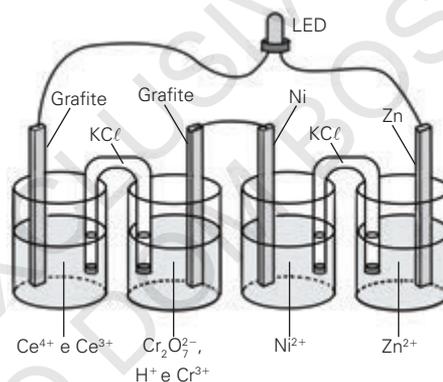
b)



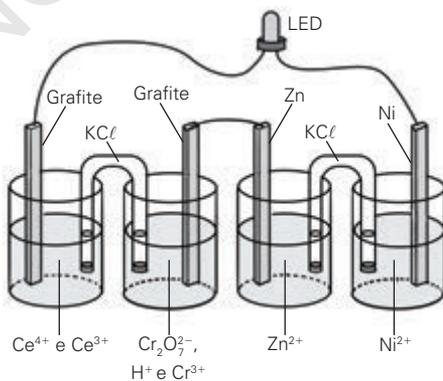
c)



d)



e)



## 21

# PILHAS COMERCIAIS E BATERIAS

- Pilhas comerciais
- Bateria de chumbo

## HABILIDADES

- Representar por equações as transformações químicas que ocorrem nos eletrodos de uma pilha comercial e sua transformação global.
- Conhecer o significado dos termos oxidação, redução, cátodo e ânodo.
- Compreender o significado de potencial de eletrodo e tensão elétrica da pilha (ddp).
- Valorizar as medidas de proteção ambiental como promotoras da qualidade de vida, particularmente no que diz respeito ao descarte de pilhas e baterias.



As baterias de íon lítio são as mais utilizadas em aparelhos eletrônicos.

Imagine um mundo sem baterias. Seria um mundo muito diferente, onde o automóvel e o telefone teriam se desenvolvido de outra forma e, provavelmente, um mundo sem muitas conveniências da vida moderna e sem algumas das necessidades atuais. A bateria, cada vez menor e mais potente, define grande parte do nosso conforto e dos avanços modernos. Houve muitos avanços científicos e tecnológicos no caminho para as baterias menores e mais potentes.

Todas as baterias – pilhas secas pré-seladas, baterias alcalinas de meados do século XX e baterias contemporâneas de lítio – têm o mesmo propósito e compartilham as mesmas características.

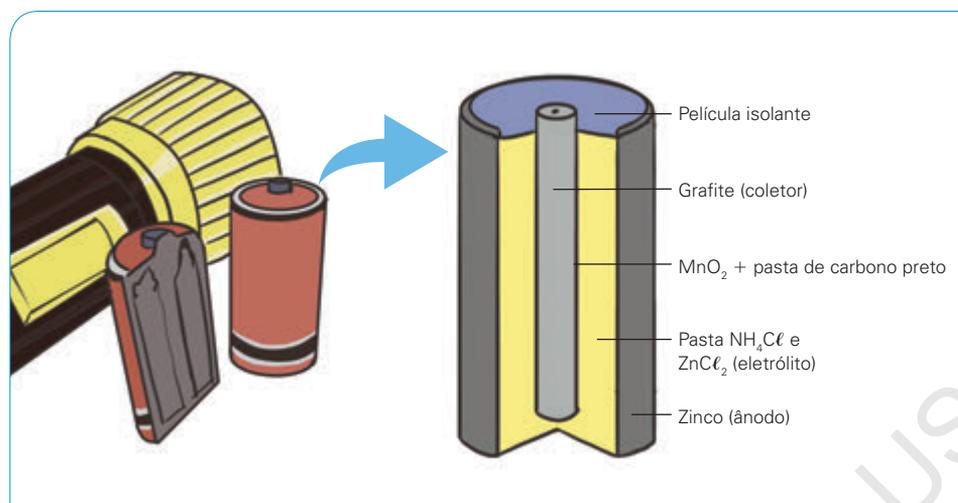
As pilhas e, conseqüentemente, as baterias podem ser constituídas por diferentes metais, tais como níquel, lítio, chumbo, mercúrio, cádmio, entre outros, dos quais alguns são bioacumulativos, isto é, acumulam-se no meio ambiente pelo descarte incorreto. As pilhas possuem um potencial de contaminação dos solos de 50 anos, e o Brasil produz, anualmente, cerca de 800 milhões de pilhas. Por isso, é necessário pensarmos no descarte correto dessas pilhas.

## Pilhas comerciais

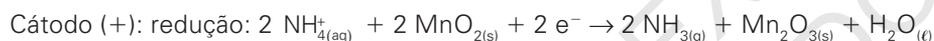
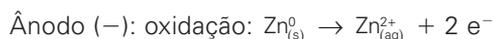
### PILHA SECA OU PILHA DE LECLANCHÉ

Essa pilha foi criada em 1866, pelo francês George Leclanché (1839-1882). O seu ânodo é um invólucro de zinco, que fica separado dos demais componentes da pilha por um papel poroso, e o cátodo é o eletrodo de grafite, o qual está envolvido

por uma pasta contendo dióxido de manganês e carvão e por uma pasta úmida contendo cloreto de zinco e cloreto de amônio. A seguir, é mostrado um esquema de construção de uma pilha de Leclanché.



As reações que ocorrem durante o funcionamento da pilha de Leclanché são:



#### Observações

- A amônia formada no cátodo envolve o bastão de grafite, diminuindo, assim, a voltagem da pilha.
- Essa pilha para de funcionar quando todo o  $\text{MnO}_2$  é transformado em  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .

### PILHA ALCALINA

É semelhante à pilha de Leclanché, diferenciando-se apenas na substituição do cloreto de amônio por hidróxido de potássio. Com isso, elimina-se o problema causado com a geração da amônia que envolve o bastão de grafite, conferindo a esse tipo de pilha uma maior durabilidade. As reações que ocorrem durante o seu funcionamento são:



### Capacidade de uma pilha alcalina

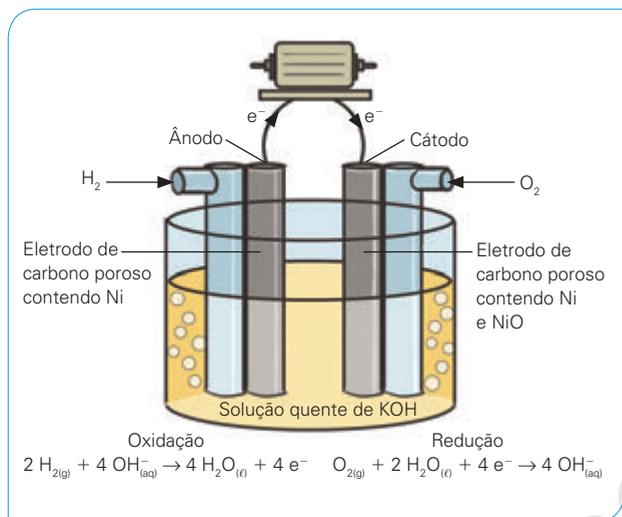
Como esperado, a capacidade da bateria de zinco e a da alcalina são diferentes. Devido à composição, uma bateria alcalina fornece mais energia que uma de zinco. A única consequência disso é que ambas devem ser usadas em diferentes aplicações.

### Benefícios da bateria alcalina

As baterias alcalinas têm maior densidade de energia e vida útil mais longa – o tempo que uma bateria pode permanecer armazenada sem perder sua capacidade. A pesquisa e o desenvolvimento intensivos resultaram em três características constituintes da chamada tecnologia de baterias alcalinas. Existem baterias que têm uma proteção antivazamento para evitar danos aos aparelhos (a razão para o vazamento é a mudança na química da bateria, e o gás gerado quando ela descarrega). Além disso, há um revestimento especialmente projetado dentro das baterias, que reduz a resistência de contato para maior confiabilidade. Por último, as células alcalinas têm uma fórmula de potência extra, para manter a energia por um longo período em dispositivos de alto consumo.

## PILHA DE COMBUSTÍVEL

Pilhas ou células a combustível são dispositivos silenciosos que transformam a energia liberada em reações de combustão em energia elétrica, sem causar danos no meio ambiente. Esses tipos de célula possuem gases combustíveis, como  $H_2$  e  $O_2$ , que, reagindo em suas devidas proporções, geram energia e água como único resíduo. Por serem leves e altamente eficientes, essas pilhas, ou baterias, são utilizadas em naves espaciais.



Dessa forma, a reação da célula é espontânea nas condições-padrão. Note que a reação não é mais do que a reação de combustão do hidrogênio, sendo que a oxidação e a redução ocorrem separadamente no ânodo (polo negativo) e no cátodo (polo positivo), respectivamente.

### Benefícios das células de combustível

Como as células de combustível de hidrogênio não produzem poluentes do ar ou gases de efeito estufa, elas podem melhorar significativamente o meio ambiente. Essas células geram apenas calor e água, sem toxinas, partículas ou gases de efeito estufa, o que significa ar mais limpo para as pessoas respirarem.

### Eficiência energética

As células de combustível são de duas a três vezes mais eficientes que os motores de combustão. Para aplicações de cogeração, em que as células de combustível geram calor e eletricidade, as eficiências podem chegar a 80%.

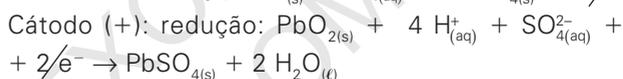
## Bateria de chumbo

Inventada pelo físico francês Gaston Planté, em 1859, a bateria de chumbo é mais conhecida como a solução de armazenamento de energia recarregável

de escolha para a maioria dos carros, caminhões e outros veículos. Ela também é amplamente usada em barcos, submarinos, fontes de alimentação ininterruptas (UPS – *uninterruptible power supply*) e praticamente qualquer aplicativo de médio porte que você possa imaginar requerer uma bateria recarregável de baixo custo.

Ao interligar pilhas em série, ou em paralelo, tem-se uma **bateria** ou **acumulador**. A junção das pilhas em série fornece uma maior voltagem, ao passo que uma junção de pilhas em paralelo fornece uma maior corrente elétrica.

As baterias de automóveis geram de 6 a 12 V, dependendo de quantas células estão ligadas em série, sendo que cada célula é responsável por gerar 2 V. O cátodo desse tipo de bateria é composto por  $PbO_2$ , e o ânodo, por  $Pb$ , ambos imersos em uma solução de ácido sulfúrico. Durante o funcionamento (descarga) dessa bateria, ocorrem as seguintes reações:



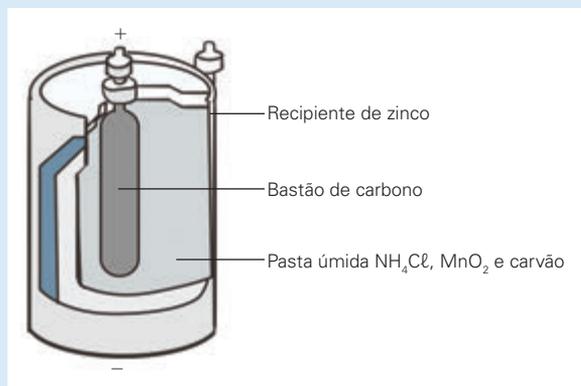
A reação global é reversível, isto é, conseguimos descarregar e recarregar uma bateria ao aplicar um potencial externo com os polos invertidos. Dessa maneira, parte do  $H_2SO_{4(aq)}$  (solução eletrolítica) consumido durante a reação de descarga da bateria é regenerada.

## BENEFÍCIOS OU VANTAGENS DA BATERIA DE CHUMBO-ÁCIDO

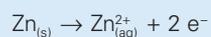
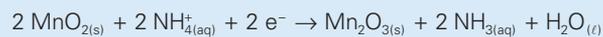
- Está disponível em todas as formas e tamanhos.
- Não requer manutenção.
- É melhor em termos de confiabilidade e capacidade de trabalho.
- Tem capacidade para resistir à inatividade a longo prazo, com ou sem solvente.
- Oferece maior ciclo de vida.
- Cerca de 97% do chumbo pode ser reciclado e reutilizado em baterias novas.
- É barato e simples de fabricar.
- Baixo custo por watt-hora.
- Oferece baixa descarga automática, a menor entre as baterias recarregáveis.
- Oferece bom desempenho para baixa e alta temperatura.

**EXERCÍCIO RESOLVIDO**

1. A pilha seca, representada na figura a seguir, é uma célula galvânica com os reagentes selados dentro de um invólucro. Essa pilha apresenta um recipiente cilíndrico de zinco, com um bastão de carbono no eixo central. O eletrólito é uma mistura pastosa e úmida de cloreto de amônio, óxido de manganês IV e carvão finamente pulverizado.



As equações das reações envolvidas na pilha são:



Considere as seguintes afirmações sobre a pilha seca.

- I. O recipiente de zinco é o ânodo.
- II. Produz energia por meio de um processo espontâneo.
- III. O  $\text{NH}_4^+$  sofre redução.
- IV. Os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.

Estão corretas as afirmativas em

- a) I, II e III.
- b) II, III e IV.
- c) I e II.**
- d) I e IV.
- e) II e III.

**Resolução**

I. Correta. O zinco é o ânodo, pois sofre oxidação.

II. Correta. A pilha ocorre por meio de um processo espontâneo.

III. Incorreta. Não há variação no Nox do hidrogênio e do nitrogênio.

IV. Incorreta. Os elétrons migram do ânodo para o cátodo pelo circuito externo.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO MIBOSCO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

# ROTEIRO DE AULA

## Pilhas comerciais e baterias

Pilha de Leclanché

Ânodo: Zn  
Cátodo:  $\text{NH}_4$  e  $\text{MnO}_2$

Pilha alcalina

Ânodo: Zn  
em meio básico  
Cátodo: KOH e  $\text{MnO}_2$

Pilha a combustível

Ânodo:  $\text{H}_2$   
Cátodo:  $\text{O}_2$

Bateria de chumbo

Ânodo: Pb  
Cátodo:  $\text{PbO}_2$

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

## 1. FGV-RJ

Baterias de lítio são o principal componente dos mais recentes carros elétricos ou híbridos com motor a gasolina, que já estão em testes em São Paulo.

*Revista Pesquisa Fapesp, n. 199. p. 72. Adaptado.*

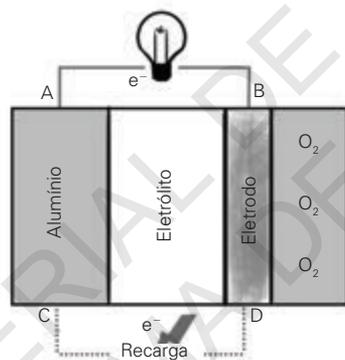
Sobre o funcionamento da bateria de lítio na geração de energia elétrica, é correto afirmar que, no ânodo, ocorre a reação de

- a) redução; o polo positivo é o cátodo, e a sua ddp é positiva.  
 b) redução; o polo negativo é o cátodo, e a sua ddp é negativa.  
 c) oxidação; o polo negativo é o cátodo, e a sua ddp é positiva.  
 d) oxidação; o polo positivo é o cátodo, e a sua ddp é negativa.  
 e) oxidação; o polo positivo é o cátodo, e a sua ddp é positiva.

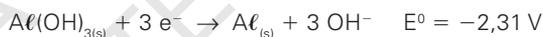
No ânodo da pilha, que possui polo negativo, ocorre a oxidação; no cátodo, que apresenta polo positivo, acontece a redução. Toda pilha tem ddp positiva.

2. UFRJ – O alumínio é o metal com maior índice de reciclagem no lixo urbano, e o Brasil é o campeão mundial de reciclagem de alumínio, recuperando mais de 96% das latas descartadas. Uma das aplicações mais interessantes para o alumínio é sua utilização em pilhas alumínio-oxigênio. Essas pilhas são muito compactas e têm grande capacidade de gerar energia, embora apresentem baixa eficiência de recarga.

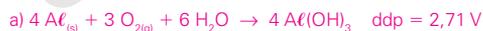
Uma pilha alumínio-oxigênio é representada a seguir.



Considere as semirreações de redução dadas a seguir.



- a) Escreva a equação e calcule a força eletromotriz da pilha alumínio-oxigênio.  
 b) Indique o sentido do fluxo de elétrons durante a recarga da pilha. Justifique sua resposta.



b) Sentido de fluxo dos elétrons: D → C

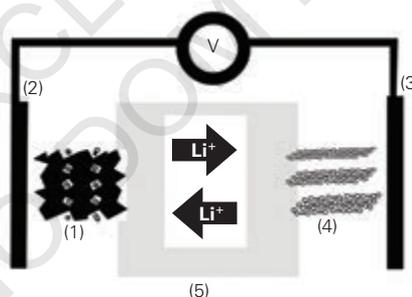
Na pilha, o fluxo espontâneo de elétrons é do ânodo para o cátodo, ou seja, de

A para B. Na recarga, o fluxo ocorre no sentido inverso, ou seja, de D para C.

## 3. UFPR

C7-H24

No passado, as cargas das baterias dos celulares chegavam a durar até uma semana, no entanto, atualmente, o tempo entre uma recarga e outra dificilmente ultrapassa 24 horas. Isso não se deve à má qualidade das baterias, mas ao avanço tecnológico na área de baterias que não acompanha o aumento das funcionalidades dos smartphones. Atualmente, as baterias recarregáveis são do tipo íon-lítio, cujo esquema de funcionamento está ilustrado na figura a seguir.



Quando a bateria está em uso (atuando como uma pilha), o ânodo corresponde ao componente:

- a) (1)    b) (2)    c) (3)    d) (4)    e) (5)

Convenções da eletroquímica:

Cátodo: local onde ocorre redução.

Ânodo: local onde ocorre oxidação.

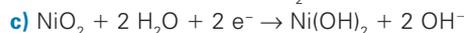
Pela imagem, o cátion  $\text{Li}^+$  descarrega-se (perde elétrons) no (4).

As estruturas (2) e (3) são "coletores de corrente", isto é, não participam das reações e, por isso, não podem ser nem ânodo nem cátodo.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. Ufrgs-RS – Aparelhos eletrônicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio. As reações que ocorrem nessa bateria podem ser representadas por:



Sobre essas reações, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A reação A ocorre no ânodo da bateria.  
 II. A reação C ocorre no cátodo da bateria.  
 III. O cádmio é o agente oxidante, e o óxido de níquel é o agente redutor.

Está correto apenas o que se afirma em

- a) I.                                      c) III.                                      e) I, II e III.  
b) II.                                      d) I e II.

I. Correto. A reação A corresponde à oxidação anódica.

II. Correto. A reação C corresponde à redução catódica.

III. Incorreto. O Cd, ao sofrer oxidação (perda de elétrons), atua como agente redutor, enquanto o NiO<sub>2</sub> sofre redução (ganho de elétrons) e atua como agente oxidante.

**5. UnB-DF** – A bateria de automóveis possui dois tipos de eletrodos (de PbO e de Pb<sup>0</sup>), mantidos em solução aquosa de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub>. A equação correspondente à reação envolvida na geração de energia é PbO<sub>2</sub> + Pb + 2 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 2 PbSO<sub>4</sub> + 2 H<sub>2</sub>O.

Julgue verdadeiros **V** ou falsos **F** os itens a seguir.

- ( ) Nos eletrodos de PbO<sub>2</sub>, ocorre oxidação.  
( ) O elemento chumbo sofre oxidação nos eletrodos de Pb<sup>0</sup> e redução nos eletrodos de PbO<sub>2</sub>.  
( ) O estado de oxidação do chumbo no PbO<sub>2</sub> é +4.  
( ) Nos eletrodos de Pb<sup>0</sup>, há perda de elétrons.

Falso. Conforme mostra a semirreação a seguir, nos eletrodos de PbO<sub>2(s)</sub> ocorre a redução, pois o cátion chumbo IV, Pb<sup>4+</sup>, ganha dois elétrons e forma o cátion chumbo II, Pb<sup>2+</sup>.

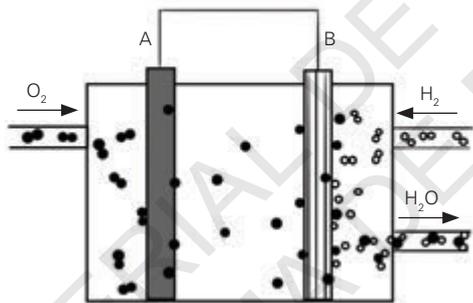


Verdadeiro.

Verdadeiro.

Verdadeiro.

**6. Unicamp-SP** – Uma proposta para obter energia limpa é a utilização de dispositivos eletroquímicos que não gerem produtos poluentes, e que utilizem materiais disponíveis em grande quantidade ou renováveis. O esquema a seguir mostra, parcialmente, um dispositivo que pode ser utilizado com essa finalidade.



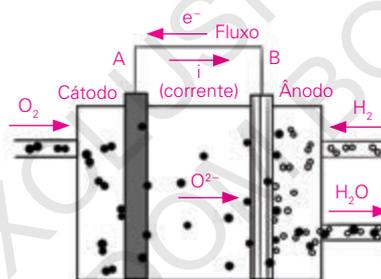
Nesse esquema, os círculos podem representar átomos, moléculas ou íons. De acordo com essas informações e o conhecimento de eletroquímica, pode-se afirmar que, nesse dispositivo, a corrente elétrica flui de

- a) A para B e o círculo • representa o íon O<sup>2-</sup>.  
b) B para A e o círculo • representa o íon O<sup>2+</sup>.  
c) B para A e o círculo • representa o íon O<sup>2-</sup>.  
d) A para B e o círculo • representa o íon O<sup>2+</sup>.

O dispositivo representa uma pilha de hidrogênio:



A corrente elétrica flui de A para B, e o fluxo de elétrons é de B para A.



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UECE (adaptado)** – Segundo o Inmetro, a pilha alcalina produz voltagem de 1,5 V, não é recarregável, mantém a voltagem constante por mais tempo e, embora seja mais cara, dura cerca de cinco vezes mais. Seu nome decorre do fato de ela substituir a pasta de cloreto de amônio e cloreto de zinco por hidróxido de potássio ou hidróxido de sódio. Considerando a reação que ocorre na pilha alcalina,  $\text{Zn} + 2 \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2 \text{OH}^-$ , explique por que a duração dessa pilha é maior em relação à comum.

---



---



---



---



---



---



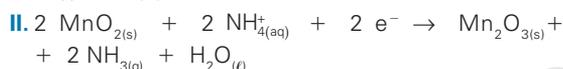
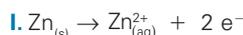
---



---

8. **Unifenas-MG** – A pilha comum de lanterna, conhecida como pilha seca, foi inventada em 1866, pelo engenheiro francês George Leclanché. A expressão pilha seca é apenas uma designação comercial que foi criada há muitos anos para diferenciar esse tipo de pilha (revolucionário, na época) das pilhas então conhecidas, que utilizavam recipientes com soluções aquosas, como a pilha de Daniell.

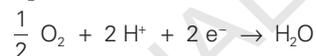
As semirreações que ocorrem nessa pilha são:



É correto afirmar que

- o  $\text{Zn}_{(s)}$  é o polo positivo dessa pilha.
- os elétrons migram do cátodo para o ânodo.
- o agente oxidante da célula é o  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .
- é um processo não espontâneo.
- ocorre a redução do  $\text{MnO}_2$  no cátodo.

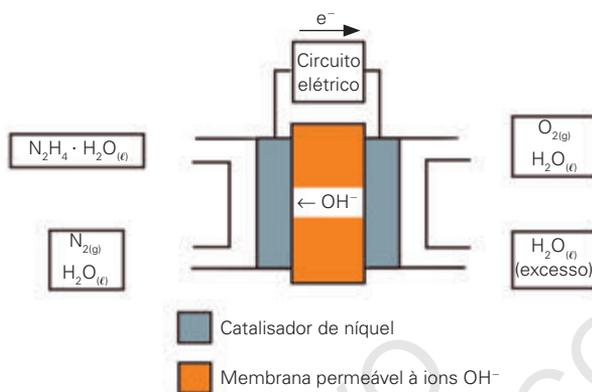
9. **Ufrgs-RS** – Célula a combustível é uma alternativa para a produção de energia limpa. As semirreações da célula são:



Sobre essa célula, pode-se afirmar que

- o  $\text{H}_2$  é o gás combustível e oxida-se no cátodo.
- a eletrólise da água ocorre durante o funcionamento da célula.
- o  $\text{H}_2\text{O}$  e o  $\text{CO}_2$  são produzidos durante a descarga da célula.
- a célula a combustível é um exemplo de célula galvânica.
- o  $\text{O}_2$  é o gás comburente e reduz-se no ânodo.

10. **UNESP** – Observe o esquema de uma célula de combustível de hidrazina monoidratada/oxigênio do ar em funcionamento, conectada a um circuito elétrico externo. No compartimento representado no lado esquerdo do esquema, é introduzido apenas o reagente  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , obtendo-se os produtos  $\text{N}_2(g)$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  em sua saída. No compartimento representado no lado direito do esquema, são introduzidos os reagentes  $\text{O}_2(g)$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ , sendo  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  consumido apenas parcialmente na semirreação, e seu excesso liberado inalterado na saída do compartimento.



Escreva a equação química balanceada que representa a reação global que ocorre durante o funcionamento dessa célula de combustível e indique os estados de oxidação, nos reagentes e nos produtos, do elemento que é oxidado nesse processo.

11. **PUC-RJ** – Numa pilha, utilizada como fonte de energia para relógios eletrônicos e calculadoras, constituída de zinco e óxido de prata, ocorrem as seguintes reações.



A respeito dessa pilha, assinale a afirmativa **falsa**.

- O eletrodo de zinco cede elétrons.
- A fem da pilha é de, aproximadamente, 1,60 V.
- Nessa pilha, o cátodo é o óxido de prata.





Sobre o tema e o texto, é correto afirmar que

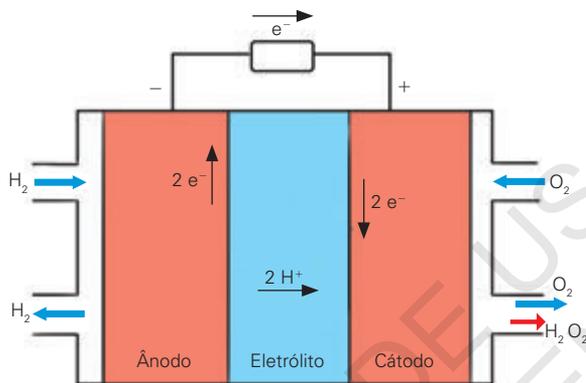
- o alumínio se oxida e seu estado de oxidação se eleva de zero a +3.
- o ânodo de alumínio é o eletrodo onde ocorre a redução.
- há formação de cátions  $AlCl_4^-$  no cátodo.
- uma pilha eletroquímica funciona quando o potencial da reação global é negativo.
- ocorre a oxidação do metal alumínio na recarga da bateria.

### 19. SLMANDIC-SP

C7-H24

A célula de combustível usa hidrogênio e oxigênio para gerar eletricidade. O aprimoramento dessa tecnologia é visto como determinante para um futuro mais limpo e sustentável. Sob o ponto de vista técnico, uma célula a combustível é um aparelho conversor de energia eletroquímica, com diferença de potencial teórica de 1,23 V. Em condições práticas de uso, a eficiência cai para cerca de 50%, gerando uma ddp de aproximadamente 0,7 V.

O esquema representa uma célula de combustível, destacando aspectos de seu funcionamento.



Com base no esquema, é possível afirmar que, na célula de combustível,

- o circuito elétrico fecha-se dentro da própria célula.
- ao final do processo, o produto final é o  $H^+_{(aq)}$ .
- a temperatura dos gases é indicada pelo tamanho das setas de entrada e saída de  $H_2$  e  $O_2$ .
- o eletrólito impede a movimentação de íons dentro do sistema.
- o processo envolve a oxidação do  $H_2$  e a redução do  $O_2$ .

### 20. Enem

C7-H24

#### TEXTO I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO, S. *Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula a combustível etanol/ $O_2$* . Disponível em: <www.teses.usp.br>. Acesso em: 23 jun. 2015. Adaptado.

#### TEXTO II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais-padrão ( $E^0$ ) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais.



SCOTT, K.; YU, E. H. *Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications*. Woodhead Publishing Series in Energy, n. 88, 2016. Adaptado.

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessário para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- 3
- 4
- 6
- 9
- 15

# CORROSÃO DE METAIS

22

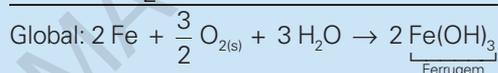
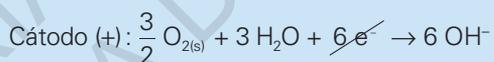


Diferentes tipos de pilha enferrujada.

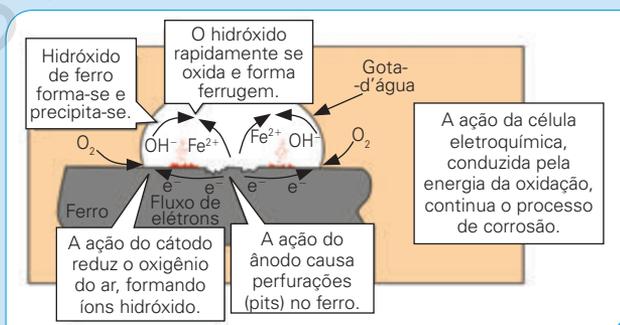
A corrosão está bem presente no nosso cotidiano, como, por exemplo, na ferrugem do ferro ou no escurecimento de peças de prata. A corrosão do ferro é um problema sério; estima-se que, no Brasil, 20% de todo o ferro produzido anualmente é utilizado para repor as peças metálicas corroídas.

## Corrosão

Por definição, corrosão é a deterioração dos metais por meio de processos eletroquímicos que ocorrem por meio de reações de oxirredução, no entanto esse processo de oxidação é indesejável. O principal metal a sofrer corrosão em grande escala é o ferro. Em razão das impurezas contidas nele, principalmente outros metais, ocorre a formação de dois polos, possibilitando as seguintes reações.



A formação da ferrugem deve-se à capacidade de o ferro oxidar-se na presença de oxigênio e água, ou seja, o ferro atua como agente redutor, e o  $\text{O}_2$  reduz-se, atuando como agente oxidante.



Esquema do mecanismo de corrosão do ferro.

- Corrosão
- Galvanização
- Folha de flandres
- Metal de sacrifício

### HABILIDADES

- Compreender o processo de corrosão do ferro e utilizar os conhecimentos adquiridos para desenvolver meios de evitá-lo e/ou atenuar seus efeitos.

Para evitar a corrosão do ferro, foram criados alguns métodos, que serão discutidos a seguir.

## PROTEÇÃO DO FERRO COM METAL DE SACRIFÍCIO

É comum, para proteger o ferro, revesti-lo com um metal que apresente maior potencial de oxidação que o do ferro. Dessa forma, esse metal sofre oxidação no lugar do ferro, atuando, assim, como metal de sacrifício. O magnésio e o zinco são muito utilizados para essa finalidade. Esse método é caracterizado como uma proteção catódica. Navios, oleodutos e tanques de aço são alguns exemplos em que há esse revestimento com magnésio.



SAM CHADWICK/SHUTTERSTOCK

Os gasodutos são construídos com metais de sacrifício.

## REVESTIMENTO DO FERRO COM ESTANHO

Ao revestimento do ferro com estanho, damos o nome de **folha de flandres**. Esse processo é muito comum em latas de alimentos, a fim de eliminar o contato do ferro com eles e, assim, impedir sua oxidação.



BROOKE BECKER/SHUTTERSTOCK

Latas de alimentos em conserva.

## REVESTIMENTO DO FERRO COM ZINCO

O processo em que se recobre o ferro (ou o aço) com zinco é chamado de **galvanização**. É um dos

processos industriais de proteção mais comuns, sendo aplicado a peças da construção civil até carros. O Zn apresenta maior potencial de oxidação do que o do Fe, portanto oxida no lugar do ferro.

Caso o objeto galvanizado sofra algum risco, isto é, o ferro fique exposto ao oxigênio do ar e à umidade, o zinco também oxidará, originando os íons  $Zn^{2+}$ , que, em contato com o ar e a umidade, originam o  $Zn(OH)_2$ , o qual se deposita sobre o ferro e impede sua oxidação.



LOVEPHY/SHUTTERSTOCK

Canos de aço galvanizados.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

**1. UFSCar-SP** – Filtros de piscinas, construídos em ferro, são muito afetados pela corrosão. No processo de corrosão, ocorre a dissolução lenta do metal, com a formação de íons  $Fe^{2+}$  em solução aquosa. Para a proteção dos filtros, são utilizados os chamados “eletrodos de sacrifício”. Esses eletrodos são barras de metais convenientemente escolhidas que, colocadas em contato com o filtro, sofrem corrosão no lugar do ferro. Com base nos dados a seguir:

Semirreação	$E^0$ (volt)
$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg^0$	-2,37
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe^0$	-0,44
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni^0$	-0,26
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu^0$	+0,34

pode-se prever que são “eletrodos de sacrifício” adequados barras de

- a) magnésio, apenas.
- b) cobre, apenas.
- c) níquel, apenas.
- d) cobre e níquel, apenas.
- e) cobre, níquel e magnésio.

#### Resolução

Eletrodos de sacrifício apresentam maior potencial de oxidação do que o do ferro ou menor potencial de redução do que o do ferro. Dentre os metais indicados na tabela, apenas o magnésio tem essa especificidade.

## ROTEIRO DE AULA

## Corrosão

É uma oxidação indesejável.

Proteção do ferro contra corrosão

Metal de sacrifício

Folha de flandres

Galvanização

Apresenta maior potencial de oxidação do que o do ferro.

Recobrimento do ferro com estanho

Recobrimento do ferro com zinco

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UECE** – Para minimizar os efeitos da corrosão nas chapas de ferro do casco de um navio, são fixadas plaquetas de um metal – metal de sacrifício ou eletrodo de sacrifício – que é oxidado em seu lugar. Na comparação com as características do ferro, o metal de sacrifício mais indicado é aquele que apresenta

- a) menor eletronegatividade.  
**b)** menor poder de redução.  
 c) maior condutibilidade elétrica.  
 d) maior tenacidade.

Na comparação com as características do ferro, o metal de sacrifício mais indicado é aquele que apresenta menor potencial de redução, ou seja, menor tendência de receber elétrons. O metal de sacrifício deve sempre apresentar maior potencial de oxidação, ou menor potencial de redução, em relação ao metal que deve proteger.

2. **Unioeste-PR (adaptado)** – Uma empresa necessita armazenar uma solução contendo  $Zn^{2+}$  em um *container* metálico. Um fabricante ofereceu algumas opções de metais para a produção do *container*. Com base nas semirreações e nos respectivos potenciais-padrão de redução ( $E^0$ ), indique qual é o metal menos adequado para a produção desse *container*. Justifique sua resposta.

Semirreação	$E^0$ (V)
$Pb^{2+} + 2 e^- \rightarrow Pb$	-0,13
$Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni$	-0,25
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+0,34
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	-0,76
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	-1,66

O metal menos adequado para a produção do *container* é o alumínio, pois este possui um menor potencial de redução quando comparado ao zinco, logo ele sofre oxidação (corrosão).

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

3. **Enem**

C7-H24

Alimentos em conserva são frequentemente armazenados em latas metálicas seladas, fabricadas com um material chamado folha de flandres, que consiste de uma chapa de aço revestida com uma fina camada de estanho, metal brilhante e de difícil oxidação. É comum que a superfície interna seja ainda revestida por uma camada de verniz à base de epóxi, embora também existam latas sem esse revestimento, apresentando uma camada de estanho mais espessa.

SANTANA, V. M. S. A leitura e a química das substâncias. *Cadernos PDE*. Ivaiporã, Secretaria de Estado da Educação do Paraná (SEED); Universidade Estadual de Londrina, 2010. Adaptado.

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode

- a) alterar a pressão no interior da lata, promovendo a degradação acelerada do alimento.  
**b)** romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento.  
 c) prejudicar o apelo visual da embalagem, apesar de não afetar as propriedades do alimento.  
 d) romper a camada de verniz, fazendo com que o metal tóxico estanho contamine o alimento.  
 e) desprender camadas de verniz, que se dissolverão no meio aquoso, contaminando o alimento.

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento, ou seja, o ferro da lata pode sofrer oxidação ( $Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(aq)}^{2+} + 2 e^-$ ), contaminando o alimento.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **UENF-RJ** – Para evitar a corrosão das plataformas marítimas situadas na Baía de Campos, emprega-se a proteção catódica, método que requer a utilização de um metal de sacrifício em contato com o metal da plataforma que se deseja proteger. Esse conjunto forma um sistema eletroquímico denominado pilha. Observe o quadro a seguir.

Semirreações	$E^0_{red}$ (1mol/L; 25 °C)
$Zn_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn_{(s)}$	-0,76 V
$Mg_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	-2,37 V
$Fe_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	-0,44 V
$Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,34 V

- a) Cite dois metais que seriam mais eficientes na proteção do ferro da estrutura da plataforma e justifique sua resposta.  
 b) Calcule a diferença de potenciais-padrão de uma pilha constituída por cobre e ferro.

a) Zinco e magnésio. Por apresentarem  $E^0_{red}$  menor que o do ferro, eles oxidam mais facilmente, protegendo-o da corrosão.

b)  $E^0_{red} = E^0_{red, maior} - E^0_{red, menor}$

$\Delta E^0_{red} = +0,34 - (-0,44)$

$\Delta E^0_{red} = +0,78 V$

\_\_\_\_\_

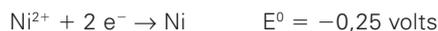
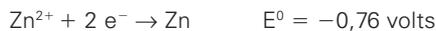
\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**5. Unitau-SP (adaptado)** – Para evitar a oxidação de estruturas metálicas que contêm ferro (Fe), é comum o uso de blocos metálicos de sacrifício, os quais são colocados em contato com essas estruturas de ferro. Os blocos de sacrifício doam elétrons para o ferro e assim evitam a sua oxidação. Dentre os metais a seguir, qual(is) se prestaria(m) como metal(is) de sacrifício?

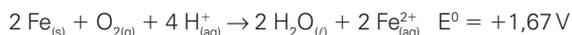


Apenas o zinco pode ser utilizado como metal de sacrifício, por possuir

potencial de oxidação mais elevado do que o do ferro.



**6. UDESC** – A corrosão do ferro metálico tem grande impacto econômico e ocorre espontaneamente na presença de oxigênio e de água acidificada. A principal reação química que descreve o processo é dada a seguir:



Sabendo-se que o potencial-padrão de redução do oxigênio, em meio ácido, é +1,23 V e com base nas informações e na reação química, assinale a alternativa correta.

- a) O potencial-padrão da semirreação de redução do ferro metálico é -1,45 V.
- b) O potencial-padrão da semirreação de redução do ferro metálico é -0,22 V.
- c) O potencial-padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +0,44 V.**
- d) O potencial-padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é -0,44 V.
- e) O potencial-padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +2,90 V.



$$E_{\text{Fe}}^{\circ} = ? \text{ (oxidação)}$$



$$E_{\text{O}_2}^{\circ} = +1,23 \text{ V (redução)}$$



$$E^{\circ}_{\text{oxidação}} + E^{\circ}_{\text{redução}} = +1,67 \text{ V}$$

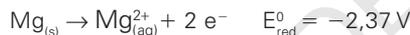
$$E^{\circ}_{\text{oxidação}} + 1,23 \text{ V} = +1,67 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{oxidação}} = +0,44 \text{ V}$$

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UPE** – Em um estaleiro, o casco de aço de um navio foi totalmente recoberto com novas placas de magnésio metálico.

**Dados:**



Sobre esse tipo de processo, qual alternativa está correta?

- a) O magnésio possui menor poder de redução que o principal constituinte da estrutura do navio, por isso é “sacrificado” para protegê-la.
- b) O magnésio ganha elétrons para o ferro, que se mantém protegido, mesmo que exposto ao ar, pois a reação de oxirredução continua.
- c) O revestimento de magnésio funciona como um ânodo em um circuito de eletrólise, evitando que o ferro se envolva em processos de oxirredução.
- d) O metal de sacrifício reage com a água do mar, protegendo o ferro da mesma forma que as tintas anti-ferrugem existentes no mercado da construção civil.
- e) A reação que ocorre na presença do metal de sacrifício é denominada de pilha eletroquímica, uma vez que a diferença de potencial entre os reagentes é negativa.

**8. Unitau-SP** – As próteses utilizadas no interior do corpo, substituindo ossos, como fêmur e partes da bacia, implantes dentários, entre outros, podem ser fabricadas em materiais metálicos, cerâmicos ou polímeros, e têm como exigência apresentar alta resistência à corrosão, além de apresentar ótima biocompatibilidade, pois assim podem desempenhar sua função sem reações

alérgicas, inflamatórias ou tóxicas, quando em contato com tecidos vivos ou fluidos orgânicos. Segundo alguns pesquisadores, as próteses fabricadas em materiais metálicos apresentam problemas de resistência à corrosão, o que provoca a liberação de íons metálicos que podem provocar reações alérgicas nos tecidos ao redor do implante, causando dores e até destruição óssea. Por esse motivo, alguns países estão anunciando novas diretrizes, recomendando que pessoas com implantes metálicos façam avaliações anuais, com exame de sangue e ressonância magnética. Com base nos dados apresentados na tabela a seguir, com os valores de alguns potenciais de eletrodo padrão, assinale a alternativa correta.

**Tabela de série de potenciais de eletrodo padrão**

Reação do eletrodo	Potencial de eletrodo padrão, $E^{\circ}$ (V)
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}$	-2,363
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}$	-1,662
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$	+0,250
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$	+0,277
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cr}$	-0,744

a) Os elementos químicos com os maiores valores de potencial de redução possuem maior capacidade de doar elétrons; assim, seriam candidatos à utilização em próteses com alta resistência à corrosão e boa biocompatibilidade.

- b) Os elementos químicos com os menores valores de potencial de redução possuem maior capacidade de doar elétrons, assim seriam candidatos à utilização em próteses com alta resistência à corrosão e boa biocompatibilidade.
- c) Com base nos dados da tabela, os elementos químicos que apresentam a tendência crescente de receber elétrons são: níquel, cobalto, cromo, alumínio e magnésio. Assim, entre os elementos químicos listados na tabela, o magnésio seria a melhor escolha para utilização em próteses com alta resistência à corrosão.
- d) Os elementos químicos com os maiores valores de potencial de redução possuem menor capacidade de doar elétrons. Assim, seriam candidatos à utilização em próteses com alta resistência à corrosão e boa biocompatibilidade.
- e) Com base nos dados da tabela, os elementos químicos que apresentam a tendência crescente de doar elétrons são: cromo, cobalto, níquel, magnésio e alumínio. Assim, entre os elementos químicos listados na tabela, o cromo seria a melhor escolha para utilização em próteses com alta resistência à corrosão.

**9. UDESC** – O ferro galvanizado, que é o ferro revestido com uma fina camada de zinco, usa o princípio da eletroquímica para proteger o ferro da corrosão, mesmo depois que o revestimento da superfície é quebrado. Os potenciais-padrão de redução para o ferro e o zinco são dados a seguir:



Analise as proposições sobre o ferro galvanizado, levando em consideração as semirreações anteriores.

- I. Como o valor de  $E_{\text{red}}^{\circ}$  para a redução do  $\text{Fe}^{2+}$  é maior que aquele para a redução do  $\text{Zn}^{2+}$ , o  $\text{Fe}^{2+}$  é mais facilmente reduzido que o  $\text{Zn}^{2+}$ .
- II. O  $\text{Zn}_{(\text{s})}$  é mais facilmente oxidado do que o  $\text{Fe}_{(\text{s})}$ .
- III. Quando o ferro galvanizado é exposto ao oxigênio e à água, o zinco funciona como ânodo e é corroído em vez do ferro.
- IV. Quando o ferro galvanizado é exposto ao oxigênio e à água, o ferro funciona como cátodo no qual o  $\text{O}_2$  é reduzido.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas II e III estão corretas.
- b) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
- c) Somente as afirmativas I e III estão corretas.
- d) Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.
- e) Todas as afirmativas estão corretas.

**10. FMP-RJ (adaptado)** – A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando tal metal como polo negativo de um circuito de eletrólise. Esse processo tem como principal objetivo proteger a peça metálica contra a corrosão. Vários metais são usados nesse processo, como, por exemplo, o níquel, o cromo, a prata e o ouro. O ouro, por ser o metal menos reativo, permanece intacto por muito tempo. Deseja-se dourar um anel de alumínio e, portanto, os polos são mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III  $[\text{Au}(\text{NO}_3)_3]$ . Indique quais são as substâncias formadas no cátodo e no ânodo, ao final do

processo da eletrólise, assim como a reação global do processo de galvanização. Desconsidere a eletrólise da água no processo.

---



---



---



---



---



---



---



---

**11. UFVJM-MG** – Em museus, igrejas ou locais com materiais de decoração, é comum ver objetos de prata com manchas escuras, formadas devido à reação química que ocorre com a prata e o enxofre presente no ar ou mesmo na pele do corpo. Para remover essas manchas, recorre-se a um procedimento de limpeza eletroquímica em que se mergulha o objeto de prata em um frasco de alumínio contendo solução aquosa de bicarbonato de sódio aquecida. O alumínio reage com o sulfeto, regenerando a prata com seu característico brilho metálico. Observe as semirreações de redução para a prata e o alumínio juntamente com os seus potenciais-padrão de redução:



Na pilha formada por essas semirreações,

- a) o ânodo é formado pelo eletrodo de prata.
- b) a diferença de potencial-padrão ( $\Delta E$ ) é igual  $-0,86 \text{ V}$ .
- c) os átomos de prata fornecem elétrons para os íons alumínio.
- d) a massa da placa de alumínio, com o passar do tempo, diminui.

**12. IFSC** – A corrosão é um processo eletroquímico que envolve reações de oxirredução.



DUTCHGENERY/SHUTTERSTOCK

Com base na definição anterior, assinale o que for correto.

- 01) Em uma reação de oxirredução, o agente oxidante recebe elétrons do agente redutor.
- 02) Os metais têm maior probabilidade de sofrerem oxidação, quando comparados com os não metais.
- 04) As pilhas são exemplos de sistemas onde ocorrem reações de oxirredução.
- 08) Nas pilhas, as reações de oxirredução ocorrem de forma espontânea.
- 16) O ouro tem um elevado potencial de redução, o que significa que ele é um bom agente redutor.

Dê a soma dos itens corretos.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

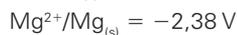
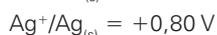
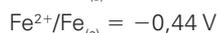
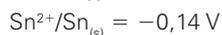
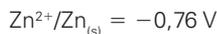
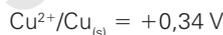
---

---

---

13. UEL-PR (adaptado) – As lâmpadas incandescentes foram progressivamente substituídas por outros tipos, de menor consumo de energia elétrica. Com base nos conhecimentos sobre reações de oxidação e redução e considerando que a rosca dessa lâmpada seja confeccionada em ferro ( $\text{Fe}_{(s)}$ ) e que a lâmpada seja utilizada em um ambiente úmido, assinale a alternativa correta.

**Dados:** valores dos potenciais-padrão de redução:



- a) A  $\text{Ag}_{(s)}$  possui maior tendência a sofrer oxidação que o  $\text{Fe}_{(s)}$ , portanto o emprego de  $\text{Ag}_{(s)}$  é adequado como ânodo de sacrifício, sendo a rosca revestida com esse metal.
- b) Como o  $\text{Cu}_{(s)}$  possui maior potencial-padrão de oxidação que o do  $\text{Fe}_{(s)}$ , sofre corrosão com maior intensidade, sendo inadequado para a confecção da rosca.
- c) Por possuir menor potencial-padrão de oxidação que o do  $\text{Fe}_{(s)}$ , o  $\text{Mg}_{(s)}$  atua como protetor catódico quando lascas desse metal revestem parte da rosca.
- d) O  $\text{Sn}_{(s)}$ , por apresentar maior tendência a sofrer oxidação que o  $\text{Fe}_{(s)}$ , pode atuar como ânodo de sacrifício, sendo a rosca revestida com esse metal.
- e) O  $\text{Zn}_{(s)}$  tem maior tendência a sofrer oxidação que o  $\text{Fe}_{(s)}$ , podendo proteger a rosca da ferrugem quando ela é revestida com esse metal.

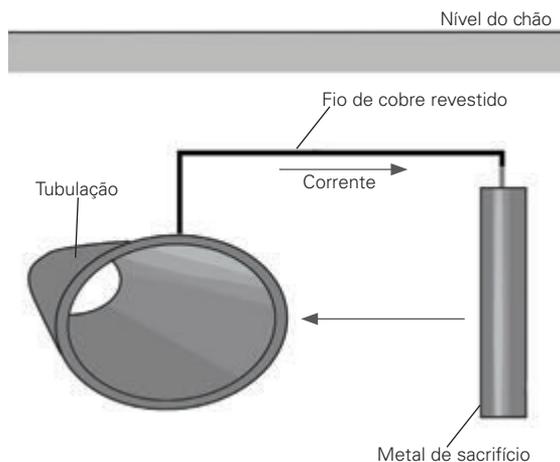
14. Ita-SP – Pode-se utilizar metais de sacrifício para proteger estruturas de aço (tais como pontes, antenas e cascos de navios) da corrosão eletroquímica. Considere os seguintes metais.

- I. Alumínio
- II. Magnésio
- III. Paládio
- IV. Sódio
- V. Zinco

Assinale a opção que apresenta o(s) metal(is) de sacrifício que pode(m) ser utilizado(s).

- a) Apenas I, II e V.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas II e IV.
- d) Apenas III e IV.
- e) Apenas V.

15. Fac. Albert Einstein-SP – Tubulações metálicas são largamente utilizadas para o transporte de líquidos e gases, principalmente água, combustíveis e esgoto. Esses encanamentos sofrem corrosão em contato com agentes oxidantes, como o oxigênio e a água, causando vazamentos e elevados custos de manutenção.

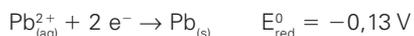
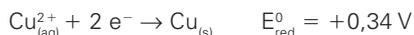


Uma das maneiras de prevenir a oxidação dos encanamentos é conectá-los a um metal de sacrifício, método conhecido como proteção catódica. Nesse caso, o metal de sacrifício sofre a corrosão, preservando a tubulação.

Considerando os metais relacionados na lista de potencial-padrão de redução a seguir, é possível estabelecer os metais apropriados para a proteção catódica de tubulações de aço (liga constituída principalmente por ferro) ou de chumbo.

Se a tubulação fosse de aço, os metais adequados para atuarem como metais de sacrifício seriam X, e, se a tubulação fosse de chumbo, os metais adequados para atuarem como proteção seriam Y.

**Dados:** potencial-padrão de redução em solução aquosa ( $E_{\text{red}}^{\circ}$ ):



Assinale a alternativa que apresenta todos os metais correspondentes às condições X e Y.

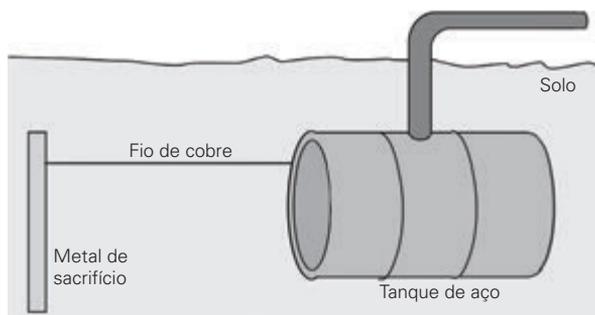
	X	Y
a)	Ag e Cu	Ni e Fe
b)	Ag e Cu	Ni, Fe, Zn e Mg
c)	Zn e Mg	Ni, Fe, Zn e Mg
d)	Zn e Mg	Ag e Cu

16. **UFJF-MG** – O alumínio é um excelente agente redutor e, portanto, não pode ser utilizado na confecção de tanques para transporte e armazenagem de ácido clorídrico. Por outro lado, pode ser usado no transporte de ácido nítrico, uma vez que é rapidamente oxidado, formando uma camada protetora de óxido de alumínio, que protege o metal de outros ataques.

Semirreações	$E^{\circ}$
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,66 V
$2 \text{H}_{(\text{aq})}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_{2}$	+0,00 V
$4 \text{H}_{(\text{aq})}^{+} + 2 \text{NO}_{3(\text{aq})}^{-} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_{2}\text{O}_{(\text{l})}$	+0,80 V
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34 V
$\text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_{2}\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{e}^{-} \rightarrow 4 \text{OH}_{(\text{aq})}^{-}$	+0,40 V

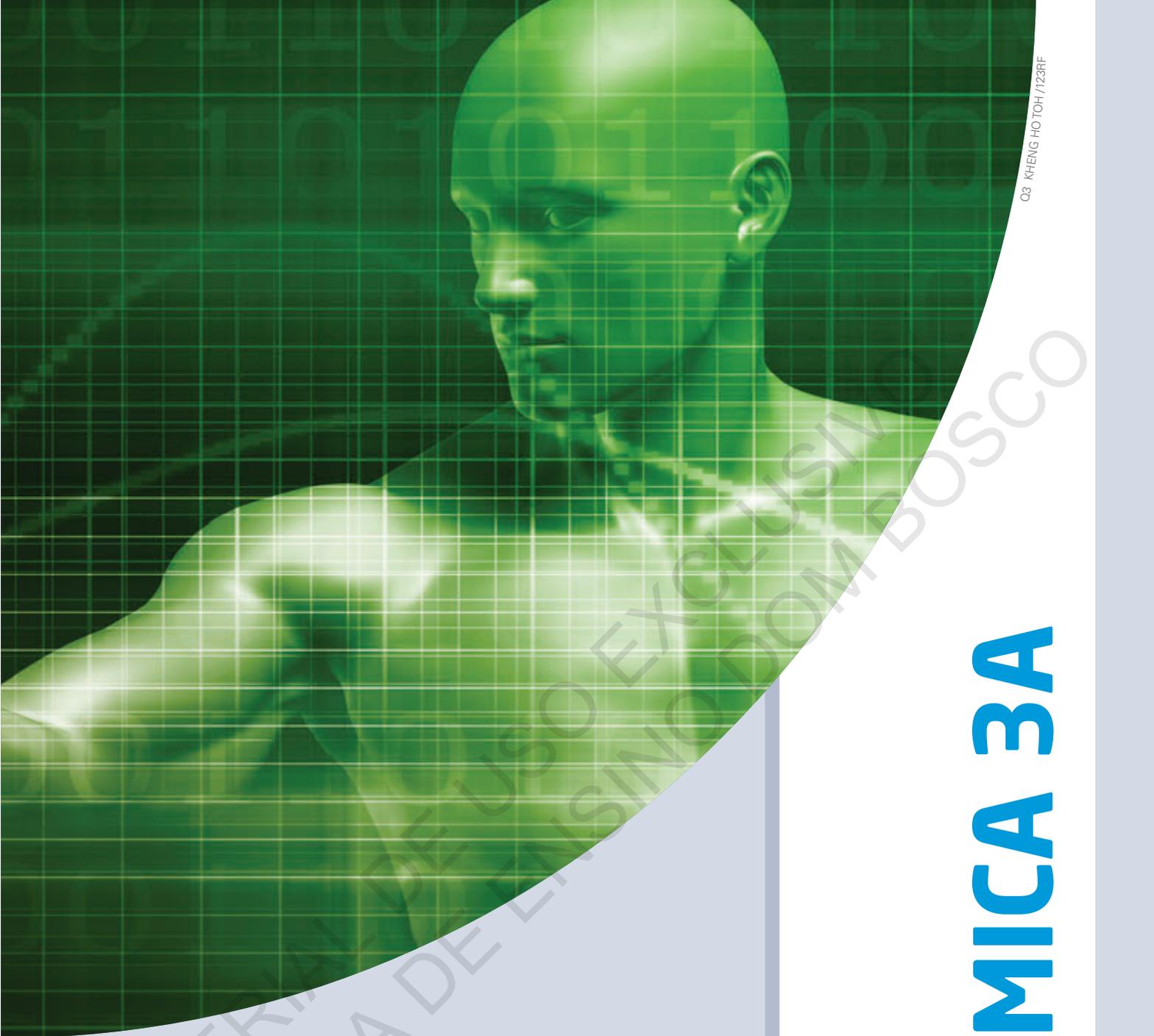
- a) Por que o alumínio não pode ser usado no transporte de ácido clorídrico? Escreva a reação química para justificar sua resposta.
- b) Com base nos potenciais-padrão, discuta a possibilidade de substituição do alumínio pelo cobre no transporte de ácido clorídrico.
- c) O cobre pode ser usado no transporte de ácido nítrico? Escreva a reação química para justificar sua resposta.
- d) O uso de tanques de cobre está sujeito ao processo de corrosão pelo oxigênio do ar, formando uma camada esverdeada (mistura de óxidos e hidróxidos de cobre). Calcule o potencial-padrão que representa esse processo.

17. **Fuvest-SP** – Um método largamente aplicado para evitar a corrosão em estruturas de aço enterradas no solo, como tanques e dutos, é a proteção catódica, com um metal de sacrifício. Esse método consiste em conectar a estrutura a ser protegida, por meio de um fio condutor, a uma barra de um metal diferente e mais facilmente oxidável, que, com o passar do tempo, vai sendo corroído até que seja necessária sua substituição.





MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE LICENCIAMENTO BOSCO

# QUÍMICA 3A

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

# ISOMERIA ESPACIAL - ÓPTICA: REGRA DE VAN'T HOFF E LE BEL

- Regra de Van't Hoff e Le Bel
- Isomeria óptica em compostos cíclicos

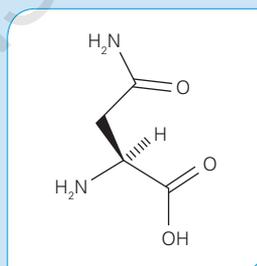
## HABILIDADES

- Classificar substâncias como isômeras, dadas suas nomenclaturas ou fórmulas estruturais.
- Identificar a quantidade de isômeros ópticos em uma molécula.
- Diferenciar os tipos de isômeros ópticos presentes em uma molécula.
- Saber determinar o número de misturas racêmicas que determinado conjunto de isômeros ópticos pode produzir.
- Compreender o conceito de isômero meso.



Adoçante aspartame.

Um dos enantiômeros da asparagina (fórmula mostrada a seguir) tem sabor doce e é usado na fabricação do adoçante artificial aspartame. O outro enantiômero tem sabor amargo. Esse é um exemplo de isômero óptico com diferentes efeitos fisiológicos.



## Regra de Van't Hoff e Le Bel

Quando uma molécula tem vários átomos de carbono assimétricos diferentes, calcula-se o número de enantiômeros ativos pela regra de Van't Hoff e Le Bel, os quais desenvolveram cálculos matemáticos e determinaram as seguintes fórmulas:

Isômeros ópticos ativos (IOA) =  $2^n$ , sendo  $n$  = número de carbonos assimétricos diferentes na molécula.

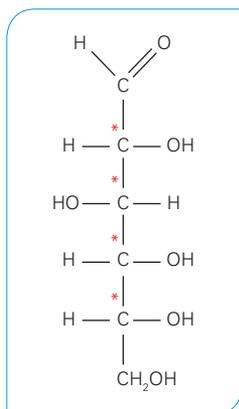
Isômeros ópticos inativos (IOI), ou mistura racêmica, ou racemato, é sempre a metade do número de isômeros ópticos ativos, ou seja,  $\frac{2^n}{2} = 2^{n-1}$ .

### Observação

As constantes físicas (TF, TE, densidade, solubilidade etc.) dos enantiômeros são iguais; elas diferem apenas por girarem o plano da luz polarizada em sentidos opostos. Entretanto, a mistura racêmica tem todas as constantes físicas diferentes das dos

dois enantiômeros. As propriedades químicas dos enantiômeros e do racêmico são idênticas, porém as propriedades fisiológicas (efeitos fisiológicos) são diferentes.

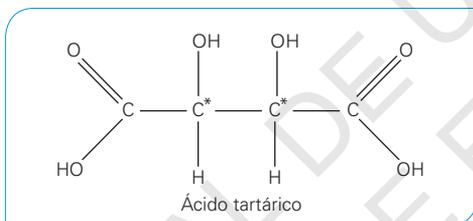
**Exemplo:** molécula de glicose,  $C_6H_{12}O_6$



Como essa molécula possui quatro átomos de carbono assimétricos diferentes, o número de IOA é:  $2^4 = 16$ , sendo oito dextrogiros e oito levogiros. Já o número da mistura racêmica é:  $2^{n-1} = 2^{4-1} = 2^3 = 8$ , pois corresponde à metade dos isômeros ópticos ativos.

## Moléculas com carbonos assimétricos iguais

Observe a fórmula estrutural do ácido tartárico.



Os carbonos de números 2 e 3 são quírais, porém iguais. Considerando-se que um deles é responsável por um desvio  $\alpha$  do plano de vibração da luz polarizada, o outro também o é.

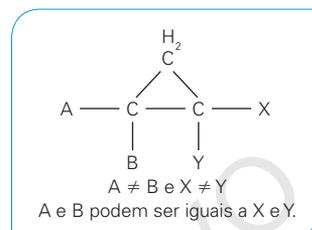
O ângulo de desvio de um dos carbonos pode anular o do outro, o que produz um IOI por compensação interna, chamado de **meso**. Assim, o número de isômeros possível é:

I. $+\alpha$	II. $-\alpha$	III. $+\alpha$
$+\alpha$	$-\alpha$	$-\alpha$
—	—	—
$+2\alpha$	$-2\alpha$	0
(dextrogiro)	(levogiro)	(meso)

Toda fórmula que apresentar dois carbonos assimétricos iguais é responsável por quatro possibilidades, sendo duas substâncias opticamente ativas (**d** e **l**), uma substância opticamente inativa por compensação interna (**meso**) e uma mistura racêmica.

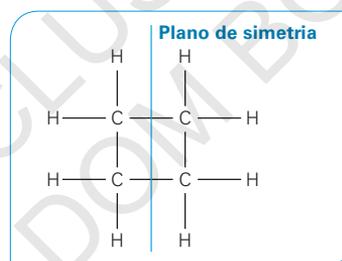
## ISOMERIA ÓPTICA EM COMPOSTOS CÍCLICOS

Moléculas que apresentam cadeia cíclica e ligantes diferentes em, pelo menos, dois carbonos do ciclo podem ser assimétricas e, assim, conferir atividade óptica aos respectivos compostos.



Condições para ocorrer isomeria óptica em compostos cíclicos:

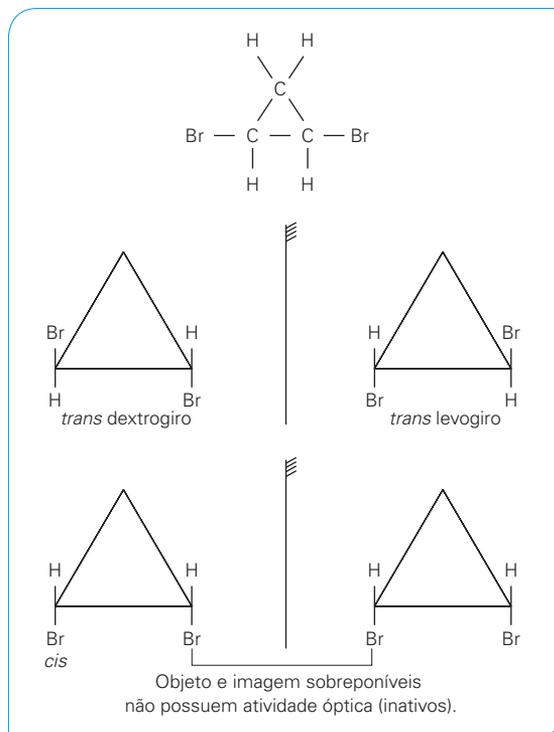
1. O ciclo não pode apresentar plano de simetria.



2. Cada carbono deve possuir ligantes diferentes fora do ciclo.

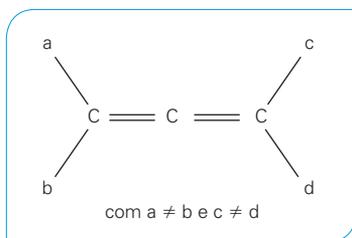
3. A análise do ciclo no sentido horário precisa ser diferente daquela feita no sentido anti-horário. Quando acontece de dois carbonos do anel possuírem ligantes iguais entre si, somente a forma *trans* apresenta assimetria.

**Exemplo**

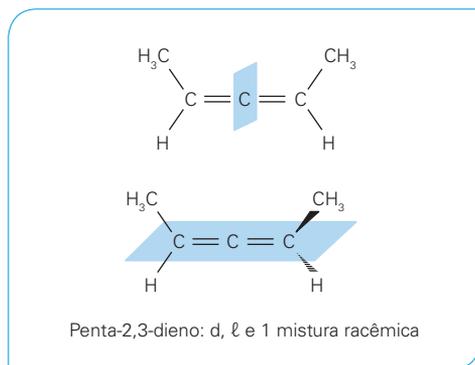


## Assimetria em compostos alênicos

Compostos com duplas-ligações acumuladas também apresentam isomeria óptica. A condição necessária é:



### Exemplo

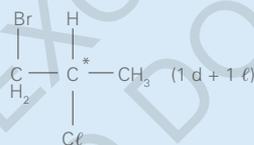
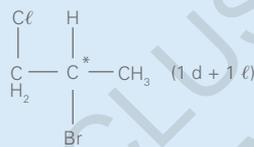
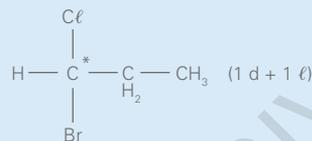


### EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UPF-RS – O número máximo de isômeros ópticos que podem ser representados pela fórmula molecular  $C_3H_6BrCl$  é

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6**

#### Resolução



MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## ROTEIRO DE AULA

ISOMERIA  
ÓPTICA

Molécula assimétrica  
com n carbonos  
assimétricos diferentes

$$\text{IOA} = 2^n$$

$$\text{IOI} = 2^{n-1}$$

Molécula assimétrica  
com carbonos  
assimétricos iguais

Isômero meso

Compostos cíclicos

Em dienos

Condições:

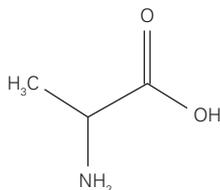
1. O ciclo não pode apresentar plano de simetria.
2. Cada carbono deve possuir ligantes diferentes fora do ciclo.
3. A análise do ciclo no sentido do horário precisa ser diferente daquela feita no sentido anti-horário.

Condição:  
os radicais  
do mesmo  
carbono  
devem ser  
diferentes  
entre si.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

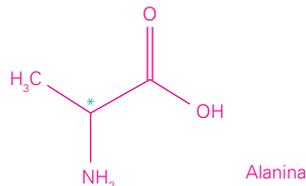
**1. Unifor-CE** – A alanina (ácido 2-aminopropanoico) é um aminoácido que faz parte da estrutura das proteínas. Em relação à ocorrência de estereoisomeria, pode-se afirmar que a alanina apresenta um número de estereoisômeros igual a



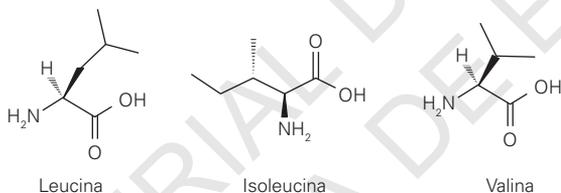
- a) 0  
**b) 2**  
 c) 4  
 d) 6  
 e) 8

A alanina apresenta um carbono assimétrico (\*), logo possui dois estereoisômeros opticamente ativos (um dextrógiro e um levógiro).

$$IOA = 2^n = 2^1 = 2$$



**2. UEM-PR** – Isoleucina, leucina e valina são aminoácidos essenciais, ou seja, aminoácidos que não são produzidos pelo nosso organismo. Assim, nós precisamos ingeri-los por meio de alimentação ou por suplemento alimentar. Com base na estrutura química dos aminoácidos, assinale o que for correto.



- 01)** A carbonila é um grupo funcional presente nas estruturas dos aminoácidos.  
**02)** A leucina possui um substituinte isobutil, e a valina, um substituinte isopropil.  
**04)** Cada um dos aminoácidos citados possui, em sua estrutura, um centro quiral.  
**08)** A molécula da isoleucina pode existir sob a forma de dois isômeros ópticos.  
**16)** A leucina e a isoleucina são isômeros constitucionais de posição.

Dê a soma dos itens corretos.

$$18 (02 + 16)$$

- 01.** Incorreto. O grupo funcional comum às três estruturas é a carboxila.  
**02.** Correto.



**04.** Incorreto. No caso dos aminoácidos apresentados, apresentam um carbono quiral, com exceção da isoleucina, que contém dois centros assimétricos.



**\*Carbono quiral**

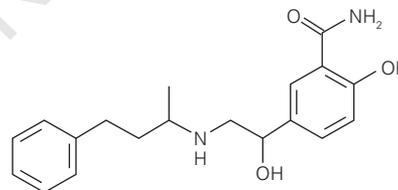
**08.** Incorreto. Como a isoleucina possui dois átomos de carbono assimétrico, existem quatro isômeros ópticos.

**16.** Correto. A leucina e a isoleucina possuem a mesma composição química, ou seja, a fórmula molecular dos dois aminoácidos é  $C_6H_{13}NO_2$ , diferindo apenas na posição da ramificação da cadeia principal.

**3. UFPA**

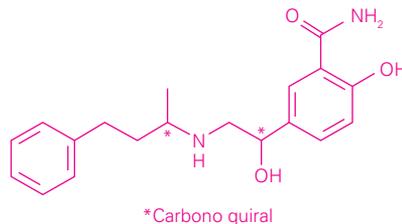
**C7-H24**

O anti-hipertensivo labetalol, de fórmula estrutural plana dada a seguir, é exemplo de um fármaco que apresenta vantagens ao ser administrado como racemato.



Como, no processo de síntese, todos os estereoisômeros são produzidos, o número de estereoisômeros na mistura será

- a) 1  
 b) 2  
 c) 3  
**d) 4**  
 e) 5



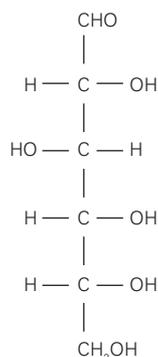
Número de carbonos quirais: 2

$$\text{Total de isômeros na mistura: } 2^n = 2^2 = 4$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

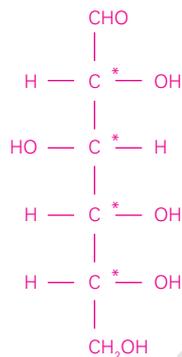
**4. UECE** – A glicose é uma das principais fontes de energia para o ser humano, sendo também conhecida como “açúcar do sangue”. Atente à estrutura da glicose:



No que diz respeito à isomeria óptica que ocorre com a estrutura da glicose, assinale a afirmação verdadeira.

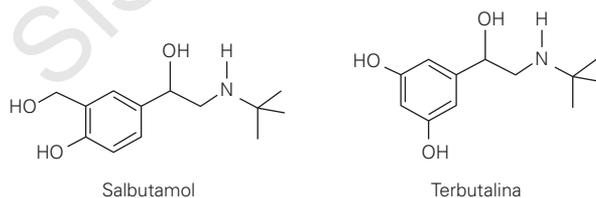
- a) Na estrutura, existem dois átomos de carbono assimétrico.  
**b)** O total de isômeros ópticos ativos gerados por essa estrutura é 16.  
 c) Essa estrutura representa a glicose levogira.  
 d) Na estrutura, existem três átomos de carbono simétrico.  
 e) Essa estrutura representa a glicose dextrógira.

De acordo com a representação da glicose, ela apresenta quatro carbonos assimétricos ou quirais (\*):



IOA:  $2^n = 2^4 = 16$

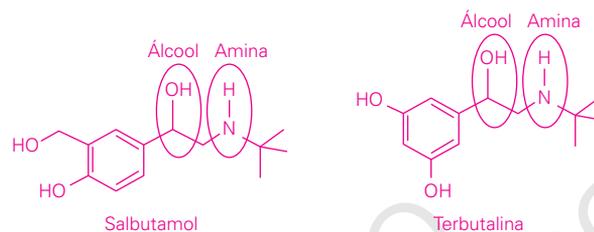
**5. UERJ** – Dois anabolizantes comumente encontrados em casos de *doping* em atletas são o salbutamol e a terbutalina. Ao comparar suas fórmulas estruturais, identificam-se funções orgânicas comuns a ambas as moléculas. Observe:



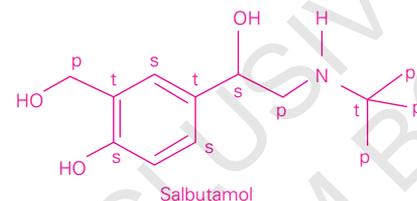
Considere os grupamentos funcionais que estabelecem ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula. Nomeie suas funções correspondentes.

Em seguida, indique o número de átomos de carbono terciário presentes no salbutamol e calcule o número de isômeros ópticos ativos da terbutalina.

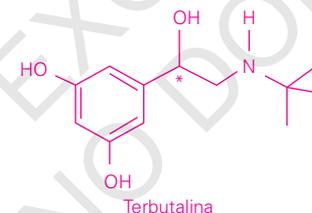
Funções orgânicas correspondentes (ligação direta com os carbonos alifáticos em cada molécula): álcool e amina.



Número de átomos de carbono terciário presentes no salbutamol: 3



IOA da terbutalina (1 carbono quiral):  $2^n = 2^1 = 2$



**6. FCC-SP** – Um composto meso é opticamente inativo porque

- a) é uma mistura racêmica.  
 b) ainda não existem métodos de resolução satisfatórios.  
**c)** é internamente compensado.  
 d) não pode ser superposto à sua imagem especular.  
 e) a e c estão corretas.

Compostos meso são substâncias que apresentam dois carbonos quirais com os mesmos ligantes e, portanto, podem sofrer compensação interna, sendo um centro quiral dextrógira e o outro levógira.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

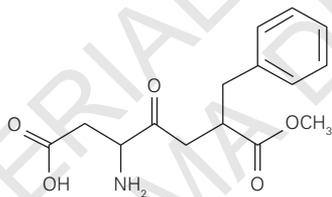
## 7. PUC-PR – Leia as informações a seguir.

A isomeria espacial é extremamente relevante na área farmacêutica. Quando um medicamento é prescrito e ingerido, as moléculas que estão presentes na sua composição interagem com receptores no organismo. Esses compostos orgânicos podem estar na forma de isômeros. Cada isômero, por apresentar um arranjo espacial diferente dos átomos, pode acabar influenciando diretamente na absorção e atividade do medicamento. Em algumas situações, os isômeros, por apresentarem diferentes arranjos espaciais, podem apresentar também comportamentos e funções bastante distintas. Nesse caso, é possível que um isômero tenha uma ação benéfica, enquanto outro cause danos à saúde.

A seguir, são relacionados alguns compostos orgânicos, o número de isômeros opticamente ativos e inativos, as misturas racêmicas e as ocorrências de isômero meso, caso existam. Assinale a alternativa que traz corretamente essa relação.

- O 2-metilbutanal apresenta dois isômeros ópticos ativos, um dextrógiro e outro levógiro, uma mistura racêmica e um isômero meso.
- O 3-cloro-2-metilpentano apresenta dois isômeros ópticos ativos, um dextrógiro e um levógiro, não forma mistura racêmica e nem isômero meso.
- O ácido 2,3,4-tricloropentanoico forma quatro isômeros ópticos ativos, sendo dois dextrógiros e dois levógiros, também forma duas misturas racêmicas diferentes e não apresenta isômero meso.
- O 2,5-dicloro-hexano apresenta quatro isômeros ópticos ativos, sendo dois dextrógiros e dois levógiros, e não forma mistura racêmica.
- O 2,3-dimetilbutanodial apresenta três isômeros ópticos, um dextrógiro, um levógiro e um meso inativo, podendo formar uma mistura racêmica.

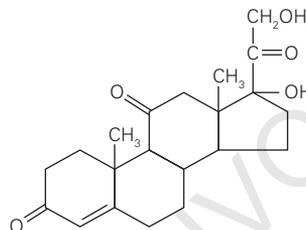
## 8. PUC-RJ (adaptado) – Substâncias que possuem isomeria óptica apresentam a mesma fórmula molecular, contudo diferem entre si no arranjo espacial dos átomos.



De acordo com a estrutura representada, é possível prever que essa substância possui, no máximo, quantos isômeros ópticos?

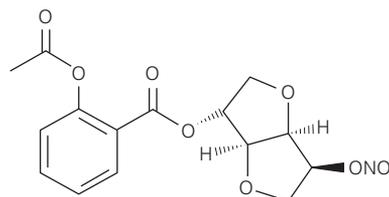
## 9. Fac. Pequeno Príncipe-PR – A cortisona é um hormônio que atua no combate a inflamações. Em situações extremas, a produção desse hormônio não é suficiente para frear a inflamação, e medicações preparadas à base de cortisona são necessárias.

A estrutura da cortisona é apresentada a seguir.



Ao analisar a estrutura desse hormônio, observamos que a substância

- apresenta as funções orgânicas fenol e cetona e pode se apresentar até com seis isômeros opticamente ativos.
  - apresenta as funções orgânicas álcool e cetona e pode se apresentar até com 64 isômeros opticamente ativos.
  - apresenta as funções orgânicas álcool e éster e pode se apresentar até com seis isômeros opticamente ativos.
  - apresenta as funções orgânicas álcool e cetona e pode se apresentar até com 32 isômeros opticamente ativos.
  - apresenta as funções orgânicas álcool e éster e pode se apresentar até com 32 isômeros opticamente ativos.
10. USF-SP (adaptado) – O remédio conhecido como Isordil® é de uso contínuo para os pacientes que possuem algum tipo de doença coronariana. Esse medicamento tem seu uso relacionado a ataques cardíacos e é indicado no tratamento posterior ao infarto. Seu efeito ativo é derivado do nitrato de isossorbida, cuja fórmula estrutural é apresentada a seguir.



Apresente o número de isômeros ópticos ativos do Isordil®.

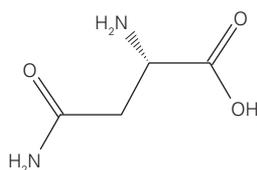
## 11. PUC-PR

Os alimentos ricos em asparagina são, principalmente, alimentos ricos em proteína. A asparagina é um aminoácido não essencial porque independe da ingestão de alimentos ricos em nutrientes, pois o organismo consegue produzi-lo quando necessário. Uma das funções da asparagina é manter as células do sistema nervoso saudáveis e contribuir para a formação e manutenção de ossos, pele, unhas e cabelos, por exemplo. A asparagina serve para formar, dentro do organismo, novas proteínas de acordo com a necessidade do organismo em cada momento.

Disponível em: <<https://www.tuasaude.com/alimentos-ricos-em-asparagina/>>. Acesso em: 14 fev. 2019.

Analisando o texto e a fórmula da asparagina apresentada a seguir, assinale a alternativa correta.

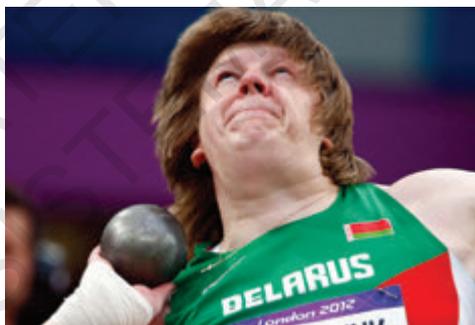
**Dado:** número atômico: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8



- Podemos encontrá-la em alimentos como carne e leite apenas.
- Possui dois isômeros ópticos ativos, sendo possível a obtenção de uma mistura racêmica, a qual é opticamente ativa, ou seja, desvia o plano de luz polarizado.
- Possui um isômero dextrógiro e dois isômeros levogiros.
- Possui as seguintes funções orgânicas: amina, amida e ácido carboxílico.
- Possui a função amina, a qual caracteriza o seu caráter ácido.

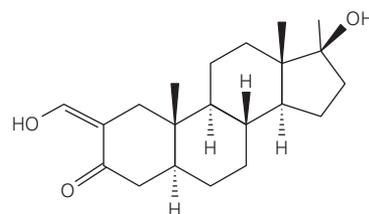
## 12. UPF-RS

A bielo-russa Nadzeya Ostapchuk perdeu a medalha de ouro conquistada no arremesso de peso nos Jogos Olímpicos de Londres/2012, após ser flagrada em exame antidoping, para a substância metenolona, esteroide anabolizante proibido pela Agência Mundial Antidoping. Com a decisão, a bielo-russa tornou-se a primeira atleta dos Jogos de Londres a perder uma medalha por doping.

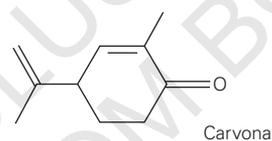


Disponível em: <<http://www.gazetadopovo.com.br/esportes/olimpiadas/conteudo.phtml?id=1285990&tit=Campea-no-arremesso-de-peso-perde-ouro-por-doping>>. Acesso em: 29 out. 2012.

De acordo com a representação da estrutura molecular do metabolizante metenolona, apresentada a seguir, indique o número de isômeros opticamente ativos na metenolona.

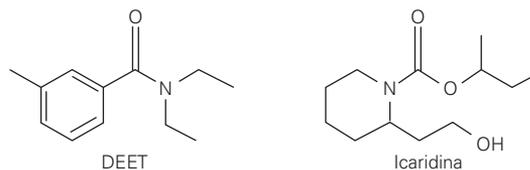


- 13. UPF-RS (adaptado)** – A carvona é uma substância que pode ser encontrada no óleo essencial extraído da *Mentha viridis* (L).



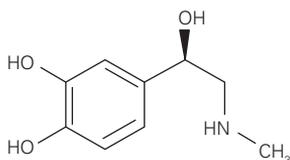
Sobre a carvona, é correto afirmar que

- apresenta todas as duplas conjugadas entre si.
  - apresenta duas duplas com isomeria geométrica (*cis-trans*).
  - apresenta quatro isômeros opticamente ativos.
  - apresenta dois carbonos assimétricos.
  - apresenta um carbono assimétrico em sua estrutura, sendo assim possui dois isômeros opticamente ativos.
- 14. Mackenzie-SP (adaptado)** – No Brasil, a epidemia de dengue, transmitida pelo mosquito *Aedes aegypti*, e, mais recentemente, os casos de microcefalia, causados pela disseminação do Zika vírus, vêm preocupando a população brasileira e principalmente as gestantes. Na tentativa de evitar o contato com o mosquito, os repelentes desapareceram das prateleiras das farmácias, mas a eficácia não está no uso de um repelente qualquer. Os médicos alertam que o repelente eficaz contra o *Aedes aegypti* deve conter um princípio ativo chamado icaridina. A Organização Mundial de Saúde (OMS) considera também outros princípios ativos eficazes, o DEET e o IR3535.



De acordo com a estrutura da icaridina representada anteriormente, indique a quantidade máxima de seus isômeros ópticos.

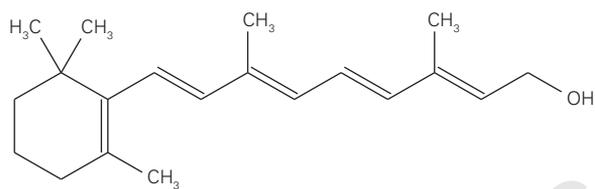
**15. IFSul-RS** – A adrenalina, hormônio natural elaborado pelas glândulas suprarrenais e potente estimulante cardíaco e hipertensor, é um composto orgânico que apresenta a fórmula estrutural representada a seguir.



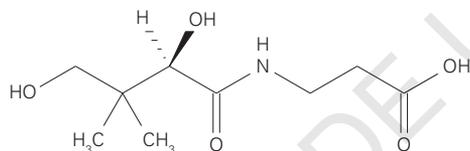
Quantos isômeros opticamente ativos apresenta esse hormônio?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 10

**16. UNESP (adaptado)** – Analise as fórmulas que representam as estruturas do retinol (vitamina A), lipossolúvel, e do ácido pantotênico (vitamina B5), hidrossolúvel.



Retinol

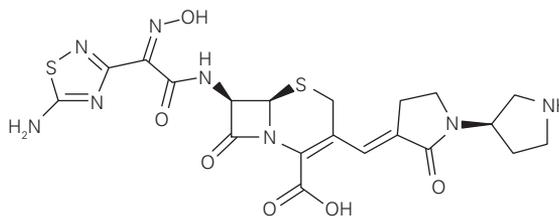


Ácido pantotênico

Com base na análise das fórmulas,

- a) identifique as funções orgânicas presentes em cada vitamina;
- b) justifique por que a vitamina B5 é hidrossolúvel e a vitamina A é lipossolúvel;
- c) informe qual dessas vitaminas possui isomeria óptica e a quantidade de isômeros opticamente ativos, justificando sua resposta.

**17. UDESC (adaptado)** – As doenças infecciosas são a segunda maior causa de mortalidade do mundo, devido às altas taxas de resistência microbiana, especialmente em ambientes hospitalares. A diminuição na descoberta de novos antibióticos torna-se preocupante. Dessa maneira, o antibiótico ceftobiprol está em estudos clínicos no FDA (Food and Drug Administration), ou seja, está no último estágio antes de ser comercializado.



A estrutura do ceftobiprol possui

- a) apenas três carbonos quirais com seis isômeros opticamente ativos.
- b) três isômeros inativos.
- c) apenas ciclos condensados e uma função amina primária em sua estrutura.
- d) apenas três carbonos assimétricos e oito isômeros opticamente ativos.
- e) três aminas secundárias em sua estrutura.

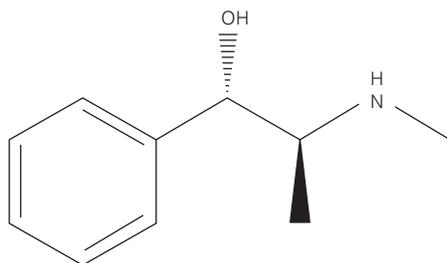
## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. Ufrgs-RS

C7-H24

Na série *Breaking Bad*, o personagem Professor Walter White começou a produzir metanfetamina a partir da extração de pseudoefedrina de remédios contra resfriados.

A estrutura da (1S,2S)-pseudoefedrina é mostrada a seguir.



(1S, 2S)-pseudoefedrina

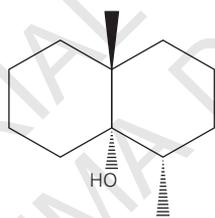
O número possível de isômeros espaciais oticamente ativos para a pseudoefedrina é

- a) 0
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 6

## 19. Unioeste-PR

C7-H24

O cheiro de "terra molhada" que sentimos logo após uma chuva deve-se à presença de uma substância conhecida como geosmina, cuja estrutura é mostrada a seguir. Essa substância é liberada na atmosfera por bactérias que vivem no solo conhecidas como actinomicetos. O olfato humano possui alta sensibilidade para geosmina, por isso consegue captar sua presença no meio na concentração de  $5 \text{ ng} \cdot \text{L}^{-1}$ .



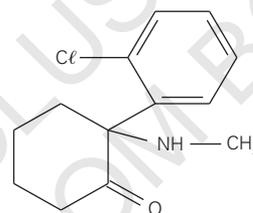
De acordo com a estrutura da geosmina, representada anteriormente, quantos possíveis estereoisômeros essa molécula pode formar, teoricamente, tendo como base o número de carbonos assimétricos?

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 6
- e) 8

## 20. Uniube-MG

C7-H24

A cetamina (ketamina), vendida sob a denominação comercial de Ketalar, é uma medicação utilizada principalmente para induzir e manter a anestesia em procedimentos cirúrgicos. Essa substância induz o paciente a um estado de transe, proporcionando alívio da dor e sedação. A seguir, está representada a fórmula estrutural da cetamina.



Cetamina (ketamina)

Analisando a estrutura química dessa substância, é correto afirmar:

- a) É uma substância aquiral, de fórmula molecular  $\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{NClO}$ , e apresenta as funções orgânicas amina e aldeído em sua fórmula estrutural.
- b) É uma substância quiral, de fórmula molecular  $\text{C}_{13}\text{H}_{12}\text{NClO}$ , e apresenta as funções orgânicas amina e cetona em sua fórmula estrutural.
- c) É uma substância quiral, contendo um centro quiral (carbono quiral), com possibilidade de dois isômeros ópticos, e apresenta as funções orgânicas amina e cetona em sua fórmula estrutural.
- d) É uma substância quiral, contendo dois centros quirais (carbonos quirais), com possibilidade de existir na forma de quatro isômeros ópticos, e apresenta as funções orgânicas amina e cetona em sua fórmula estrutural.
- e) É uma substância aquiral, de fórmula molecular  $\text{C}_{13}\text{H}_{14}\text{NClO}$ , e apresenta as funções orgânicas amina e éster em sua fórmula estrutural.

## 18

# REAÇÕES ORGÂNICAS - ADIÇÃO

- Reações orgânicas
- Hidrogenação
- Halogenação
- Adição HX
- Hidratação

## HABILIDADES

- Reconhecer o que é uma reação de adição.
- Equacionar reações de hidrogenação, halogenação, adição de HX, hidratação.
- Aplicar a regra de Markovnikov.
- Identificar as reações nas quais, em condições muito específicas, a adição de brometos de hidrogênio ocorrerá de maneira inversa à regra de Markovnikov (reação de Kharash).
- Perceber a tautomeria na adição de alcinos.



A margarina é obtida por meio da hidrogenação catalítica de óleos vegetais.

A margarina, originalmente, era um substituto barato da manteiga feito com creme ou leite para separar os componentes sólidos do líquido. Com o tempo, a gordura animal foi substituída por gorduras vegetais parcialmente saturadas, endurecidas pelo processo de reação de hidrogenação, principalmente por razões econômicas.

As reações orgânicas são essenciais na síntese de substâncias, uma vez que sintetizar uma substância é, em alguns casos, mais fácil do que extrair essa substância de sua matéria-prima. A síntese de substâncias só é possível com o conhecimento da estrutura química delas, por isso esse processo apenas teve início com o desenvolvimento da indústria química, no final do século XIX e começo do século XX.

## Tipos de reação orgânica

Grande parte dos compostos orgânicos (compostos moleculares) apresenta moléculas não polares ou de baixa polaridade. Essa característica é determinante na ocorrência das reações químicas entre eles.

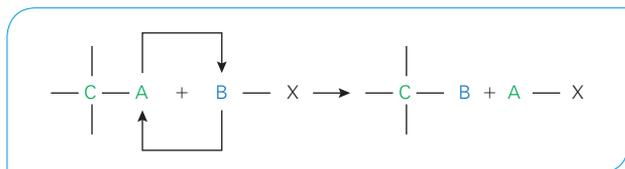
De modo geral, as reações químicas que envolvem substâncias moleculares são mais lentas e difíceis do que as que envolvem íons, especialmente em meio aquoso. Isso porque devem ser rompidas ligações para que os átomos possam se rearranjar e originar novas moléculas.

As reações podem ser classificadas como: de adição, de eliminação e de substituição. A seguir, faremos uma síntese de cada uma delas com ênfase nas reações de adição. As demais reações serão mais bem explicadas nos próximos módulos.

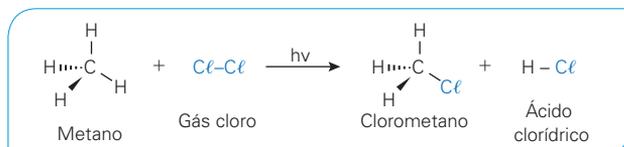
## SUBSTITUIÇÃO

Nesse tipo de reação, um grupo ou átomo ligado ao carbono é retirado, e entra um novo átomo ou grupo em seu lugar.

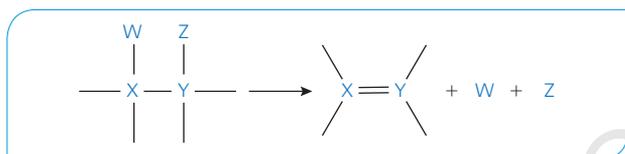
Regra geral para uma reação de substituição:



### Exemplo

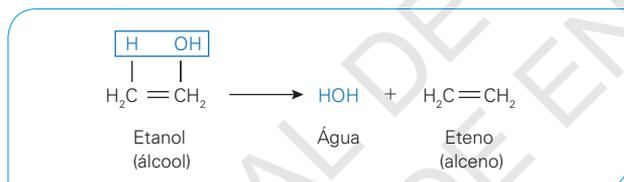


## ELIMINAÇÃO



Nesse tipo de reação, há a quebra de ligações simples em uma mesma molécula, formando-se um alcano e uma molécula simples, como a água.

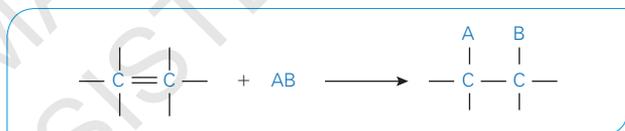
### Exemplo



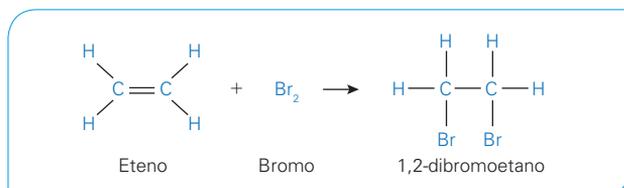
## ADIÇÃO

Nesse tipo de reação, há a junção de duas ou mais moléculas, quebrando-se uma ligação  $\pi$ , para a formação de um único produto.

Regra geral para uma reação de adição:



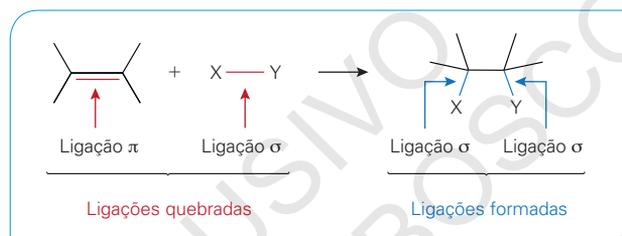
### Exemplo



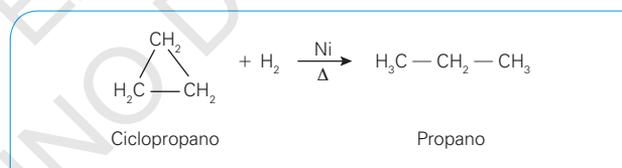
## Reações de adição, síntese ou composição

É chamada de reação de adição a transformação química que acontece em duas ou mais moléculas, originando uma única molécula.

A característica da reação de adição é a quebra da ligação mais fraca (ligação  $\pi$ ) em alquenos, alcinos e dienos. Essa reação é caracterizada por **adição eletrofílica** (eletrofílica = com afinidade por elétrons).



Já em cicloalcanos de três, quatro e cinco carbonos, ocorre a quebra de anel pelo rompimento da ligação sigma, em razão da instabilidade do anel, originando-se compostos de cadeia aberta.

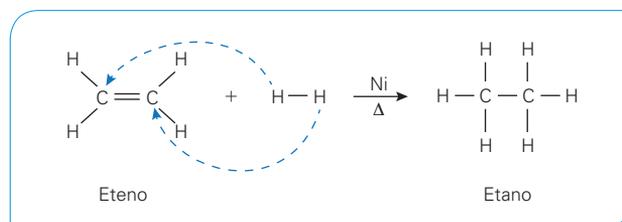


## ADIÇÃO EM ALCENOS

Esse tipo de adição também é chamado de reação de Sabatier-Senderens.

### Hidrogenação catalítica (H<sub>2</sub>)

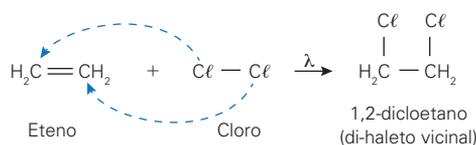
Essa reação ocorre na presença de um catalisador metálico, que pode ser níquel (Ni), platina (Pt) ou paládio (Pd), para a formação de alcanos.



A reação ocorre na proporção de 1 mol de alceno para 1 mol de H<sub>2</sub> e produz 1 mol de alceno.

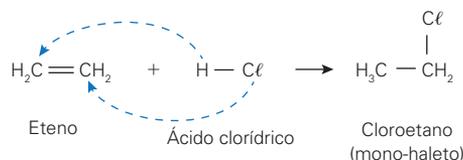
### Halogenação (X<sub>2</sub> = F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> e I<sub>2</sub>)

É a reação entre alcenos e halogênios para a formação de um di-haleto vicinal (átomos de halogênio ligados a carbonos vizinhos). Nela, podem ser empregados Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> e I<sub>2</sub>, nesta ordem de reatividade: Cl<sub>2</sub> > Br<sub>2</sub> > I<sub>2</sub>. Essa reação é ativada na presença de luz ( $\lambda$ ).

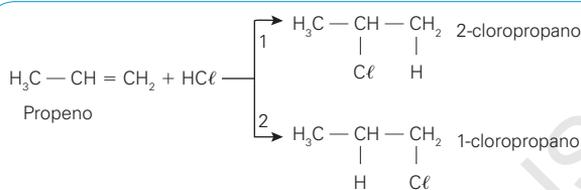


### Halogenidretos (HX = HCl, HBr e HI)

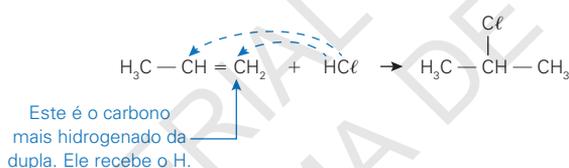
Para moléculas simétricas, como o eteno, a adição de um haleto de hidrogênio forma somente um mono-haleto como produto. Ordem de reatividade dos halogenidretos: HI > HBr > HCl.



No entanto, quando consideramos alcenos assimétricos, temos teoricamente a possibilidade de formação de dois produtos.



O que ocorre, na prática, é quase uma total formação de 2-cloropropano. Esse fato é explicado pela **regra de Markovnikov**, que diz que o hidrogênio do HX é adicionado ao carbono mais hidrogenado da insaturação.



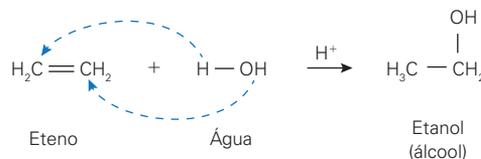
No entanto, a adição de HBr na presença de peróxido ocorre de maneira contrária à regra de Markovnikov, ou seja, o hidrogênio é adicionado ao carbono menos hidrogenado da insaturação. Essa reação é conhecida como **reação de Kharasch** ou anti-Markovnikov.



### Hidratação (adição de água)

A adição de água a alcenos na presença de catalisador e de ácidos ocorre de acordo com a regra de Markovnikov.

Contudo, a reação requer catálise ácida ( $\text{H}^+$ ). Esse método permite obter álcoois por meio de alcenos.



### ADIÇÃO EM ALCINOS

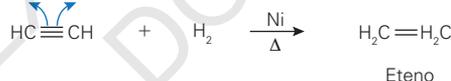
Os alcinos são mais reativos que os alcenos, e pode ocorrer a quebra de um ou dois pares eletrônicos da ligação tripla.

#### Hidrogenação catalítica ( $\text{H}_2$ )

Essa reação pode ocorrer de maneira parcial, com a formação de alcenos, ou de maneira total, formando-se alcanos.

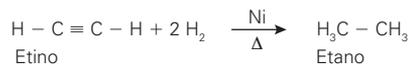
##### Hidrogenação parcial

1 mol de etino e 1 mol de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) produzem 1 mol de eteno.



##### Hidrogenação total

1 mol de etino e 2 mols de hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) produzem 1 mol de etano.

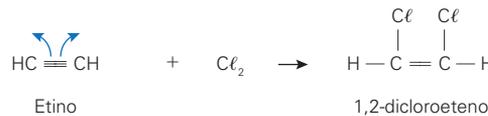


### Halogenação ( $\text{X}_2 = \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2$ e $\text{I}_2$ )

É a reação entre alcinos e halogênios, podendo ocorrer de forma parcial ou total, ou seja, ela segue os moldes da hidrogenação.

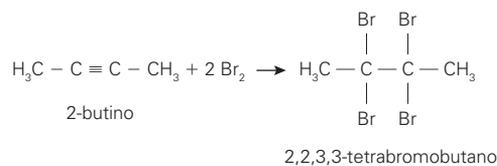
#### Halogenação parcial

1 mol de etino e 1 mol de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) produzem 1 mol de 1,2-dicloroeteno.



#### Halogenação total

1 mol de 2-butino e 2 mols de bromo ( $\text{Br}_2$ ) produzem 1 mol de 2,2,3,3-tetrabromobutano.

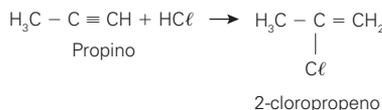


## Halogenidretos (HX = HCl, HBr e HI)

Essa reação também ocorre de forma parcial ou total. É importante perceber que a regra de Markovnikov direciona as reações.

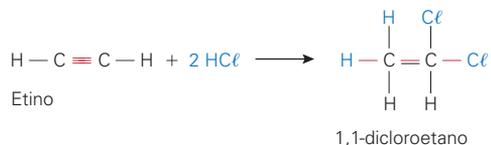
### Adição parcial

1 mol de propino e 1 mol de ácido clorídrico produzem 1 mol de 2-cloropropeno.



### Adição total

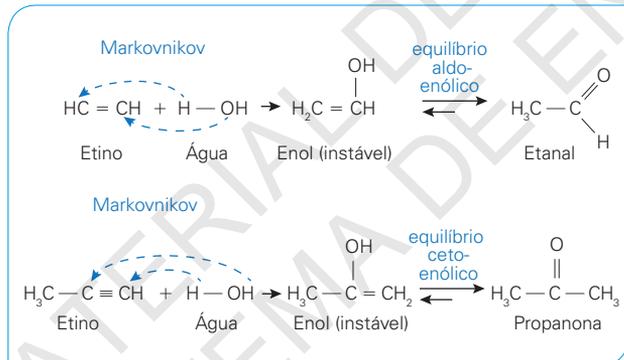
1 mol de etino e 2 mols de ácido clorídrico produzem 1 mol de 2,2-dicloroetano.



Observe que o di-haleto gêmeo contém os dois átomos de halogênio ligados ao mesmo carbono.

## Hidratação (adição de água)

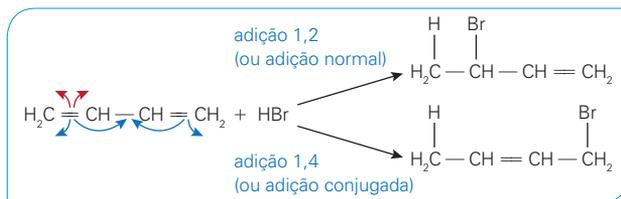
Nesse tipo de reação, há formação de enol, que se tautomeriza, e estabelece-se um equilíbrio aldoenólico (para o etino) ou cetoenólico (para outros alcinos).



## ADIÇÃO EM DIENOS

Os dienos (ou alcadienos) acumulados (com ligações duplas vizinhas) e isolados (com duplas separadas por mais de uma ligação) reagem de maneira semelhante aos alcenos.

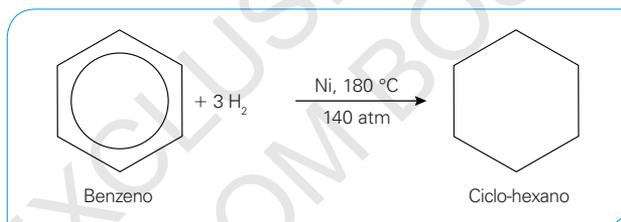
Já os alcadienos conjugados (com duplas separadas por apenas uma ligação) fazem um tipo especial de reação de adição: a reação de **adição 1,4**, importante na fabricação de borrachas.



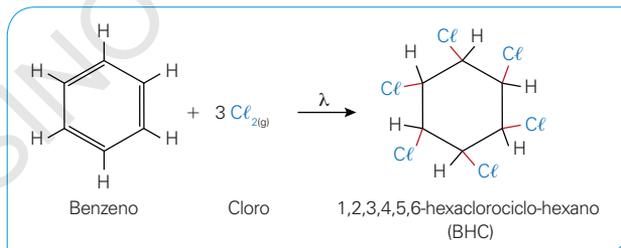
## ADIÇÃO EM AROMÁTICOS

Os aromáticos geralmente fazem reação de substituição (hidrogenação e cloração), em razão da ressonância do anel aromático, no entanto, em condições energéticas ou especiais, podem fazer reações de adição.

### Hidrogenação total do benzeno



### Cloração total do benzeno



### Observação

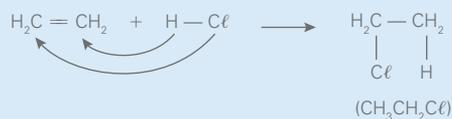
O BHC ou 1,2,3,4,5,6-hexaclorociclo-hexano é um poderoso inseticida cujo uso é proibido atualmente na agricultura, por causa de seu alto grau de toxicidade.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

**1. Unifor-CE** – Os alcenos sofrem reação de adição. Considere a reação do eteno com o ácido clorídrico (HCl) e assinale a alternativa que corresponde ao produto formado.

- a)  $\text{CH}_3\text{CH}_3$
- b)  $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
- c)  $\text{ClCHCHCl}$
- d)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
- e)  $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{Cl}$

### Resolução



# ROTEIRO DE AULA

## REAÇÕES DE ADIÇÃO

### Alcenos

Hidrogenação catalítica

Exemplo \_\_\_\_\_

Halogenação

Exemplo \_\_\_\_\_

Adição HX

Exemplo \_\_\_\_\_

Hidratação

Exemplo \_\_\_\_\_

Regra de Markovnikov

Exemplo \_\_\_\_\_

Regra anti-Markovnikov

Exemplo \_\_\_\_\_

### Alcinos

Hidrogenação catalítica

Exemplo \_\_\_\_\_

Halogenação

Exemplo \_\_\_\_\_

Adição HX

Exemplo \_\_\_\_\_

Hidratação

Exemplo \_\_\_\_\_

### Dienos

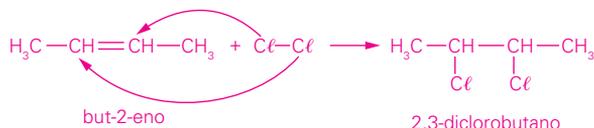
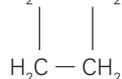
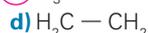
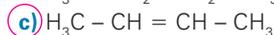
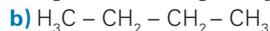
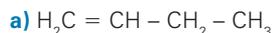
Adição 1,4

Exemplo \_\_\_\_\_

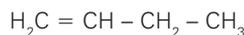
### Aromáticos

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. UECE** – O cloro ficou muito conhecido devido à sua utilização em uma substância indispensável a nossa sobrevivência: a água potável. A água encontrada em rios não é recomendável para o consumo sem antes passar por um tratamento prévio. Graças à adição de cloro, é possível eliminar todos os micro-organismos patogênicos e tornar a água potável, ou seja, própria para o consumo. Em um laboratório de química, nas condições adequadas, fez-se a adição do gás cloro em um determinado hidrocarboneto, que produziu o 2,3-diclorobutano. Assinale a opção que corresponde à fórmula estrutural desse hidrocarboneto.



**2. Famerp-SP** – Considere a fórmula estrutural do but-1-eno.



a) Escreva as fórmulas estruturais dos dois isômeros de cadeia cíclica do but-1-eno.

b) Considerando a regra de Markovnikov, escreva a equação química da reação de adição de água ao but-1-eno e dê o nome da função orgânica à qual pertence o produto dessa reação.

a) Fórmulas estruturais dos dois isômeros de cadeia cíclica do but-1-eno (a diferença está na classificação das cadeias: uma é ramificada, e a outra não é):

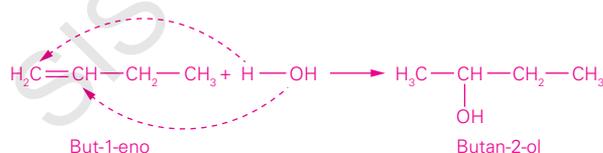


Metilciclopropano  
( $\text{C}_3\text{H}_8$ )



Ciclobutano  
( $\text{C}_4\text{H}_8$ )

b) Regra de Markovnikov: em uma adição, o hidrogênio "entra" no carbono insaturado mais hidrogenado da cadeia.



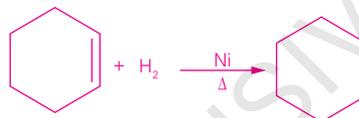
Nome da função orgânica à qual pertence o produto dessa reação: álcool.

**3. UEG-GO**

C7-H24

Um mol de uma molécula orgânica foi submetido a uma reação de hidrogenação, obtendo-se, ao final, 1 mol do cicloalcano correspondente, sendo consumidos 2 g de  $\text{H}_{2(g)}$  nesse processo. O composto orgânico submetido à reação de hidrogenação pode ser o

- a) cicloexeno.  
b) 1,3-cicloexadieno.  
c) benzeno.  
d) 1,4-cicloexadieno.  
e) naftaleno.



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. UERN**

Se a reação de Sabatier-Senderens fosse transformar um alceno num alceno, não teria importância prática. O processo seria antieconômico. No entanto, a ideia geral dessa reação é importantíssima: consiste em adicionar hidrogênio...

FELTRE, Ricardo. *Química orgânica*. São Paulo: Moderna. v. 3.

Com base no trecho anterior, é correto afirmar que a reação transforma

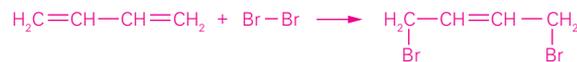
- a) nitrilas em amidas.  
b) ácido carboxílico em aldeído.  
c) ácidos carboxílicos em álcoois.  
**d) compostos aromáticos em cíclicos saturados.**

A reação transforma compostos aromáticos em cíclicos saturados por meio da adição de átomos de hidrogênio.

**5. UEM-PR (adaptado)** – Dê o produto predominante da reação entre 1 mol de buta-1,3-dieno e 1 mol de  $\text{Br}_2$ .

A reação entre 1 mol de buta-1,3-dieno e 1 mol de  $\text{Br}_2$  forma o

1,4-dibromobut-2-eno como produto predominante.



**6. Facisa-MG** – A reação de Diels-Alder é conhecida como uma reação de adição 1,4. Qual das alternativas a seguir apresenta a explicação para a reação ser de adição 1,4?

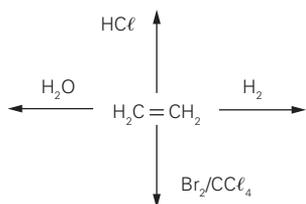
- a) Adição do carbono 1 de uma cadeia carbônica no carbono 4 de outra.
- b) Reação entre o carbono 1 e o carbono 4 da cadeia carbônica.
- c) Adição nos carbonos 1 e 4 da cadeia carbônica.

- d) Adição de elétrons entre os átomos 1 e 2 da cadeia carbônica.
- e) Reação entre o carbono da posição 1 da cadeia principal e o quarto átomo da cadeia ramificada.

Uma reação de adição 1,4 é caracterizada pela adição dos substituintes no carbono 1 e no carbono 4 da cadeia carbônica principal.

## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. UECE** – Obtido pelo petróleo, o eteno é o alceno mais simples, porém muito importante por ser um dos produtos mais fabricados no mundo. Analise o que acontece quando o eteno é tratado com os seguintes reagentes:



De acordo com o esquema anterior, é correto afirmar que a reação do eteno com

- a)  $\text{H}_2\text{O}$  produz, em meio ácido, o etanol.
- b)  $\text{H}_2$  é uma redução e não requer catalisador para ocorrer.
- c)  $\text{Br}_2/\text{CCl}_4$  requer energia radiante (luz) para que possa ocorrer.
- d)  $\text{HCl}$  é uma reação de substituição.

**8. UnB-DF (adaptado)** – Segundo a regra de Markovnikov, a adição de ácido clorídrico gasoso (anidro) a 2-metil-but-2-eno forma qual produto?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**9. UFRN** – O produto da reação entre 2 mols de  $\text{HBr}$  e 1 mol de but-1-ino, em meio aquoso, é

- a) 2-bromo-1-buteno.
- b) 1-bromo-1-buteno.
- c) 1,1-dibromobuteno.
- d) 2,2-dibromobutano.
- e) 1,2-dibromobutano.

**10. UFU-MG (adaptado)** – Em países nos quais a produção da cana não é economicamente viável, utiliza-se a reação do eteno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) em meio ácido para a produção do álcool.

Explique como ocorre essa reação.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**11. Cesgranrio-RJ** – A hidratação do propino, catalisada por ácido, produz principalmente

- a) propan-1-ol.
- b) propan-2-ol.
- c) propanal.
- d) propanona.
- e) ácido propanoico.

**12. PUC-MG (adaptado)** – Indique o produto formado na reação do metilpropeno com  $\text{HCl}$ .

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**13. Unimontes-MG** – A formação de um álcool terciário pode ser representada pelo esquema a seguir.



O hidrocarboneto formado e o álcool são, respectivamente,

- a) um alcano e 2-metilbutan-2-ol.
- b) um alceno e pentan-2-ol.
- c) um alcano e pentan-2-ol.
- d) um alceno e 2-metilbutan-2-ol.

**14. UEPG-PR** – Com relação ao composto cloreto de sec-butila, assinale o que for correto.

- 01) Pode ser produzido a partir de uma reação de adição de ácido clorídrico ao 1-buteno.
- 02) Segundo a IUPAC, é conhecido como 2-cloro-2-metilpropano.
- 04) É um haleto de alquila.
- 08) Apresenta ponto de ebulição mais elevado do que o brometo de sec-butila.
- 16) É isômero do cloreto de terc-butila.

Dê a soma dos itens corretos.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**15. Cefet-MG** – Para sintetizar o 2,3-diclorobutano, um químico utilizou o gás cloro como um dos reagentes. Nesse caso específico, o segundo reagente necessário à síntese foi o

- a) but-2-eno.
- b) butan-2-ol.
- c) but-1,3-dieno.
- d) butan-1,3-diol.
- e) butan-2,3-diol.

**16. Unicamp-SP** – A reação do propino,  $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ , com o bromo,  $\text{Br}_2$ , pode produzir dois isômeros *cis-trans* que contêm uma ligação dupla e dois átomos de bromo nas respectivas moléculas.

- a) Escreva a equação dessa reação química entre propino e bromo.  
b) Escreva a fórmula estrutural de cada um dos isômeros *cis-trans*.

---

---

---

---

---

---

---

---



---

---

---

---

---

---

---

---

**17. PUC-MG** – A adição de um mol de bromo a um mol de alcino fornece isômeros *cis* e *trans* do mesmo alceno dibromado. Todos os alcinos, ou derivados de alcino, a seguir podem ser utilizados nessa adição, **exceto**

- a) etino.  
b) propino.  
c) but-2-ino.  
d) bromoetino.  
e) pent-2-ino.

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. PUCCamp-SP

C7-H24

A margarina é produzida a partir de óleo vegetal, por meio da hidrogenação. Esse processo é uma reação de \_\_\_\_I\_\_\_\_ na qual uma cadeia carbônica \_\_\_\_II\_\_\_\_ se transforma em outra \_\_\_\_III\_\_\_\_ saturada.

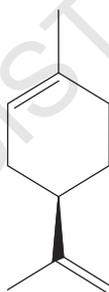
As lacunas I, II e III são corretas e respectivamente substituídas por

- a) adição – insaturada – menos.  
b) adição – saturada – mais.  
c) adição – insaturada – mais.  
d) substituição – saturada – menos.  
e) substituição – saturada – mais.

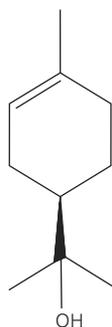
### 19. UFSM-RS

C7-H24

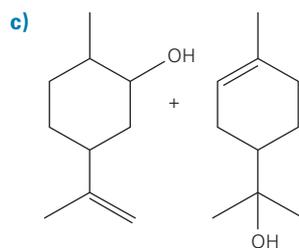
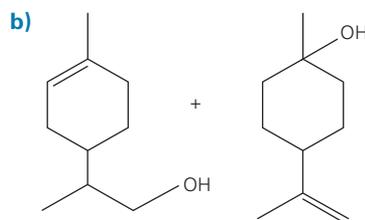
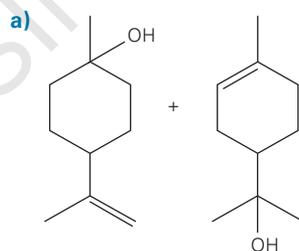
Muitas plantas podem servir como alternativa terapêutica pela atividade antimicrobiana comumente associada aos seus óleos essenciais. Também é promissora a utilização desses óleos como aditivos alimentares, para retardar a deterioração dos alimentos ou para evitar o crescimento de patógenos alimentares e micro-organismos resistentes aos antibióticos. A figura mostra a estrutura química de dois constituintes de óleos essenciais de famílias de plantas brasileiras já estudadas, o limoneno e o  $\alpha$ -terpineol.

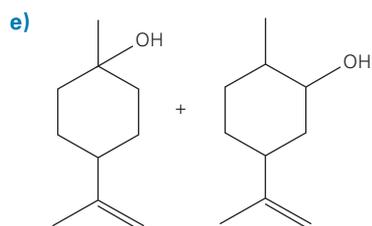
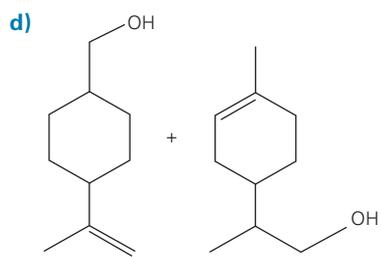


Limoneno

 $\alpha$ -terpineol

A transformação de um desses constituintes em outro no organismo do vegetal é mediada por enzimas e ocorre de modo bem específico; entretanto, em um laboratório de química, se fosse conduzido um experimento para adição de água sob catálise ácida ao limoneno, supondo que ocorresse somente uma reação de adição por molécula, a mistura resultante seria constituída principalmente do que está representado na alternativa





## 20. UFJF-MG

C7-H24

Um método clássico para a preparação de álcoois é a hidratação de alcenos catalisada por ácido. Nessa reação, o hidrogênio liga-se ao carbono mais hidrogenado, e o grupo hidroxila liga-se ao carbono menos hidrogenado (regra de Markovnikov). Sabendo-se que os álcoois formados na hidratação de dois alcenos são, respectivamente, 2-metil-2-hexanol e 1-etilciclopentanol, quais são os nomes dos alcenos correspondentes que lhes deram origem?

- a) 2-metil-2-hexeno e 2-etilciclopenteno
- b) 2-metil-2-hexeno e 1-etilciclopenteno
- c) 2-metil-3-hexeno e 1-etilciclopenteno
- d) 2-metil-1-hexeno e 2-etilciclopenteno
- e) 3-metil-2-hexeno e 2-etilciclopenteno

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 19

# REAÇÕES ORGÂNICAS - SUBSTITUIÇÃO

- Halogenação de alcanos e benzeno
- Nitração de alcanos e benzeno
- Sulfonação de alcanos e benzeno
- Alquilação de benzeno
- Acilação de benzeno
- Grupos dirigentes

## HABILIDADES

- Entender os diferentes tipos de reações de substituição que acontecem com os compostos orgânicos, sendo estes alcanos, benzeno e derivados do benzeno.
- Reconhecer os produtos majoritários formados pela substituição.
- Compreender as reações de Friedel-Crafts (alquilação e acilação do benzeno).
- Identificar quais são os produtos formados pelos grupos dirigentes em compostos derivados do benzeno.



Pesticida sendo aplicado em plantações.

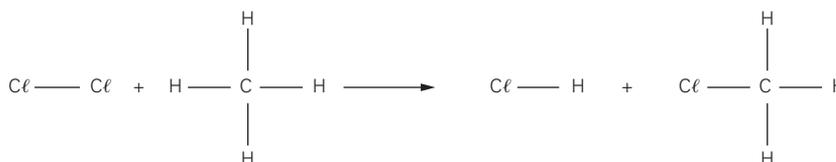
O uso de pesticidas em plantações, a fim de evitar que insetos e doenças se espalhem sobre a lavoura, é uma prática rural muito comum. Entretanto, a maioria dos pesticidas é um organoclorado, isto é, possui átomos de cloro ligados a moléculas orgânicas por meio de reações de substituição, o que faz com que sejam prejudiciais também ao meio ambiente. O DDT, por exemplo, é um pesticida que hoje é estritamente proibido de ser produzido, por possuir características prejudiciais à saúde, porém já foi largamente utilizado no controle de pragas durante e após a Segunda Guerra Mundial.

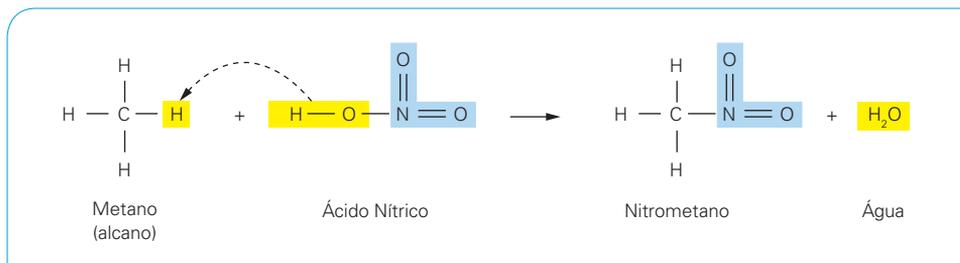
## Reações de substituição

As reações de substituição ocorrem com compostos saturados e aromáticos em condições favoráveis de solvente, temperatura, pressão, catalisador e luminosidade.

Nas reações de substituição, um grupo ligado ao carbono é retirado e um novo grupo é colocado em seu lugar.

### Exemplos





As principais reações de substituição são: halogenação, nitração, sulfonação, alquilação e acilação, podendo acontecer com alcanos e aromáticos.

## Substituição em alcanos

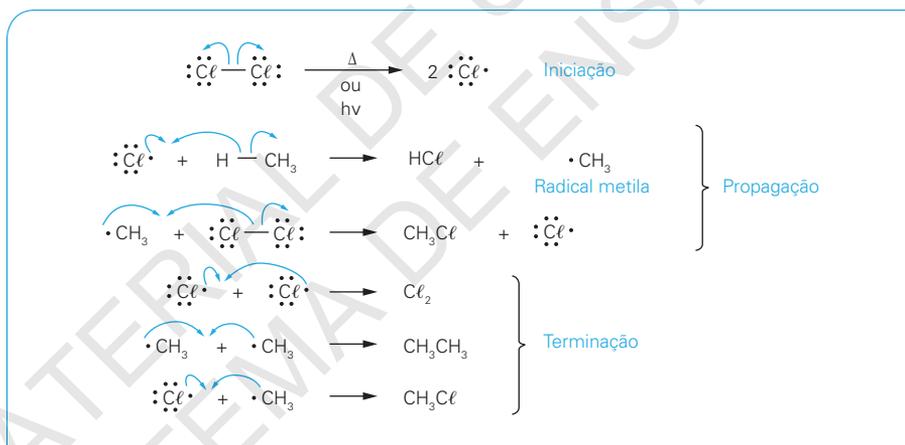
Os alcanos são considerados compostos não polares por causa da pouca diferença de eletronegatividade na ligação entre o carbono e o hidrogênio. Por essa razão, os alcanos são pouco reativos e, portanto, sofrem reações de substituição em condições energéticas. Por serem não polares, eles sofrerão cisão homolítica e a reação ocorrerá por meio de radicais livres.

### HALOGENAÇÃO EM ALCANOS

Essa reação ocorre principalmente entre os halogênios  $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ , uma vez que as reações com  $\text{F}_2$  são explosivas, em razão da alta reatividade do flúor, e as reações com  $\text{I}_2$  são muito lentas. A obtenção de haletos de alquila pela halogenação dos alcanos ocorre na presença de luz ultravioleta ou de forte aquecimento ( $300\text{ }^\circ\text{C}$ ).

#### Halogenação do metano

Mecanismo para a cloração do metano:



Se o reagente cloro estiver em excesso, pode haver a substituição de outros hidrogênios do metano e formar compostos dissustituídos, trissustituídos ou tetrassustituídos.

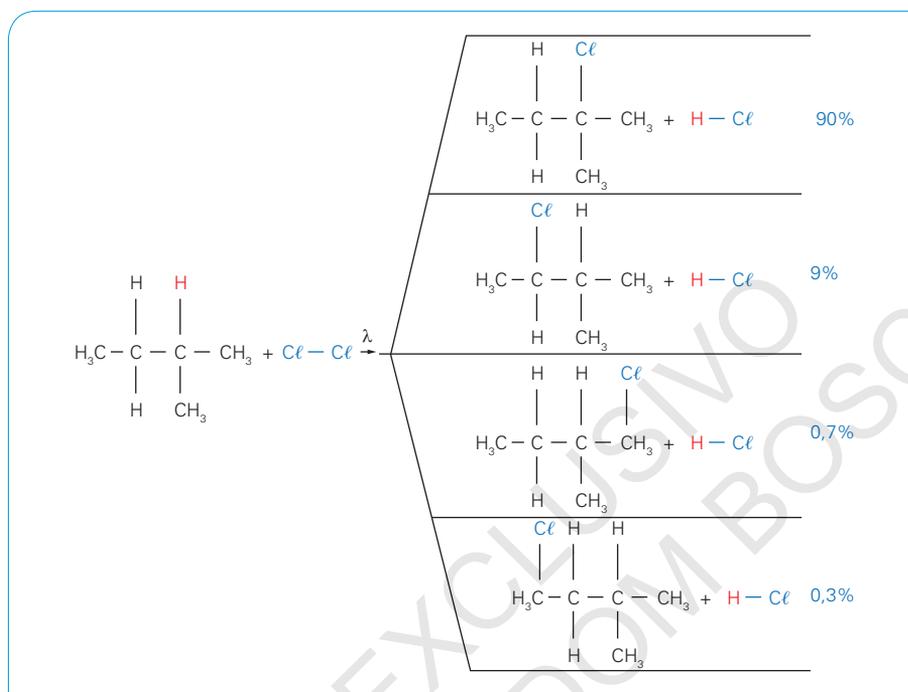
#### Halogenação em alcanos com mais de três carbonos

Em alcanos com mais de três carbonos, é obtida uma mistura de diferentes compostos monossustituídos. A porcentagem de cada composto obtido é proporcional à facilidade de saída do hidrogênio da molécula de alcano, resumida no quadro a seguir.

H ligado a carbono terciário > H ligado a carbono secundário > H ligado a carbono primário

**Exemplo**

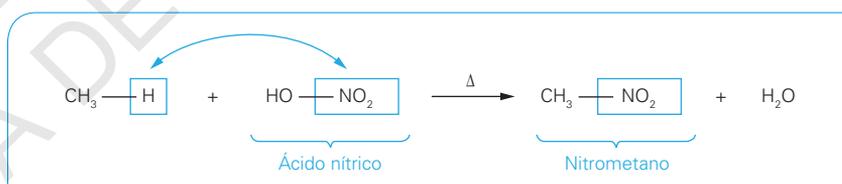
Monocloração do metilbutano:

**Observação**

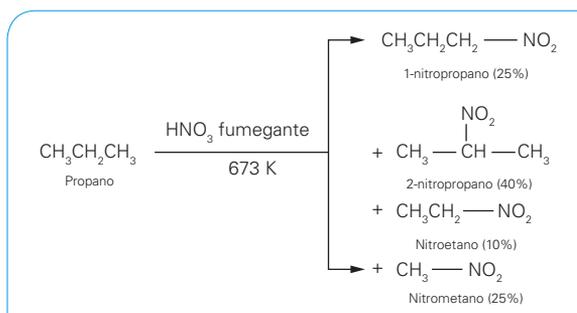
Normalmente, representa-se a reação química somente com o produto de maior quantidade.

**NITRAÇÃO EM ALCANOS**

É a reação que ocorre entre alcanos e ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), concentrado e a quente, com o ácido sulfúrico como catalisador. Essa reação ocorre com a substituição de um ou mais átomos de hidrogênio do alcano por um ou mais grupos nitro ( $-\text{NO}_2$ ).

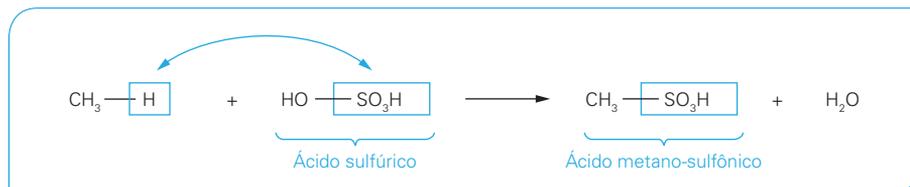


A nitração de alcanos com três ou mais carbonos ocorre da mesma forma que a halogenação, ou seja, a porcentagem de cada composto obtido é proporcional à facilidade de saída do hidrogênio da molécula de alcano.



## SULFONAÇÃO EM ALCANOS

É a reação que ocorre entre alcanos e ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), concentrado e a quente. Ela ocorre com a substituição de um ou mais átomos de hidrogênio do alcano por um ou mais grupos sulfônicos ( $-\text{SO}_3\text{H}$ ).

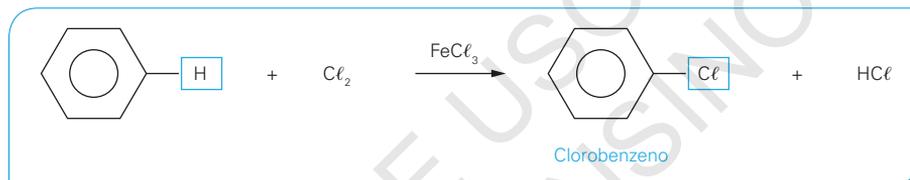


## Substituição em aromáticos

O benzeno, por apresentar elétrons da ligação ( $\pi$ ) deslocalizados, confere uma alta estabilidade química a esse anel aromático planar. A prova de que os elétrons ( $\pi$ ) estão deslocalizados é que todos os hidrogênios do ciclo apresentam a mesma reatividade, não havendo locais de instabilidade no ciclo. Portanto, a tendência do benzeno é sofrer reações de substituição, já que ele só sofre reações de adição em condições energéticas específicas (alta pressão, alta temperatura, catalisadores e radiação UV).

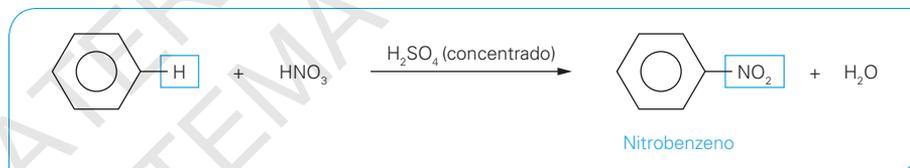
### HALOGENAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, um dos átomos de halogênio retira um dos hidrogênios do ciclo, formando um  $\text{HX}$  ( $\text{X}$  = halogênio), e o outro átomo de halogênio liga-se ao anel benzênico. Para essa reação, é usado como catalisador um haleto de ferro III.



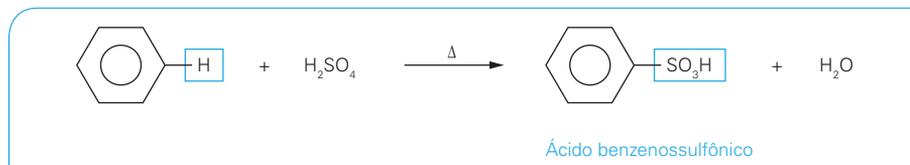
### NITRAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, ocorre a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo nitro ( $-\text{NO}_2$ ), na presença de uma mistura de ácido nítrico e sulfúrico concentrado a quente. O ácido sulfúrico faz o papel de catalisador da reação. Dessa forma, há a formação de nitrocompostos, os quais são utilizados na fabricação de explosivos.



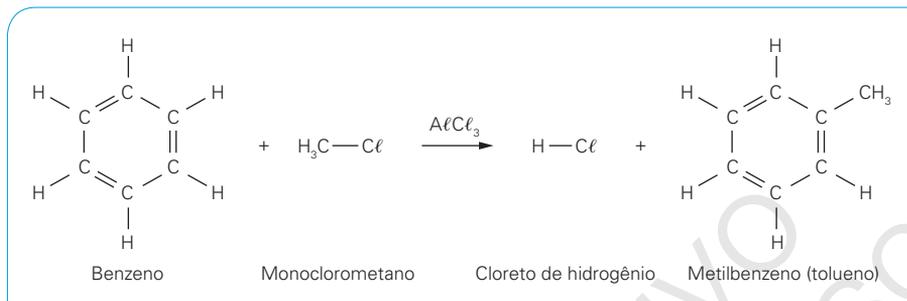
### SULFONAÇÃO NO BENZENO

Nessa reação, ocorre a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo sulfônico ( $-\text{SO}_3\text{H}$ ) ao reagir com ácido sulfúrico fumegante em ligeiro aquecimento.



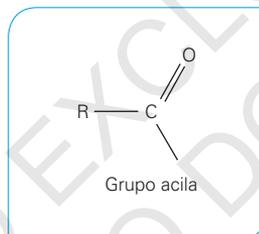
## ALQUILAÇÃO NO BENZENO

Essa reação foi estudada pelos químicos Friedel e Crafts, em 1877, em que eles observaram que o benzeno reagia com halogenoalcanos pela substituição de um dos hidrogênios do anel aromático por um grupo alquila. Essa reação acontece na presença de catalisadores, como o cloreto de alumínio  $AlCl_3$ .

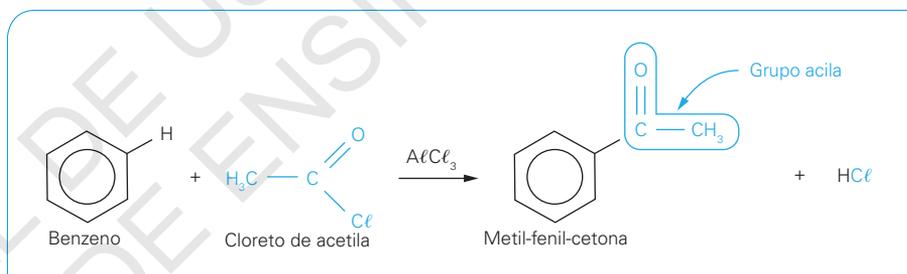


## ACILAÇÃO NO BENZENO

Também foi uma reação estudada por Friedel e Crafts, onde acontece uma substituição eletrofílica do hidrogênio aromático por um grupo acila, conforme mostrado a seguir.



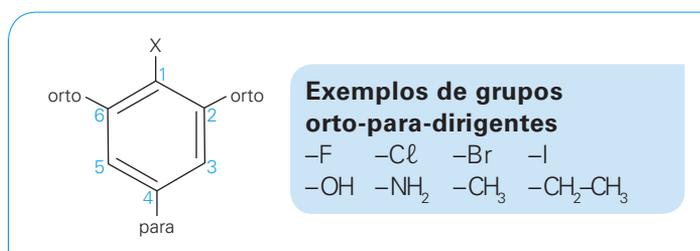
Essa reação acontece na presença de catalisadores, tais como o cloreto de alumínio ( $AlCl_3$ ), formando cetonas ou aldeídos aromáticos.



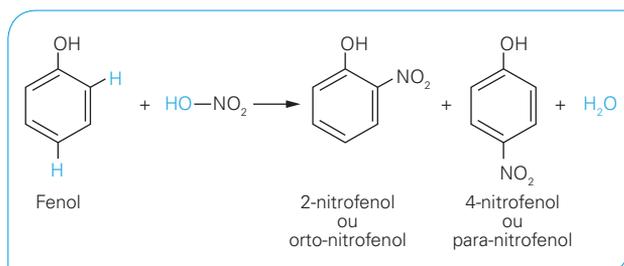
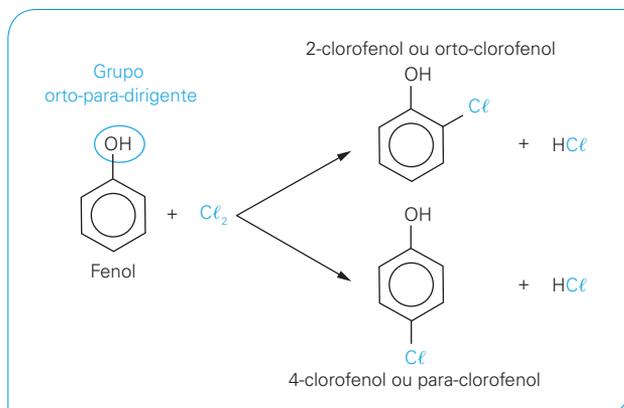
## Substituição em derivados de benzeno

Derivados benzênicos sofrem reação de substituição orientada por átomos ou grupos de átomos que já estejam previamente ligados ao benzeno, recebendo o nome de **grupamento dirigente**. Essa orientação pode ocorrer de duas maneiras: **grupamentos orto-para dirigentes** (grupamentos de primeira classe – ativantes) ou **grupamentos meta dirigentes** (grupamentos de segunda classe – desativantes).

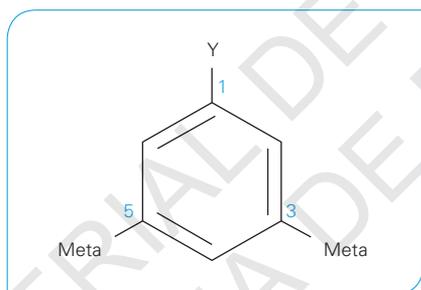
**Grupamentos orto-para dirigentes** ou **grupamentos de primeira classe** – ativantes: são grupamentos que orientam a substituição nas posições 2, 4 e 6 em relação a eles, ou seja, posições conhecidas como **orto** e **para**.



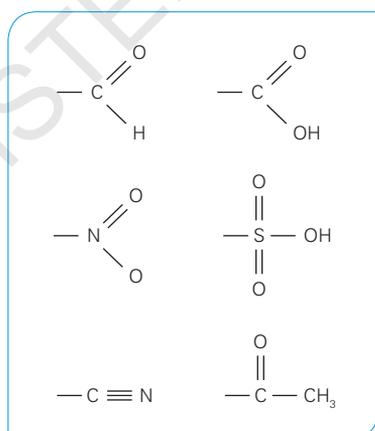
## Exemplos



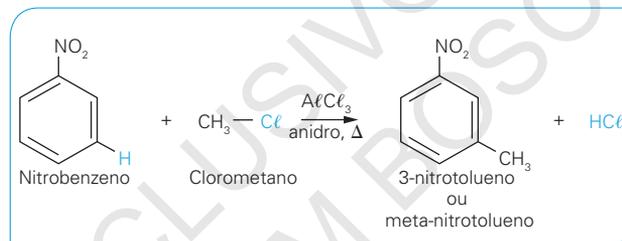
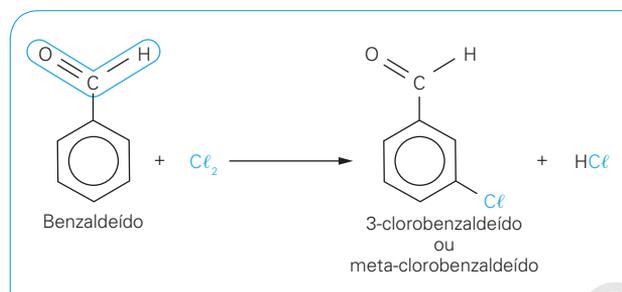
- **Grupamentos meta dirigentes ou grupamentos de segunda classe – desativantes:** são grupamentos que, ligados ao anel aromático, orientam a substituição exclusivamente para a posição **meta**, posição 3 em relação ao dirigente. Esses grupamentos são preferencialmente insaturados.



## Exemplos de grupos meta-dirigentes

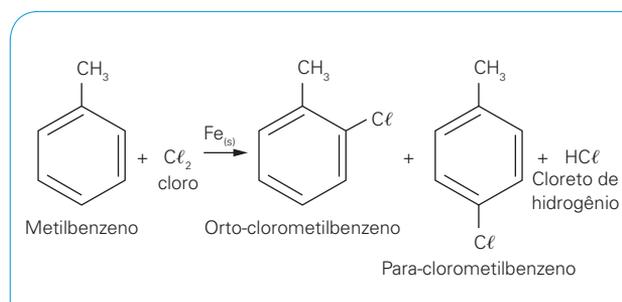


## Exemplos

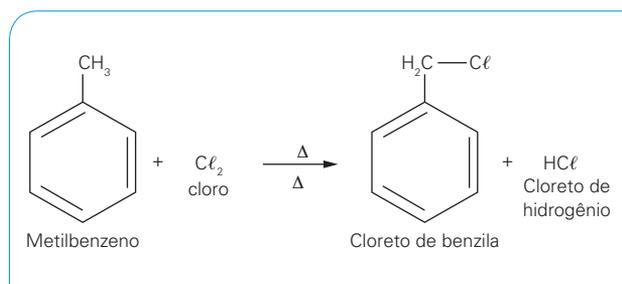


## Substituição em homólogos do benzeno

Homólogos: diferem por um ou mais grupos  $CH_2$ . No anel – a substituição acontece na ausência de luminosidade (escuro), na baixa temperatura (resfriamento) e na presença do catalisador  $Fe_{(s)}$ .



No grupo alquila – a substituição acontece na presença de luminosidade, na alta temperatura e na ausência de catalisadores.

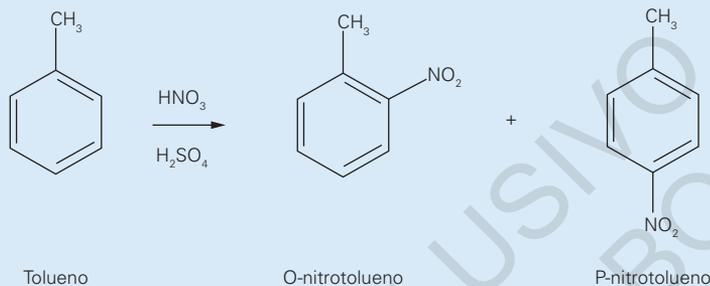


## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UFS-SE – A mononitração do tolueno (metilbenzeno) produz, além de água,

- a) somente o-nitrotolueno.
- b) somente m-nitrotolueno.
- c) somente p-nitrotolueno.
- d) uma mistura de o-nitrotolueno e p-nitrotolueno.**
- e) uma mistura de o-nitrotolueno e m-nitrotolueno.

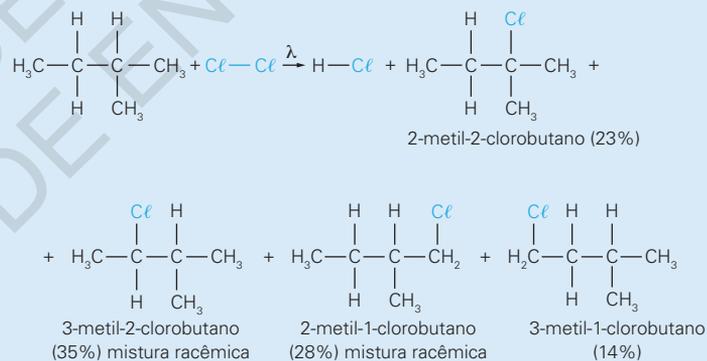
## Resolução



2. Puc-RJ – As reações de cloração (halogenação) dos alcanos ocorrem na presença de gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ), sob condições ideais, e geralmente dão origem a diversos produtos contendo átomos de cloro. Por exemplo, no caso da cloração do metilbutano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ), é possível obter quatro produtos diferentes. Esse tipo de reação é classificado como

- a) substituição.**
- b) adição.
- c) acilação.
- d) combustão.
- e) saponificação.

## Resolução



## ROTEIRO DE AULA

REAÇÕES DE  
SUBSTITUIÇÃO

## Alcanos

Halogenação ( $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

Nitração ( $\text{HNO}_3$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

Sulfonação ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

## Aromáticos

Halogenação ( $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

Nitração ( $\text{HNO}_3$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

Sulfonação ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

Alquilação  
(halogenoalcanos)

Exemplo \_\_\_\_\_

Acilação  
(haletos de acila)

Exemplo \_\_\_\_\_

Derivados  
do benzeno

Exemplo \_\_\_\_\_

Orto-para dirigentes  
(ativantes)

Exemplo \_\_\_\_\_

Meta dirigentes  
(desativantes)

Exemplo \_\_\_\_\_

Halogenação  
( $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ )

Exemplo \_\_\_\_\_

MATERIAL DE USO EM SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

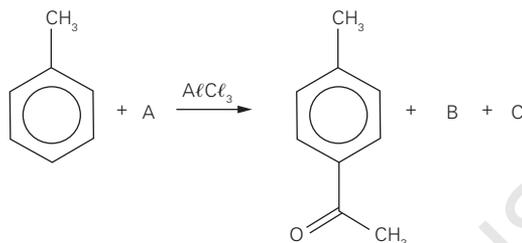
## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**1. Cefet-MG** – Reações de substituição radicalar são muito importantes na prática e podem ser usadas para sintetizar haloalcanos a partir de alcanos, por meio da substituição de hidrogênios por halogênios. O alcano que, por monocloração, forma apenas um haloalcano é o

- a) propano.  
**b) ciclobutano.**  
 c) 2-metilpropano.  
 d) 2,3-dimetilbutano.  
 e) 1-metilciclopropano.

A questão pede o alcano que formará apenas um haloalcano. Nas reações de substituição em compostos com carbonos com quantidades diferentes de hidrogênio, irá ocorrer a formação de um produto principal e de produtos secundários. Somente o ciclobutano formará apenas um haloalcano, uma vez que todos os carbonos do composto possuem a mesma quantidade de hidrogênio e, portanto, todos os produtos formados por substituição serão iguais.

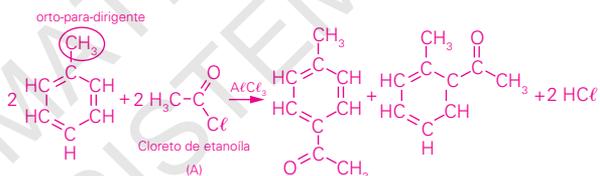
**2. UEM-PR** – Assinale o que for correto a respeito da reação a seguir.



- 01)** O reagente **A** é o cloreto de etanoíla.  
**02)** Um dos produtos (**B** ou **C**) é gerado por meio da substituição na posição **orto**.  
**04)** O grupo  $-\text{CH}_3$  ativa o anel doando densidade eletrônica e facilitando o ataque do nucleófilo ao anel aromático.  
**08)** Um dos produtos (**B**) ou (**C**) é o  $\text{Cl}_2$ .  
**16)** Se, em lugar do grupo  $-\text{CH}_3$ , o reagente contivesse o grupo  $-\text{OCH}_3$ , este tiraria densidade eletrônica do anel.

Dê a soma dos itens corretos.

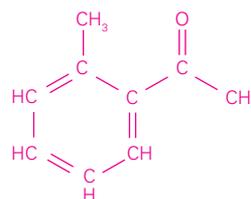
03 (01 + 02)



01. Correta.



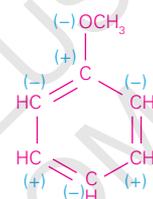
02. Correta.



04. Incorreta. O grupo  $-\text{CH}_3$  facilita o ataque eletrofílico.

08. Incorreta. Um dos produtos (B) ou (C) é o  $\text{HCl}$ .

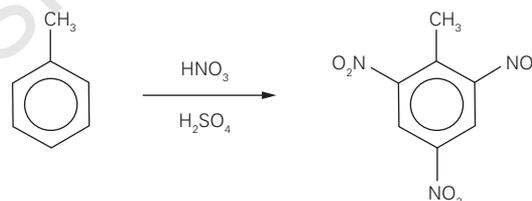
16. Incorreta. Se, em lugar do grupo  $-\text{CH}_3$ , o reagente contivesse o grupo  $-\text{OCH}_3$ , o ataque continuaria a ser eletrofílico nas posições orto e para.



### 3. Enem

C7-H24

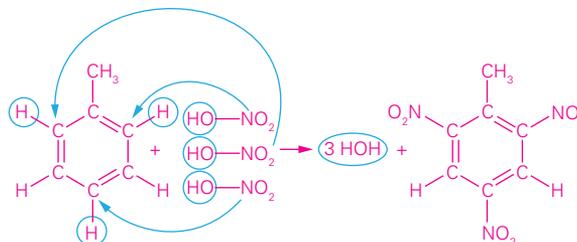
O trinitrotolueno (TNT) é um poderoso explosivo obtido a partir da reação de nitração do tolueno, como esquematizado a seguir.



A síntese do TNT é um exemplo de reação de

- a) neutralização.  
 b) desidratação.  
**c) substituição.**  
 d) eliminação.  
 e) oxidação.

A síntese do TNT é um exemplo de reação de substituição.

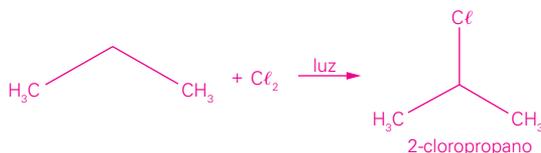


**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. UERN** – A reação de substituição entre o gás cloro e o propano, em presença de luz ultravioleta, resulta como produto principal o composto

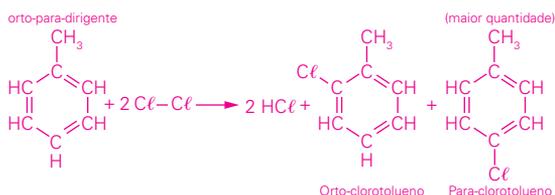
- a) 1-cloropropano.                      c) 1-cloropropano.  
**b) 2-cloropropano.**                      d) 2-cloropropano.



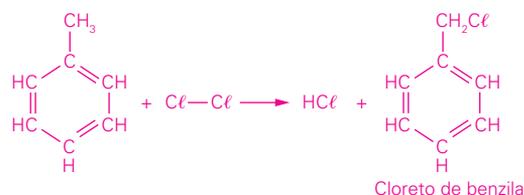
**5. ITA-SP** – Escreva a fórmula estrutural do produto majoritário formado na reação entre 0,1 mol de tolueno (metilbenzeno) e 0,1 mol de  $Cl_2$  nas seguintes condições:

- a) Ausência de luz e presença de pequena quantidade de  $Fe_{(s)}$ .  
**b) Presença de luz e ausência de  $Fe_{(s)}$ .**

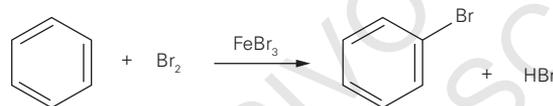
a) Na ausência de luz e na presença de pequena quantidade de  $Fe_{(s)}$ , o anel é atacado:



b) Na presença de luz e ausência de  $Fe_{(s)}$ , a cadeia lateral é atacada:

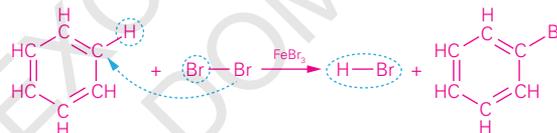


**6. UPF-RS** – Observe a representação da reação de halogenação do benzeno e marque a opção que indica o tipo de reação que o benzeno sofreu.



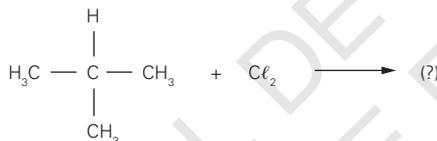
- a) Adição                                      d) Rearranjo  
**b) Substituição**                              e) Isomeria  
c) Eliminação

O benzeno sofreu uma reação de substituição de um átomo de hidrogênio por um átomo de bromo.



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. PUC-MG** – O produto principal da reação de substituição é



- a) cloreto de n-propila.                      d) 1-cloro-metilpropano.  
b) 1,1-dicloro-butano.                      e) 2-cloro-metilpropano.  
c) 1,2-dicloro-butano.

**8. Faceres-SP (adaptado)** – O etanol, substância obtida da fermentação de açúcares, muito utilizado como combustível de motores de explosão, tem grande importância, principalmente nos grandes centros urbanos, pela diminuição do uso de combustíveis fósseis. Além de servir como combustível, o etanol, quando em condições adequadas, pode gerar hidrocarbonetos. Uma das formas de gerar esses produtos é tratar o etanol com ácido clorídrico concentrado, o qual sofre uma reação de substituição. Escreva a reação entre o etanol e o ácido clorídrico, indicando o nome do produto formado.

---



---



---



---

**9. IFG-GO** – A cloração de alcanos é um método sintético para a preparação de cloretos de alquila. Desconsiderando a isomeria óptica, o alcano de peso molecular 114 que apresenta quatro derivados monoclorados é o

- a) 2,2,4-trimetil-pentano.  
b) 2,4-dimetil-pentano.  
c) 2,3-dimetil-butano.  
d) 3-metil-hexano.  
e) 2-metil-pentano.

**10. USF-SP** – Por muitas vezes, ouvimos dizer que os derivados do petróleo não constituem apenas os combustíveis, sabemos que eles estão em diversos produtos de nosso cotidiano que vão desde os plásticos até os medicamentos. O benzeno é um derivado do petróleo que propicia inúmeras rotas sintéticas.

A respeito das reações orgânicas com o benzeno, faça o que se pede.

- a) Apresente o produto derivado da monocloração do benzeno com o  $Cl_2$ .  
b) Apresente o produto derivado da mononitração do benzeno com  $HNO_3$ .  
c) Apresente os produtos derivados da mononitração da substância clorada do item (a) com  $HNO_3$ .

---



---



---



15. **IME-RJ** – O benzeno sofre acilação de Friedel-Crafts, com  $AlCl_3$  a  $80\text{ }^\circ\text{C}$ , produzindo fenilmetilcetona com rendimento acima de 80%. Para que essa reação ocorra, é necessária a presença de um outro reagente. Dois exemplos possíveis desse outro reagente são

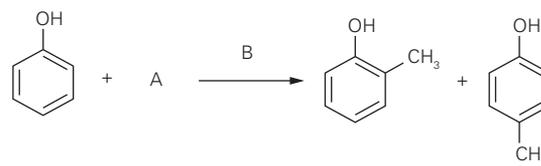
- cloreto de etanoíla e etanoato de etanoíla.
- propanona e ácido etanoico.
- brometo de etanoíla e metanal.
- brometo de propanoíla e etanoato de etila.
- etanol e etanal.

#### 16. UFJF-MG

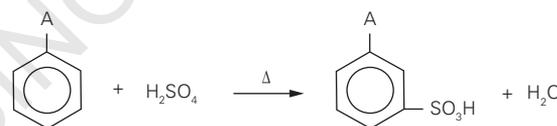
Existe uma nítida diferença de sabor dos peixes provenientes de água doce quando comparados aos peixes de água salgada. Essa diferença de sabor, marinado ou iodado dos peixes de água salgada, especialmente os criados em ambientes marinhos, dá-se devido à presença dos compostos aromáticos 2-bromofenol e o 4-bromofenol presentes na dieta.

Disponível em: <[http://quimicanova.sbgq.org.br/detalhe\\_artigo.asp?id=1732](http://quimicanova.sbgq.org.br/detalhe_artigo.asp?id=1732)>. Acesso em: 26 out. 2016.

- Escreva a equação química para a formação do 2-bromofenol e do 4-bromofenol a partir do fenol e  $Br_2$ , na presença de  $FeBr_3$ .
- O fenol é uma matéria-prima para a produção de outros fenóis usados como antissépticos, fungicidas e desinfetantes. Complete a sequência de reações que mostra a produção de 2-metilfenol e 4-metilfenol, indicando as substâncias A e B. Discuta a função de B na reação.



17. **Facisa-MG (adaptado)** – Da sulfonação de um certo derivado do benzeno equacionada a seguir por:



Pode-se afirmar:

- O grupo "A" é orto-para-dirigente.
- O grupo "A" é meta dirigente.
- Ocorre reação de adição.
- Ocorre reação de substituição.

Estão corretas apenas as afirmativas

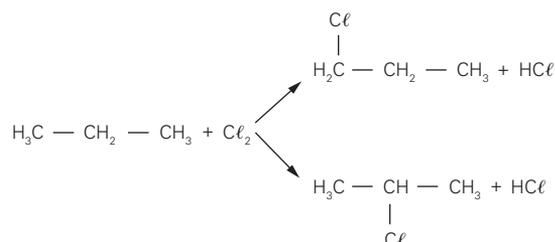
- I e III.
- II e IV.
- II e III.
- I e IV.
- III e IV.

## ESTUDO PARA O ENEM

#### 18. Mackenzie-SP

C7-H24

A reação de halogenação de alcanos é uma reação radicalar, sendo utilizado aquecimento ou uma luz de frequência adequada para que a reação ocorra. Essa reação comumente produz uma mistura de compostos isoméricos quando o alcano possui mais de uma possibilidade de substituição dos átomos de hidrogênio. O exemplo a seguir ilustra uma reação de monocloração de um alcano, em presença de luz, formando compostos isoméricos.



Assim, ao realizar a monocloração do 3,3-dimetil-hexano, em condições adequadas, é correto afirmar que o número de isômeros planos formados nessa reação é

- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 6
- e) 7

### 19. Univag-MT

C7-H24

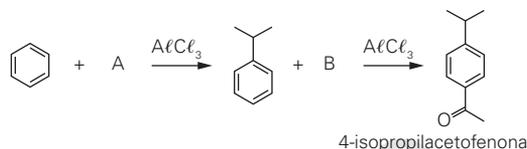
Atualmente, grande parte da produção industrial do ácido clorídrico provém de reações que ocorrem entre compostos orgânicos e cloro ( $\text{Cl}_2$ ), gerando esse ácido como subproduto. Um exemplo é a cloração do benzeno, que é uma reação de

- a) esterificação.
- b) hidrólise.
- c) substituição.
- d) saponificação.
- e) adição.

### 20. UFJF-MG

C7-H24

A 4-isopropilacetofenona é amplamente utilizada na indústria como odorizante devido ao seu cheiro característico de violeta. Em pequena escala, a molécula em questão pode ser preparada por duas reações características de compostos aromáticos: a alquilação de Friedel-Crafts e a acilação.



Marque a alternativa que descreve os reagentes A e B usados na produção da 4-isopropilacetofenona.

- a) 1-cloropropano e cloreto de propanoila
- b) Cloreto de propanoila e 1-cloroetano
- c) Propano e propanona
- d) 2-cloropropano e cloreto de etanoila
- e) 2-cloropropano e propanona

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

SCIENCE FACTION/LATINSTOCK

# QUÍMICA 3B

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

## 20

REAÇÕES ORGÂNICAS -  
ELIMINAÇÃO

- Eliminação intramolecular e intermolecular
- Desidratação de álcoois
- Desidratação de ácido carboxílico
- Eliminação em haletos orgânicos
- Eliminação de halogênios

## HABILIDADES

- Entender as reações de eliminação em compostos orgânicos, sendo estas divididas em dois grandes grupos: intramolecular e intermolecular.
- Compreender que as reações de eliminação necessitam de condições específicas, pois concorrem com as reações de substituição.
- Identificar o produto majoritário, entre os diferentes produtos formados, pela análise da estabilidade da molécula.
- Interpretar a regra de Saytzeff para a desidratação de álcoois.

ALENA BROZOVASHUTTERSTOCK



Amadurecimento de um tomate.

O etileno, de fórmula estrutural  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ , pode ser sintetizado industrialmente por meio de reações de eliminação. Seu uso é diverso, indo desde a indústria de polímeros, como matéria-prima para a produção do polietileno, até a indústria alimentícia, como um hormônio na forma de gás que potencializa o amadurecimento de frutos.

## Reações de eliminação

As reações de eliminação podem ocorrer de duas maneiras diferentes: **intramolecular** (*intra* = dentro) e **intermolecular** (*inter* = entre, no meio). Os dois tipos de reação partem de um reagente orgânico para obter dois produtos: um orgânico (alceno ou alcino) e um inorgânico. As reações de eliminação são inversas às de adição.

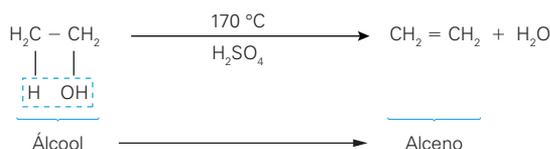
## ELIMINAÇÕES INTRAMOLECULARES



De acordo com o esquema anterior, podemos perceber que o composto orgânico elimina um grupo de átomos, dando origem a um haleto de hidrogênio, ou uma molécula de água, e a um composto orgânico insaturado (com dupla-ligação).

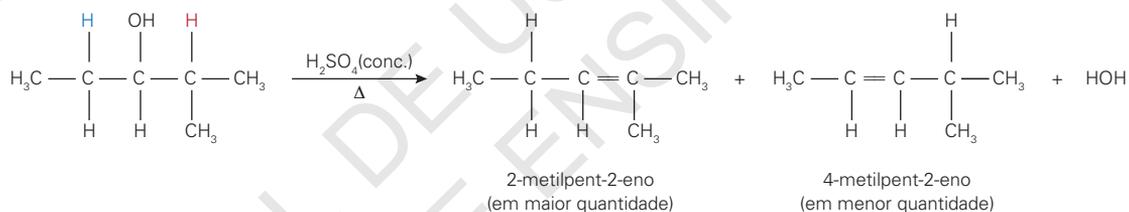
### Desidratação de álcoois

A desidratação de um álcool dá origem a uma molécula de água e a um alceno. Essa reação ocorre na presença de um catalisador, geralmente ácido sulfúrico, e a uma temperatura de, pelo menos, 170 °C.



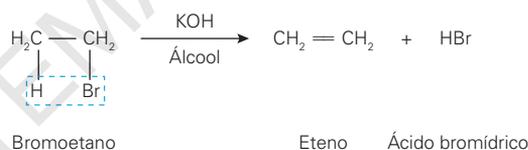
Quando a hidroxila se encontra no meio da cadeia carbônica, há a possibilidade de eliminação de diferentes hidrogênios. A quantidade de cada composto obtido depende do tipo de carbono em que o hidrogênio está ligado. Para saber qual é o produto majoritário da reação de eliminação, utiliza-se a **regra de Saytzeff**, a qual diz que o hidrogênio ligado ao carbono menos hidrogenado é retirado com maior facilidade. Assim, os hidrogênios ligados a carbonos terciários são eliminados mais facilmente, depois os de carbonos secundários e, por último, os de carbonos primários.

#### Exemplo

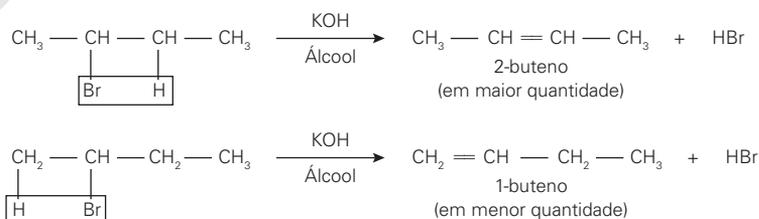


### Eliminação de halogenidretos

Monoaletois sofrem eliminação de halogenidretos (HX) quando tratados com hidróxido de potássio em meio alcoólico, produzindo alcenos.

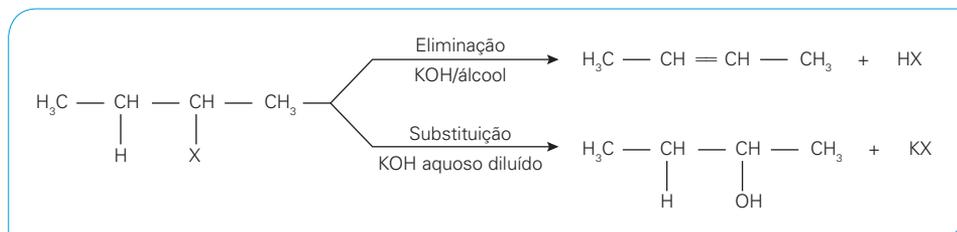


A eliminação em haletois de cadeias maiores ocorre mais facilmente com a saída de um hidrogênio do carbono menos hidrogenado.



### Observação

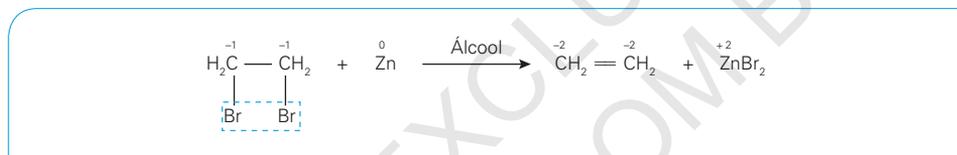
Na eliminação em haletos orgânicos, pode haver competição entre as reações de eliminação e substituição, conforme mostra o esquema a seguir.



Podemos concluir que a eliminação é favorecida em um meio alcoólico e na presença de uma base forte, enquanto a substituição é favorecida em um meio aquoso e na presença de uma base forte.

### Eliminação de halogênio

Essa reação ocorre na presença de metais eletropositivos em meio alcoólico, eliminando halogênios, que são eletronegativos.



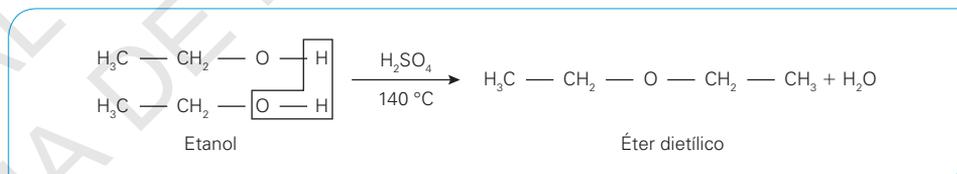
Os Nox dos carbonos diminuem de -1 para -2, e o Nox do zinco aumenta de 0 para +2. É uma reação de oxidação-redução, em que o haleto é reduzido a alceno.

### ELIMINAÇÕES INTERMOLECULARES

A reação de eliminação intermolecular ocorre com a união de duas moléculas orgânicas com a eliminação de determinados grupos de átomos.

#### Desidratação de álcoois

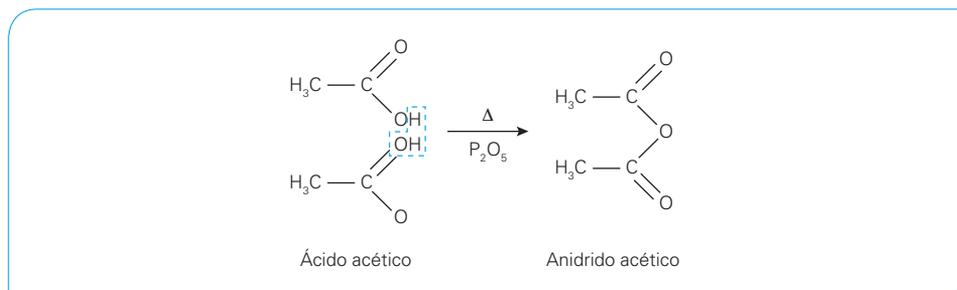
Essa reação processa-se a uma temperatura menor (140 °C) do que a utilizada na desidratação intramolecular e ocorre na presença de ácidos fortes, com a consequente formação de um éter.



A desidratação intermolecular pode ocorrer com moléculas diferentes de álcoois e, portanto, pode haver a formação de uma mistura de éteres.

#### Desidratação de ácidos carboxílicos

Essa reação ocorre com a presença de agentes desidratantes ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) e aquecimento, formando anidridos de ácido carboxílico.

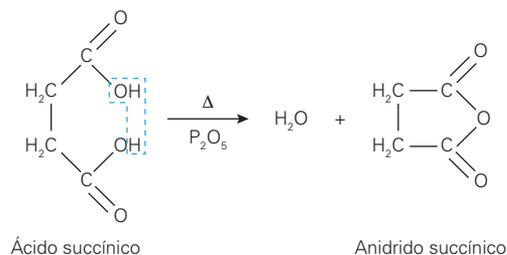


**Observação**

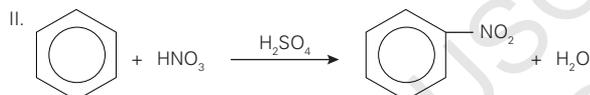
O ácido fórmico não sofre reação de desidratação intermolecular, e sim reação de decomposição, conforme esquema a seguir.

**Observação**

Os ácidos dicarboxílicos também podem sofrer reação de desidratação, formando anidridos cíclicos.

**EXERCÍCIO RESOLVIDO**

1. **Cesgranrio-RJ** – Considere as seguintes reações orgânicas.



Podemos classificá-las, respectivamente, como

- a) adição, substituição, eliminação.
- b) adição, eliminação, substituição.
- c) eliminação, adição, substituição.
- d) eliminação, substituição, adição.
- e) substituição, adição, eliminação.

**Resolução**

I. Reação de adição: dois reagentes deram origem a um produto apenas.

II. Reação de substituição: mais precisamente uma nitração, em que ocorreu a substituição de um hidrogênio do anel aromático por um grupo nitro.

III. Reação de eliminação intramolecular do 2-cloropropano.

# ROTEIRO DE AULA

## REAÇÕES DE ELIMINAÇÃO

Intermolecular

### Desidratação de ácido carboxílico

**Condição:**  $P_2O_5$  ou  $H_3PO_4$  e aquecimento

Formação de anidridos de ácido carboxílico

### Desidratação de álcoois

**Condição:** ácido e aquecimento a  $140\text{ }^\circ\text{C}$

Formação de éter

Intramolecular

Eliminação de haletos

**Condição:** meio alcoólico na presença de base forte

Formação de alcenos

### Desidratação de ácoois

**Condição:** ácido e aquecimento a  $170\text{ }^\circ\text{C}$

Formação de alcenos

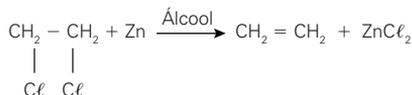
### Eliminação de halogênios

**Condição:** metal em meio alcoólico

Formação de alcenos

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **Imed-RS** – Analise a reação orgânica a seguir.



Essa é uma reação de

- a) adição.
- b) ozonólise.
- c) eliminação.**
- d) substituição.
- e) desidratação.

Ocorre a eliminação do halogênio. Trata-se de um di-haleto reagindo com zinco, usando um álcool como catalisador, formando um alceno.

2. **UEM-PR** – Os produtos de uma reação foram but-1-eno e água. Sobre essa reação, assinale o que for correto.

- 01)** Um dos reagentes é o butan-1-ol.
- 02)** É uma reação de desidratação intramolecular.
- 04)** A retirada da água do meio reacional favorece a síntese do alceno.
- 08)** É uma reação catalisada por base, por exemplo, KOH.
- 16)** O but-1-eno também pode ser obtido pela reação de eliminação do 2-clorobutano em meio ácido.

Dê a soma dos itens corretos.

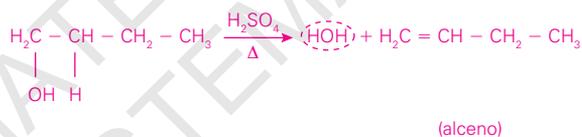
07 (01 + 02 + 04)

01) Correto. Um dos reagentes é o butan-1-ol.



02) Correto. É uma reação de desidratação intramolecular.

04) Correto. A retirada da água do meio reacional favorece a síntese do alceno.



08) Incorreto. É uma reação catalisada por ácido, por exemplo, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado.

16) Incorreto. O but-2-eno pode ser obtido por meio da reação de eliminação do 2-clorobutano em meio ácido, pois, de acordo com a regra de Saytzeff, o hidrogênio do átomo de carbono menos hidrogenado (nesse caso, do carbono secundário) é retirado com maior facilidade.



3. **UFPA**

C7-H24

Um composto A, de fórmula C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>Cl, tratado com KOH alcoólico, forneceu um composto B. Quando B foi submetido a um tratamento com HCl em CCl<sub>4</sub>, formou-se um composto C, que é isômero de A. Os compostos A, B e C são, respectivamente,

- a) clorociclopropano, ciclopropano e 1-cloropropano.
- b) 2-cloropropano, ciclopropano e 1-cloropropano.
- c) 1-cloropropano, propeno e 2-cloropropano.**
- d) 1-cloropropano, ciclopropano e 2-cloropropano.
- e) 3-cloropropeno, propeno e 2-cloropropano.

Temos a esta sequência de reações:



A e C são isômeros de posição (posição diferente do halogênio).

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

4. **UECE** – Atente à seguinte reação química.

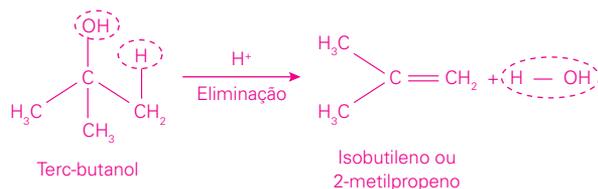


Considerando a reação química anterior, assinale a opção que completa corretamente as lacunas do seguinte enunciado.

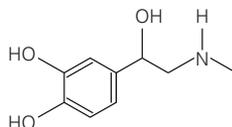
O terc-butanol (reagente), quando aquecido na presença de um catalisador <sup>1</sup>\_\_\_\_\_, por meio de uma reação de <sup>2</sup>\_\_\_\_\_, produz o isobutileno (produto), cujo nome pela IUPAC é <sup>3</sup>\_\_\_\_\_.

- a) <sup>1</sup>básico; <sup>2</sup>condensação; <sup>3</sup>1,1-dimetileno
- b) <sup>1</sup>ácido; <sup>2</sup>eliminação; <sup>3</sup>2-metilpropeno**
- c) <sup>1</sup>ácido; <sup>2</sup>desidratação; <sup>3</sup>1,1-dimetileno
- d) <sup>1</sup>básico; <sup>2</sup>desidratação; <sup>3</sup>2-metilpropeno

O terc-butanol (reagente), quando aquecido na presença de um catalisador ácido, por meio de uma reação de eliminação, produz o isobutileno (produto), cujo nome pela IUPAC é <sup>3</sup>2-metilpropeno.

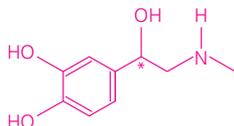


**5. UERJ** – A adrenalina é um hormônio neurotransmissor produzido pelo organismo sob determinadas condições. Observe sua fórmula estrutural:

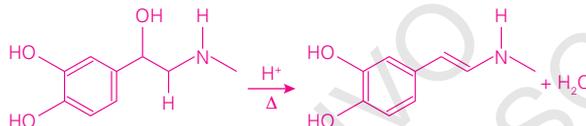


Indique o número de isômeros opticamente ativos da adrenalina e apresente a fórmula estrutural do produto da sua reação de desidratação intramolecular.

Pelo fato de o composto possuir apenas um átomo de carbono assimétrico, ele apresenta apenas dois isômeros ópticos (um dextrogiro e um levogiro).



A adrenalina, quando aquecida em meio ácido, pode sofrer uma reação de desidratação, eliminando água e formando uma dupla na molécula.



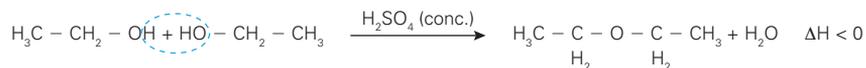
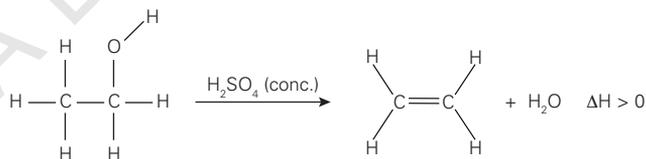
**6. UCSal-BA** – A desidratação intramolecular de um álcool produz um(a)

- a) éster.      b) alceno.      **c) alceno.**      d) cetona.      e) aldeído.



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Fac. Albert Einstein-SP** – Os álcoois sofrem desidratação em meio de ácido sulfúrico concentrado. A desidratação pode ser intermolecular ou intramolecular, dependendo da temperatura. As reações de desidratação do etanol na presença de ácido sulfúrico concentrado podem ser representadas pelas seguintes equações.



Sobre a desidratação em ácido sulfúrico concentrado do propan-1-ol, foram feitas algumas afirmações.

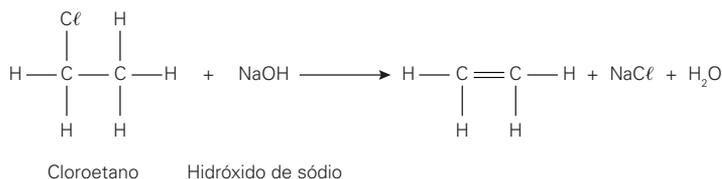
- I. A desidratação intramolecular forma o propeno.
- II. Em ambas as desidratações, o ácido sulfúrico concentrado age como desidratante.
- III. A formação do éter é favorecida em temperaturas mais altas; já o alceno é formado, preferencialmente, em temperaturas mais baixas.

Estão corretas apenas as afirmações

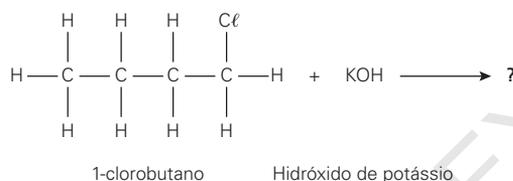
- a) I e II.      b) I e III.      c) II e III.      d) I, II e III.

**8. Fatec-SP (adaptado)** – As reações de eliminação são reações orgânicas em que alguns átomos, ou grupos de átomos, são retirados de compostos orgânicos, produzindo-se moléculas com cadeias carbônicas insaturadas, que são muito usadas em diversos ramos da indústria. A dehidrohalogenação é um exemplo de reação de eliminação que ocorre entre um composto orgânico e uma base forte. Nesse processo químico, retira-se um átomo de halogênio ligado a um dos átomos de carbono. O átomo de carbono adjacente ao átomo de carbono halogenado “perde” um átomo de hidrogênio, estabelecendo entre os dois átomos de carbono considerados uma dupla-ligação.

A reação ilustrada a seguir, entre o hidróxido de sódio e o cloroetano, é um exemplo de dehidrohalogenação.

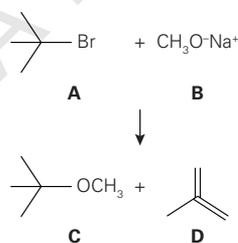


Agora, considere a reação entre o 1-clorobutano e o hidróxido de potássio.



Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico obtido na reação entre o 1-clorobutano e o hidróxido de potássio, representada anteriormente.

**9. UFRGS-RS** – A reação do 2-bromo-2-metilpropano (A) com o etóxido de sódio (B), usando etanol como solvente, leva a uma mistura de produtos C e D, apresentada a seguir.

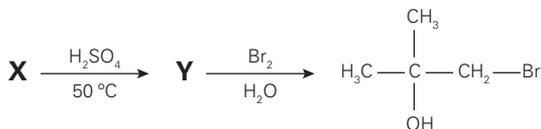


Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado a seguir, na ordem em que aparecem.

Em relação aos produtos, é correto afirmar que C é formado por uma reação de \_\_\_\_\_; e D, por uma reação de \_\_\_\_\_.

- substituição – desidratação
- substituição – eliminação
- oxidação – desidrogenação
- adição – eliminação
- adição – desidratação

**10. ITA-SP** – Considere a rota de síntese do 1-bromo-2-metil-2-propanol mostrada a seguir.



- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico X.
- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico Y.
- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico que seria formado se, em vez de água, o solvente utilizado na última reação química fosse o metanol.

**11. UFF-RJ** – O etanol é o álcool industrial mais importante, sendo utilizado como ingrediente em bebidas fermentadas, solvente, antisséptico tópico etc.

A desidratação intermolecular do etanol, realizada a 130 °C, produz um importante produto orgânico, chamado de

- eteno.
- etanal.
- éter etílico.
- ácido etanoico.
- etanonitrila.

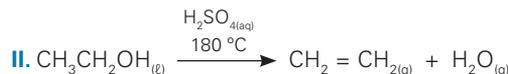
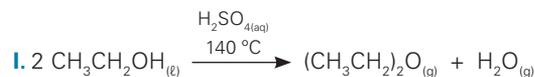
**12. PUC-RJ** – Reações de eliminação, mais especificamente as de desidratação de álcoois, são de grande importância, pois geram matéria-prima para a indústria química. Considere que a desidratação intramolecular de 1 mol da substância (I) gera 1 mol do produto orgânico e 1 mol de água, conforme mostrado na equação química a seguir.



Faça o que se pede a respeito da desidratação descrita anteriormente.

- Escreva o nome da substância (I) de acordo com as regras da IUPAC.
- Represente, sob notação bastão, a estrutura do produto orgânico formado.
- Represente, sob notação bastão, a estrutura de um isômero de função da substância (I), que apresente cadeia cíclica e ramificada.

**13. UEFS-BA**



A desidratação do etanol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}$ , na presença do ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ , pode levar a produtos diferentes, a depender da temperatura do meio reacional. A 140 °C, há formação do etoxietano, reação representada pela equação química I, enquanto, a 180 °C, o produto orgânico formado é o eteno, representado na equação química II.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- O etoxietano obtido na reação I é um éster de cadeia carbônica heterogênea e saturada.
- A desidratação do etanol na reação II é um processo químico exotérmico que ocorre em meio ácido.
- A desidratação intramolecular de 2,0 mols de etanol produz 1,0 mol de etoxietano na reação química I.
- A massa de eteno obtida pela desidratação de 92 g de etanol, com um rendimento de 90%, é, aproximadamente, de 50 g.
- O aumento da temperatura, na reação II, em relação à reação I, está associado à energia necessária para a formação de duplas-ligações.

**14. Mackenzie-SP (adaptado)** – Na reação de eliminação, que ocorre entre 2-bromobutano com hidróxido de potássio em meio alcoólico, obtém-se uma mistura de dois compostos orgânicos que são isômeros de posição. Um deles, formado em menor quantidade, é o 1-buteno. Qual é o outro composto?

**15. UFJF-MG** – Considerando o esquema e as informações a seguir, em que I e II representam compostos orgânicos, marque a opção que apresenta a afirmativa correta.



- Cadeia insaturada
  - Cadeia saturada
- 1-propanol e II são isômeros de posição.
  - 1-propanol e II representam o mesmo composto.
  - I e II possuem cadeias carbônicas aromáticas.
  - I possui cadeia aromática e II possui  $\text{sp}^2$  em sua molécula.
  - I possui três átomos de carbono  $\text{sp}^2$  em sua molécula.

**16. UFPE** – Quando o 2-bromopentano sofre reação de eliminação, os produtos A e B, a seguir, podem ser formados.



Com base nessa informação, analise se as proposições a seguir são verdadeiras (V) ou falsas (F).

- ( ) O produto B é o majoritário, de acordo com a regra de Saytzeff.
- ( ) Os produtos A e B são *trans* e *cis*, respectivamente.
- ( ) O composto de partida é um haleto orgânico que possui um centro assimétrico.
- ( ) Os produtos A e B são isômeros de posição.
- ( ) O subproduto dessa reação é o bromo ( $\text{Br}_2$ ).

17. UFPA – Segundo a regra de Saytzeff, estão na ordem decrescente de estabilidade:

- a)  $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}_2 > (\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{C}(\text{CH}_3)_2 > \text{CH}_2 = \text{CH}_2$
- b)  $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}(\text{CH}_3) > \text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2 > \text{CH}_2 = \text{CH}_2$
- c)  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 > \text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3 > \text{CH}_3\text{CH} = \text{C}(\text{CH}_3)_2$
- d)  $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_3 > \text{CH}_3\text{CH} = \text{CHCH}_3 > \text{CH}_2 = \text{C}(\text{CH}_3)_2$
- e)  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{C}(\text{CH}_3)_2 > (\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{C}(\text{CH}_3)_2 > (\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}_2$

## ESTUDO PARA O ENEM

### 18. FPP-SP

C7-H24

Os anidridos constituem uma importante classe de compostos orgânicos. Sua utilização se dá, por exemplo, na indústria química, na obtenção do acetato de vinila, assim como de corantes, e também na indústria farmacêutica, com o anidrido acético, sendo útil na produção da aspirina. Por causa de seu uso na síntese de heroína e drogas similares, pela diacetilação da morfina, o anidrido acético é listado como um "precursor" de substâncias entorpecentes, o que o faz ser controlado em inúmeros países, em especial os ligados ao antigo bloco soviético. Temos como exemplo o anidrido propanoico, o qual é um líquido, sem coloração, com odor penetrante; em contato com a água, afunda e mistura-se lentamente com ela. Deve ser manuseado com equipamentos de proteção individual, tais como luvas, botas, roupas de borracha butílica e máscara de respiração humana. Em contato com a pele, causará queimaduras e será prejudicial à saúde, se for ingerido.

Disponível em: <<http://sistemasinter.cetesb.sp.gov.br>> Adaptado.

Com base em seus conhecimentos prévios e nas reflexões que a leitura suscita, assinale a alternativa correta.

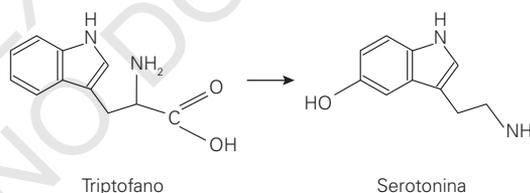
- a) A fórmula molecular do anidrido propanoico é dada por  $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{O}_4$ .
- b) Uma pessoa, caso entre em contato com o anidrido propanoico, deverá remover as roupas e os sapatos contaminados, manter as pálpebras abertas, enxaguando com muita água, e provocar vômito.
- c) Para obter o anidrido etanoico propanoico, é necessário realizar uma desidratação intermolecular, na presença de agentes desidratantes, como ácido fosfórico, e aquecimento do ácido etanoico e ácido propanoico.
- d) O anidrido propanoico pode ser também denominado anidrido etil acético.
- e) O anidrido acético provém da desidratação intramolecular do ácido acético.

### 19. UNESP

C7-H24

Segundo a Organização Mundial da Saúde (OMS), atualmente, cerca de 5% da população mundial sofre de depressão. Uma das substâncias envolvidas nesses distúrbios é o neurotransmissor serotonina, produzido no metabolismo humano a partir do triptofano.

O processo metabólico responsável pela formação de serotonina envolve a reação química global representada pela equação não balanceada fornecida a seguir.



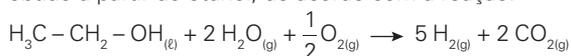
A reação de conversão de triptofano em serotonina ocorre em duas etapas metabólicas distintas. Com relação a essas duas substâncias e ao processo metabólico em que elas estão envolvidas, é correto afirmar que

- a) uma das etapas da conversão do triptofano em serotonina envolve a eliminação de um grupo amina.
- b) a serotonina apresenta função álcool.
- c) uma das etapas da conversão do triptofano em serotonina envolve a eliminação de um grupo carboxílico.
- d) as duas substâncias formam isômeros geométricos por apresentarem ligações  $\text{C} = \text{C}$  em suas estruturas.
- e) apenas a serotonina apresenta anel aromático.

### 20. FGV-SP

C7-H24

O sucesso da experiência brasileira do Pró-Álcool e do desenvolvimento da tecnologia de motores bicombustíveis é reconhecido mundialmente. Países europeus usam a experiência brasileira como base para projetos de implantação da tecnologia de veículos movidos a células a combustível que produzem energia usando hidrogênio. Como o  $\text{H}_2$  não existe livre na natureza, ele pode ser obtido a partir do etanol, de acordo com a reação:



Entre as reações que podem ocorrer com o etanol, está a reação de eliminação intramolecular. Nela, o produto orgânico formado é

- a) um éter.
- b) um éster.
- c) um alceno.
- d) uma cetona.
- e) um ácido carboxílico.

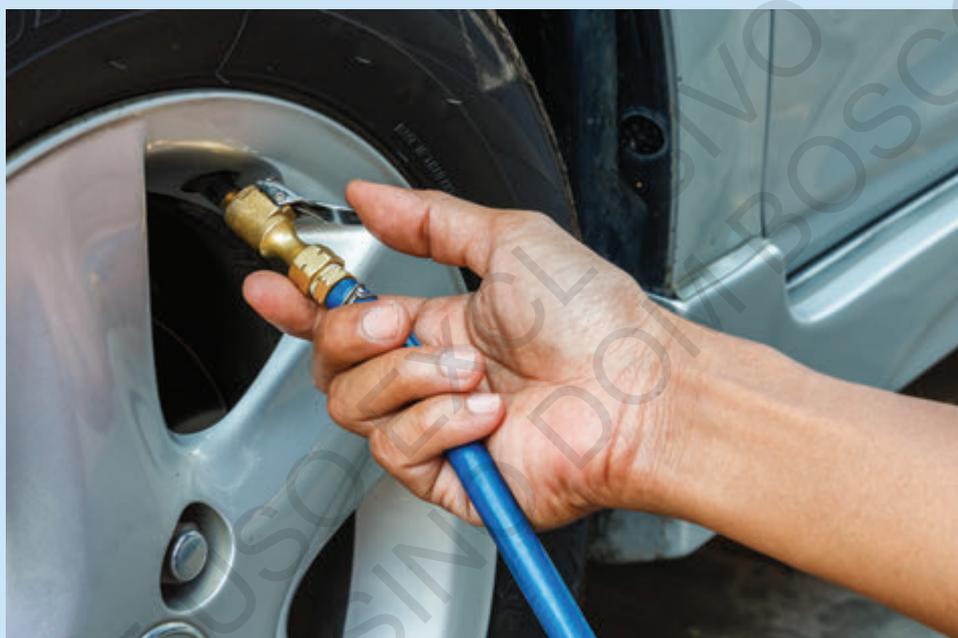
## 21

## REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ALCENOS

- Oxidação de alcenos
- Oxidação branda ou di-hidroxiilação de alcenos
- Oxidação enérgica de alcenos
- Ozonólise de alcenos

## HABILIDADES

- Equacionar a oxidação branda, a ozonólise e a oxidação enérgica de um alceno.
- Deduzir a fórmula de um alceno, sabendo os produtos de sua oxidação branda, ozonólise ou oxidação enérgica.
- Interpretar a transformação química como resultante da quebra de ligações nos reagentes e na formação de novas ligações, que resulta nos produtos.
- Identificar códigos, símbolos, equações e expressões próprias da linguagem química.



Calibragem de um pneu.

Os pneus de automóveis costumavam ser calibrados com gás ozônio. Entretanto, ao longo do tempo, começou-se a perceber que a degradação dos pneus ocorria mais rapidamente quando calibrados com esse gás do que com nitrogênio. Tal fenômeno ocorre porque acontece uma reação entre o gás ozônio e as duplas-ligações presentes na estrutura da borracha. Por causa disso, hoje em dia, os equipamentos para a calibragem dos pneus de automóveis presentes nos postos de gasolina são cheios de gás nitrogênio, uma vez que ele é inerte (não reage com a borracha do pneu).

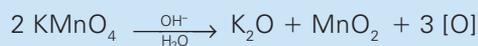
## Reações de oxidação

Essas reações são caracterizadas pela transferência de elétrons e podem ser verificadas pela mudança do Nox do elemento no reagente e no produto. Quando há o envolvimento de substâncias orgânicas, é comum haver variação do Nox do carbono.

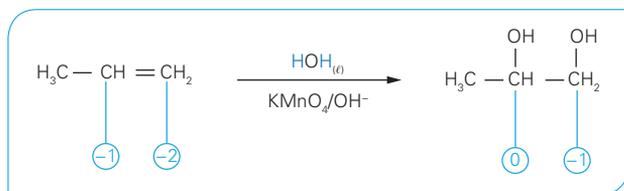
As reações de oxirredução nos compostos orgânicos são provocadas pelo oxigênio (oxidação) e pelo hidrogênio (redução). Neste módulo, estudaremos a oxidação dos alcenos.

### OXIDAÇÃO BRANDA OU DI-HIDROXIILAÇÃO DE ALCENO

A oxidação branda dos alcenos ocorre na presença de um agente oxidante, que, geralmente, é o **reagente de Baeyer** (solução aquosa diluída de  $\text{KMnO}_4$ , em meio neutro ou levemente básico e a frio). Esse reagente é responsável por fornecer o agente oxidante ( $[\text{O}]$ ) que provoca a oxidação do alceno.

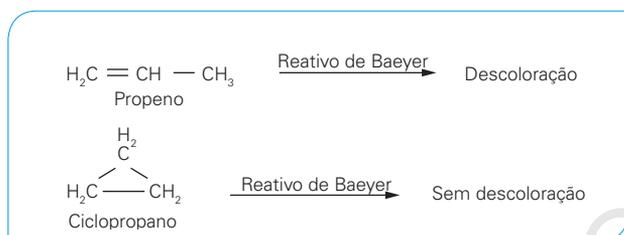


A oxidação branda dos alcenos resulta na formação de um diálcool ou diol.



### Observação

Os alcenos e os ciclanos são isômeros de cadeia, e essa reação (com o reagente de Baeyer) serve para identificar somente os alcenos, já que apenas eles reagem pela presença da dupla-ligação. A reação do alceno com o reagente de Baeyer causa um descoloramento da solução do reagente, passando de castanha (cor inicial) a incolor (cor final).



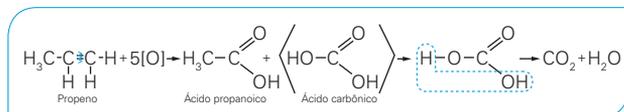
## OXIDAÇÃO ENERGICA

Para esse tipo de oxidação, utiliza-se como oxidante uma solução aquosa, concentrada, ácida e quente de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) ou dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ). Essa solução libera uma quantidade muito grande de átomos de oxigênio atômico,  $[\text{O}]$ , oxidando totalmente o alceno. Caso haja a formação de aldeídos na reação, estes também são oxidados a ácidos carboxílicos. A seguir, é mostrado o esquema de obtenção de oxigênio para essa reação.

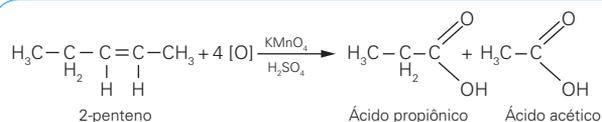


### Exemplos

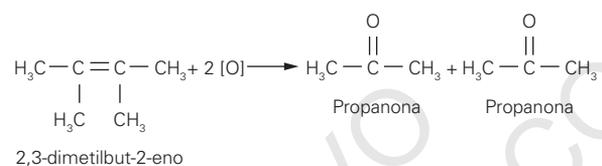
- Os carbonos da dupla-ligação são um primário e um secundário.



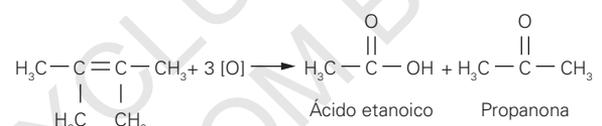
- Os dois carbonos da dupla-ligação são secundários. Há a formação de ácidos carboxílicos.



- Os dois carbonos da dupla-ligação são terciários. Há a formação de cetonas.



- Os carbonos da dupla-ligação são um secundário e um terciário.

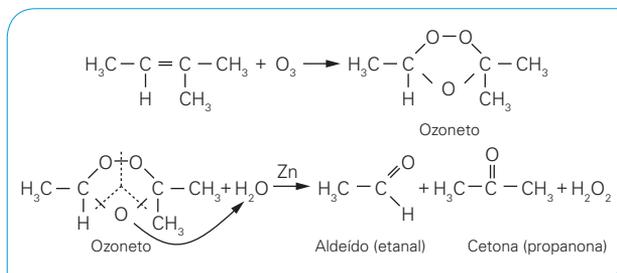


## OZONÓLISE

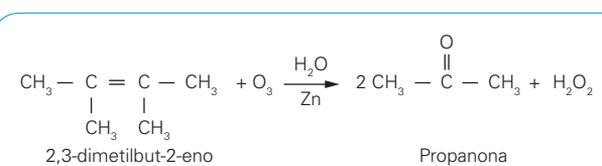
É a reação de um alceno com o ozônio ( $\text{O}_3$ ) na presença de água e catalisada pelo zinco metálico. Essa reação processa-se com a adição do ozônio à dupla-ligação, formando um intermediário, o ozoneto, o qual, posteriormente, sofre hidrólise, formando aldeído e cetona. O zinco, adicionado ao meio reacional, tem como finalidade destruir a  $\text{H}_2\text{O}_2$  formada, impedindo a oxidação dos aldeídos para ácidos carboxílicos. Os produtos obtidos dependem do tipo de carbono que participa da dupla-ligação.

### Exemplos

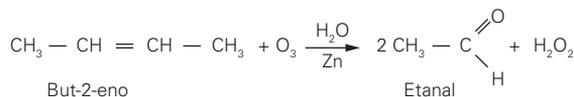
- Os carbonos da dupla-ligação são um secundário e um terciário. Há a formação de uma cetona e de um aldeído.



- Os dois carbonos da dupla-ligação são terciários. Há a formação de duas cetonas.



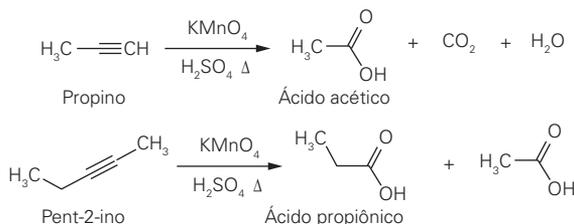
- Os dois carbonos da dupla-ligação são secundários. Há a formação de dois aldeídos.



## Outras reações de oxidação

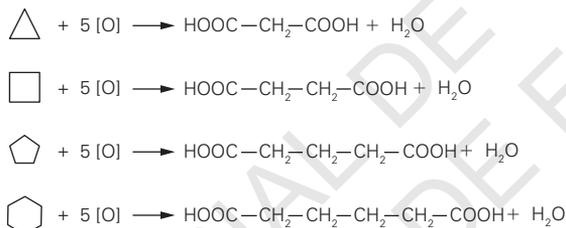
### OXIDAÇÃO DE ALCINOS

A oxidação enérgica dos alcinos leva à formação de ácidos carboxílicos, desde que a insaturação não esteja na extremidade da cadeia. Quando isso acontece, há a formação de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .



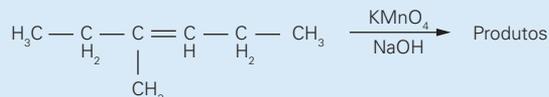
### OXIDAÇÃO DE CICLANOS

A reação de ciclanos com oxidantes fortes, como  $\text{KMnO}_4$ , em meio ácido, resulta na ruptura do ciclo, com a consequente formação de um ácido dicarboxílico.



### EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

1. UERJ – Na reação a seguir:

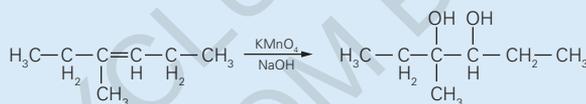


o nome oficial (IUPAC) do composto orgânico formado é

- 3-metil-3-hexanol.
- 4-metil-hexa-3-ol.
- 4-metil-hexan-3-ona.
- 4-metil-hexan-3,4-diol.
- 3-metil-hexan-3,4-diol.**

#### Resolução

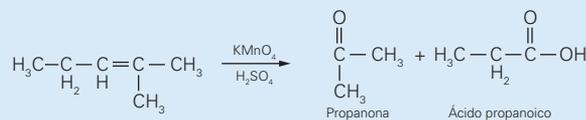
Como ocorre uma reação de oxidação branda do alceno, há a formação de um diol vicinal nos carbonos 3 e 4.



2. Cesgranrio-RJ – Assinale a opção que corresponde aos produtos orgânicos da oxidação enérgica (feita na presença de permanganato de potássio em meio ácido,  $\text{KMnO}_4$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) do composto 2-metilpent-2-eno.

- Propanal e ácido propanoico
- Ácido butanoico e etanol**
- Metoximetano e butanal
- Propanona e ácido propanoico
- Etanoato de metila e ácido butanoico

#### Resolução



## ROTEIRO DE AULA

## REAÇÃO DE OXIDAÇÃO DE ALCENOS

## Oxidação branda

Condições:

solução aquosa diluída de  $\text{KMnO}_4$ , em meio

neutro ou levemente básico e a frio.

Produtos

Diálcool vicinal

## Oxidação energética

Condições:

solução aquosa, concentrada, ácida e a quente

de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) oudicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).

Produtos

Carbono primário:  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ 

Carbono secundário: ácido carboxílico

Carbono terciário: cetona

## Ozonólise

Condição: ozônio ( $\text{O}_3$ ) na presença de água e zinco metálico

Produtos

Carbonos primário e secundário: aldeído

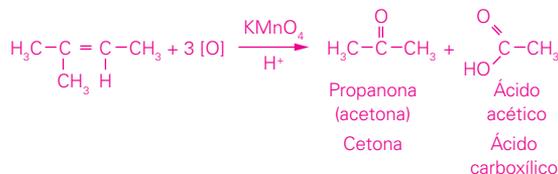
Carbono terciário: cetona

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

1. **UECE** – A substância que, por oxidação energética, fornece um mol de propanona e um mol de ácido etanoico é

- pent-2-eno.
- metilbutano.
- but-2-eno.
- metilbut-2-eno.**
- 2-metilbut-1-eno.

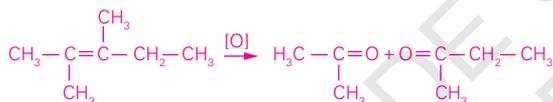
A reação de oxidação energética do metilbut-2-eno, em que um dos carbonos da dupla é terciário e o outro, secundário, apresenta a formação de um ácido carboxílico e de uma cetona, respectivamente:



2. **UPE** – Oxidou-se um hidrocarboneto com uma solução aquosa, concentrada e ácida, de permanganato de potássio, obtendo-se butanona e propanona. O hidrocarboneto oxidado foi o

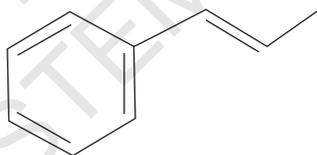
- pent-2-eno.
- 2,3-dimetilpent-2-eno.**
- 2-metil-3-etilpent-2-eno.
- 2,4-dimetilpent-2-eno.
- 2-metil-hex-2-eno.

A reação que ocorreu foi de oxidação energética ( $\text{KMnO}_4$  em meio ácido). Assim, o alceno que foi oxidado é o 2,3-dimetilpent-2-eno.

3. **Enem**

C7-H24

O permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) é um agente oxidante forte muito empregado tanto em nível laboratorial quanto industrial. Na oxidação de alcenos de cadeia normal, como o 1-fenil-1-propeno, ilustrado na figura, o  $\text{KMnO}_4$  é utilizado para a produção de ácidos carboxílicos.



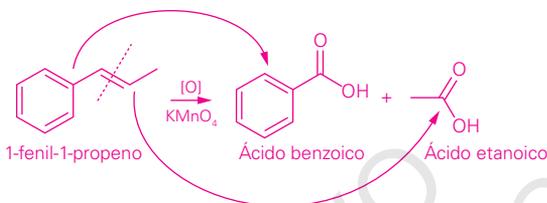
1-fenil-1-propeno

Os produtos obtidos na oxidação do alceno representado, em solução aquosa de  $\text{KMnO}_4$ , são

- ácido benzoico e ácido etanoico.**
- ácido benzoico e ácido propanoico.
- ácido etanoico e ácido 2-feniletanoico.
- ácido 2-feniletanoico e ácido metanoico.
- ácido 2-feniletanoico e ácido propanoico.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

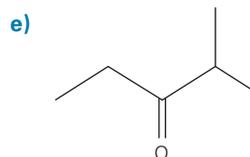
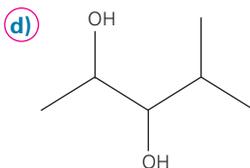
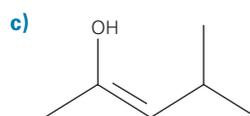
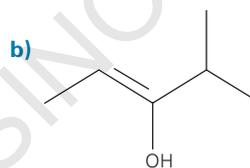
**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.



4. **PUC-RJ** – Considere a substância a seguir sofrendo oxidação na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ), em meio levemente alcalino.



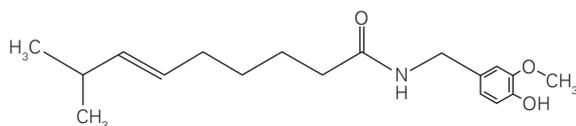
Nessas condições, o produto orgânico da reação é



A oxidação de um alceno na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ), em meio levemente alcalino, leva à formação de um diálcool vicinal, conforme mostra a equação a seguir.



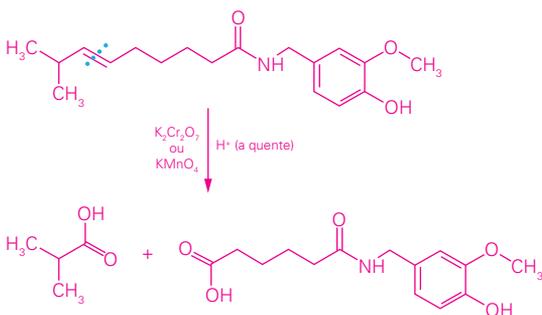
**5. Acafe-SC (adaptado)** – O *spray* de pimenta é um tipo de agente lacrimogêneo que possui a capsaicina como princípio ativo.



Fórmula estrutural da capsaicina

Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, apresente os produtos da oxidação enérgica da capsaicina.

A oxidação enérgica ( $K_2Cr_2O_7$  ou  $KMnO_4$  em meio ácido e quente) da capsaicina tem como produto majoritário um composto contendo o grupo funcional ácido carboxílico.



## 6. PUC-PR

O motor de um carro aquece muito, afinal, a combustão é a base do seu funcionamento. Para remover o excesso de calor, o motor de um carro é resfriado por um líquido que circula continuamente, o líquido de arrefecimento. Esse líquido pode ser água pura, mas há vantagem em utilizar aditivos que modificam as propriedades dessa água. Isso porque a água pura congela normalmente a  $0\text{ }^\circ\text{C}$  e ferve a  $100\text{ }^\circ\text{C}$ , mas a água com aditivos apresenta temperatura de congelamento mais baixa e de ebulição mais alta. Mes-

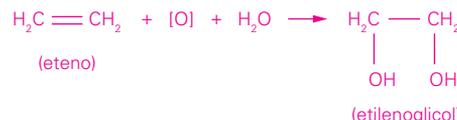
mo no Brasil, temperaturas muito baixas podem ocorrer à noite, nas regiões mais altas ou no Sul, e água pura no circuito de arrefecimento poderia congelar. Por outro lado, em um dia muito quente, a água de arrefecimento chega facilmente a mais de  $100\text{ }^\circ\text{C}$ , exigindo que o sistema trabalhe em uma temperatura mais alta. Temos como saída a utilização de um soluto nos líquidos de arrefecimento, conhecido como etilenoglicol, substância que pode ser produzida por uma reação de oxidação, com reagente de Baeyer (permanganato de potássio) em meio alcalino.

Disponível em: <<http://wap.educacao.uol.com.br/quimica/anticongelantes.htm>>.

Analisando o texto e a substância etilenoglicol, assinale a alternativa correta.

- O referido álcool é usado como líquido de arrefecimento, pois aumenta a temperatura de solidificação da água e diminui a temperatura de ebulição da água.
- O etilenoglicol possui suas moléculas unidas por forças intermoleculares ponte de London, o que justifica seu alto ponto de ebulição e de fusão.
- O reagente de Baeyer, mencionado no texto, possui caráter ácido em solução, sofrendo hidrólise salina.
- O etilenoglicol pode ser obtido por meio da oxidação branda do eteno, hidrocarboneto com cinco ligações sigma e uma ligação pi em sua fórmula estrutural.
- No etilenoglicol, temos os carbonos com hibridação  $sp^3$  e  $sp$ .

O etilenoglicol pode ser obtido por meio da oxidação branda do eteno, hidrocarboneto com cinco ligações sigma e uma ligação pi em sua fórmula estrutural.



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

### 7. Acafe-SC

"[...] Uma das reações características dos alcenos é a oxidação com o permanganato de potássio ( $KMnO_4$ ). Observa-se o descolorimento da solução violeta de permanganato de potássio pela reação com a dupla-ligação do alceno, originando um precipitado castanho devido à formação do óxido de manganês IV. Essa reação de identificação é conhecida como teste de Bayer [...]"

"[...] A identificação dos álcoois é feita com o reagente de Jones (uma solução de ácido crômico e ácido sulfúrico). O teste de Jones baseia-se na oxidação de álcoois primários e secundários em ácidos carboxílicos e cetonas, respectivamente, formando um precipitado verde de sulfato de cromo III [...]"

"[...] Os fenóis, ao reagirem com cloreto férrico, formam complexos coloridos, sendo esta uma das reações que identificam esses compostos. A coloração do complexo formado varia do azul ao vermelho, dependendo do solvente. Essa reação pode ocorrer em água, metanol ou diclorometano. [...]"

"[...] Uma das maneiras de identificar os ácidos carboxílicos é mediante a reação com o bicarbonato de

sódio. Nessa reação, ocorre a formação de sal, água e o desprendimento de gás carbônico. Esse último permite a visualização da ocorrência da reação [...]"

Medicamento	Estrutura química do princípio ativo
Codaten®	 Codeína
Energil C®	 Ácido ascórbico
Tylenol®	 Paracetamol
Aspirina®	 Ácido acetilsalicílico

Com base nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, analise as afirmativas a seguir.

- I. Misturando-se 2 mL de uma solução de Codaten® com cinco gotas de  $\text{KMnO}_4$  (1,0 mol/L), observa-se a mudança da coloração de violeta para castanho.
- II. Misturando-se separadamente 2 mL de uma solução de Energil C® e 2 mL de uma solução de Tylenol®, ambas com cinco gotas do reagente de Jones, observa-se uma coloração verde em ambas as reações.
- III. As fórmulas do óxido de manganês IV, sulfato de cromo III, cloreto férrico e bicarbonato de sódio são, respectivamente:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeCl}_2$  e  $\text{NaHCO}_3$ .
- IV. Misturando-se 2 mL de uma solução de Aspirina® com cinco gotas de bicarbonato de sódio (1,0 mol/L), observa-se a liberação de um gás.

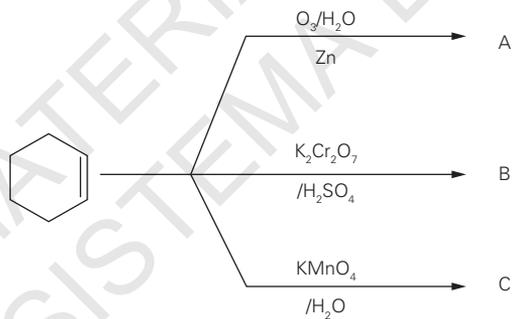
Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas as afirmativas I, II e III estão corretas.
- b) Apenas as afirmativas II, III e IV estão corretas.
- c) Apenas as afirmativas I e IV estão corretas.
- d) Apenas as afirmativas I e III estão corretas.

**8. OBO** – As reações de oxidação são muito comuns no cotidiano. Por exemplo:

- I. Quando usamos o permanganato de potássio, um sal violeta que podemos adquirir na farmácia, e o diluímos em água para lavar feridas da catapora ou frieiras nos pés, estamos fazendo reação de oxidação branda. Na química, essa solução é chamada de reativo de Baeyer.
- II. Nos bafômetros, é usado dicromato de potássio (alaranjado) dissolvido em água e ácido sulfúrico. Essa solução, chamada "solução sulfocrômica", oxida o etanol a ácido etanoico, mudando a coloração, variando de alaranjado para verde ou azul, de acordo com a concentração de etanol contida no ar expirado.
- III. Na purificação de ambientes, materiais hospitalares e até no tratamento da água, é usado o ozônio. A reação é chamada ozonólise, seguida de hidratação, na presença de zinco.

O esquema a seguir mostra as reações quando o ciclo-hexeno é submetido às respectivas oxidações.



Os produtos A, B e C são, respectivamente,

- a) hexanodial, ácido hexanodioico e ciclo-hexano-1,2-diol.
- b) ciclo-hexano, ciclo-hexanol e ácido hexanoico.
- c) ciclo-hexano-1,2-diol, ácido hexanoico e hexanal.
- d) hexanodial, ciclo-hexanol e ácido hexanoico.
- e) ácido hexanodioico, hexanal e ciclo-hexanol.

**9. PUC-PR** – A ozonólise é uma reação de alcenos com base no uso de ozônio como agente oxidante, seguida de uma hidrólise, catalisada pelo zinco metálico, formando aldeídos e/ou cetonas, além de peróxido de hidrogênio. Na reação de ozonólise do 2,3-dimetilbut-2-eno, nas condições citadas, o(s) produto(s) principal(is) formado(s) além do peróxido de hidrogênio é(são)

- a) propanal.
- b) butanona.
- c) etanal e propanona.
- d) propanona.
- e) propanal e propanona.

**10. UEM-PR** – A respeito de reações de oxidação e redução de compostos orgânicos, assinale as alternativas corretas.

- 01) O número de oxidação do carbono em compostos orgânicos pode variar de  $-4$  a  $+4$ , dependendo da eletronegatividade dos elementos ligados a esse átomo de carbono.
- 02) Uma solução de permanganato de potássio concentrado em meio ácido oxida a molécula de 2-buteno a 2,3-butanodiol.
- 04) Uma solução de dicromato de potássio concentrado em meio ácido oxida álcoois primários a ácidos carboxílicos e álcoois secundários a cetonas.
- 08) Aldeídos podem ser oxidados a ácidos carboxílicos mesmo em soluções oxidantes fracas, como podem ser reduzidos a álcoois primários em solução redutora.
- 16) O ácido butanodioico pode ser produzido a partir do ciclobutano em solução de  $\text{HNO}_3$  concentrado.

Dê a soma das alternativas corretas.

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

**11. Mackenzie-SP** – Os alcenos podem sofrer reações de oxidação branda ou enérgica, dependendo das condições do meio reacional. A oxidação branda ocorre em presença de um agente oxidante, geralmente  $\text{KMnO}_4$ , em solução aquosa diluída, neutra ou levemente alcalina, e leva à formação de um diol. Já a oxidação enérgica do alceno ocorre em presença de uma solução concentrada do agente oxidante, aquecida e ácida, e leva à formação de ácidos carboxílicos e/ou cetonas.

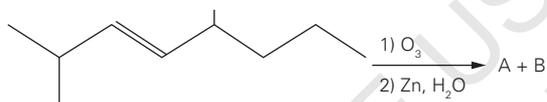
Ciente dessas informações, um técnico químico realizou uma reação de oxidação enérgica para duas amostras de diferentes alcenos, A e B, e obteve os seguintes resultados.

Reagente	Produtos
Alceno A	2 mols de ácido acético
Alceno B	1 mol de acetona e 1 mol de ácido propanoico

De acordo com as informações anteriores, os alcenos A e B são, respectivamente,

- eteno e 2-metilpent-1-eno.
- but-1-eno e hex-2-eno.
- eteno e pent-2-eno.
- but-2-eno e 2-metil-hex-2-eno.
- but-2-eno e 2-metilpent-2-eno.

## 12. UEG-GO



A figura anterior mostra a reação de ozonólise de um alceno, a qual leva à formação de dois compostos distintos.

- Forneça a nomenclatura do reagente.
- Forneça a fórmula estrutural plana dos compostos formados.

**13. Unicentro-PR** – Quando submetido a uma oxidação enérgica ( $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$ ), um composto orgânico fornece os produtos: ácido etanoico, gás carbônico e água. O reagente considerado é o

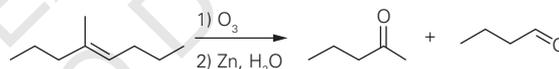
- propeno.
- 2-metilbut-2-eno.
- 2-metilbut-1-eno.
- pent-2-eno.
- but-2-eno.

**14. UEM-PR** – Assinale o que for correto.

- Soluções aquosas de dicromato de potássio e permanganato de potássio, concentradas, em meio ácido e a quente, são fortes soluções redutoras.
- A oxidação branda de um alceno forma um diol estável.
- A oxidação enérgica do metilpropeno forma dois ácidos carboxílicos.
- A acetona é um líquido à temperatura ambiente, que apresenta odor característico e é solúvel tanto em água como em solventes orgânicos.

Dê a soma dos itens corretos.

**15. Unioeste-PR** – A ozonólise foi uma reação utilizada por muito tempo para localizar a posição de uma dupla-ligação em uma molécula insaturada. Os produtos da reação são compostos carbonilados, que podem ser facilmente identificados. A seguir, tem-se a representação de uma reação de ozonólise de um alceno.



Ao observarmos os produtos da reação, podemos identificá-los, respectivamente, como

- pentan-4-ona e butan-1-ona.
- pentan-2-ona e butan-1-ona.
- pentan-4-ona e butanal.
- pentan-2-ona e butanal.
- pentan-2-ona e butanol.

**16. IME-RJ** – O composto A sofre hidratação em meio ácido, gerando um álcool, que, por sua vez, é oxidado com ácido crômico, produzindo a cetona B. Essa cetona também pode ser produzida a partir do composto C, pela ozonólise seguida de hidratação. Entre as alternativas a seguir, a única que pode corresponder aos compostos A, B e C, respectivamente, é

- eteno; acetona; 2,3-dimetilbut-2-eno.
- o-xileno; benzofenona; anilina.
- 1,2-difeniletano; benzofenona; 1,1-difeniletano.
- estireno; acetofenona; 1,1-difenil-2-metilpropeno.
- but-2-eno; butanona; 3,4-dimetil-hex-3-eno.

**17. ITA-SP** – O composto 3,3-dimetil-1-penteno reage com água em meio ácido e na ausência de peróxidos, formando um composto X que, a seguir, é oxidado para formar um composto Y. Os compostos X e Y formados preferencialmente são, respectivamente,

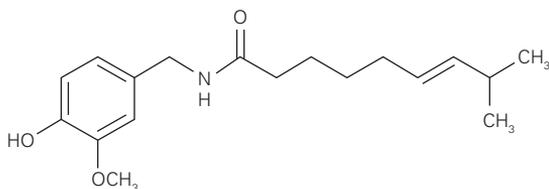
- um álcool e um éster.
- um álcool e uma cetona.
- um aldeído e um ácido carboxílico.
- uma cetona e um aldeído.
- uma cetona e um éster.

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. IFPE

C7-H24

A capsaicina é o componente ativo das pimentas conhecidas internacionalmente como pimentas *chili*, que são plantas pertencentes ao gênero *Capsicum*. Geralmente, é obtida com o extrato de pimenta natural e acondicionada em *sprays* ou bombas de efeito moral utilizadas pelas forças policiais em dispersão de aglomerações humanas. Atua nas mucosas dos olhos, do nariz e da boca, causando irritação, ardor e sensação de pânico. A capsaicina, no organismo dos pássaros, funciona como um anestésico natural, enquanto, em humanos, causa ardor. Na fabricação do gás de pimenta, a capsaicina é misturada a uma espécie de óleo sintético, para dificultar a remoção do produto. Por isso, é inútil que a vítima lave a área atingida com água. A capsaicina é um agente de baixo grau de periculosidade, mas pode causar a morte em casos raros. A União das Liberdades Cívicas Americanas afirma ter documentado 40 mortes pelo uso de *sprays* de gás de pimenta.



Em relação à capsaicina, a reação de oxidação branda da dupla-ligação leva à formação de

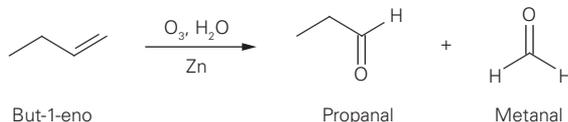
- um diálcool vicinal.
- uma cetona e um aldeído.
- uma cetona e um ácido carboxílico.
- um aldeído e gás carbônico.
- um alcano.

## 19. Enem

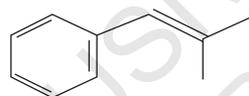
C7-H24

A ozonólise, reação utilizada na indústria madeireira para a produção de papel, é também utilizada em escala de laboratório, na síntese de aldeídos e cetonas. As duplas-ligações dos alcenos são clivadas pela oxidação com o ozônio ( $O_3$ ), em presença de água e zinco metálico, e a reação produz aldeídos e/ou cetonas, dependendo do

grau de substituição da dupla-ligação. Duplas-ligações dissubstituídas geram cetonas, enquanto as duplas-ligações terminais ou monossubstituídas dão origem a aldeídos, como mostra o esquema.



Considere a ozonólise do composto 1-fenil-2-metilprop-1-eno:



Quais são os produtos formados nessa reação?

- Benzaldeído e propanona
- Propanal e benzaldeído
- 2-feniletanal e metanal
- Benzeno e propanona
- Benzaldeído e etanal

## 20. Enem

C7-H24

A maioria dos alimentos contém substâncias orgânicas, que possuem grupos funcionais e/ou duplas-ligações que podem ser alteradas pelo contato com o ar atmosférico, resultando na mudança do sabor, aroma e aspecto do alimento, podendo também produzir substâncias tóxicas ao organismo. Essas alterações são conhecidas como rancificação do alimento.

Essas modificações são resultantes de ocorrência de reações de

- oxidação.
- hidratação.
- neutralização.
- hidrogenação.
- tautomerização.

# REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ÁLCOOIS E REAÇÕES DE REDUÇÃO

22

INACIO PIRES/SHUTTERSTOCK



Garrafa contendo vinho tinto.

Os vinhos, após abertos e expostos ao ar atmosférico (fonte de oxigênio), com o passar do tempo, vão adquirindo um sabor azedo. Isso se deve à reação de oxidação do álcool etílico pelo ar, formando-se o ácido acético, que possui um sabor azedo. Muitas pessoas dizem que o vinho se transforma em vinagre pelo fato de o ácido acético ser o seu principal componente.

## Reações de oxidação de álcoois

A reação de oxidação de um álcool a aldeído dá-se pela passagem de vapor de álcool por um tubo de vidro com metal cobre a 300 °C, atuando este como catalisador da reação. Essa reação é também chamada desidrogenação, porque ocorre saída de átomos de hidrogênio da molécula. A oxidação de um álcool a aldeído ainda pode

ser feita na presença de dicromato de potássio, acidificado com ácido sulfúrico diluído ( $K_2Cr_2O_7/H^+$ ), ou quando expostos ao oxigênio do ar.

### OXIDAÇÃO DE ÁLCOOIS PRIMÁRIOS

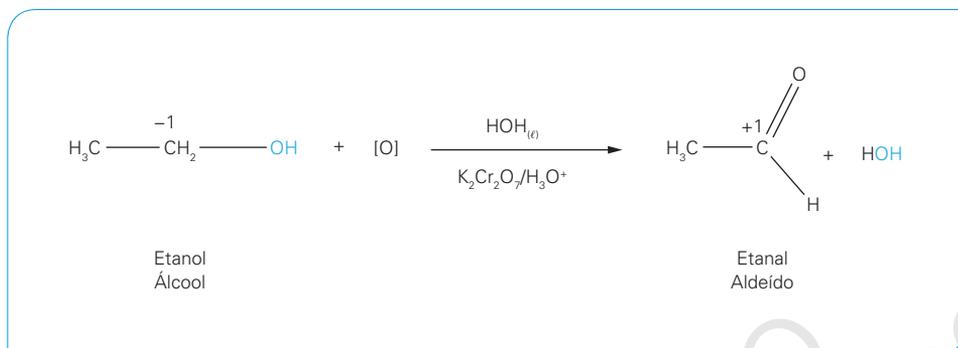
Para ocorrer a oxidação do carbono ligado à hidroxila, é necessário que esse mesmo carbono também tenha ligação com o elemento hidrogênio. No caso de álcoois primários, o carbono da hidroxila contém dois átomos de hidrogênio ligados a ele diretamente, o que lhe confere dois pontos de oxidação. Dessa forma, pode ocorrer uma oxidação parcial (formação de aldeído) ou uma oxidação total (formação de ácido carboxílico).

- Oxidação parcial de álcool primário
- Oxidação total de álcool primário
- Oxidação de álcool secundário
- Reações de redução de ácido carboxílico, aldeído e cetona

#### HABILIDADES

- Conhecer os diferentes tipos de produtos formados em reações de oxidação com álcoois primários e secundários.
- Entender que os álcoois terciários não sofrem reações de oxidação.
- Compreender que as reações de redução são inversas às reações de oxidação.

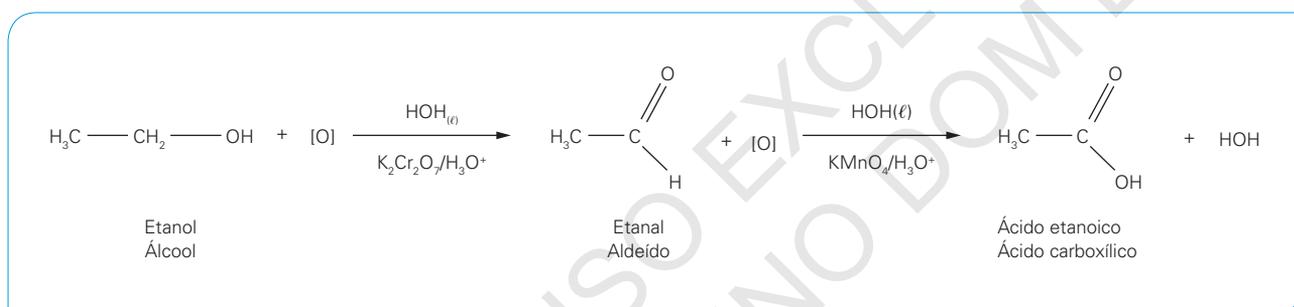
## Oxidação parcial



O Nox do carbono que contém o grupo OH, no etanol, aumenta de -1 para +1.

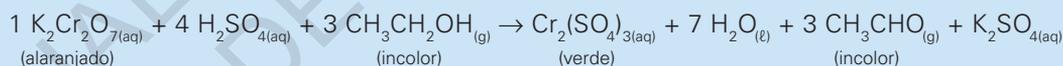
Essa reação só permite a obtenção de aldeído se, à medida que ele for produzido, for sendo destilado do meio reacional, já que o aldeído é facilmente oxidado a ácido carboxílico.

## Oxidação total



A oxidação total de um álcool primário permite a obtenção de um ácido carboxílico. Essa reação é a responsável por oxidar o álcool etílico presente no vinho e gerar o ácido acético, de sabor azedo.

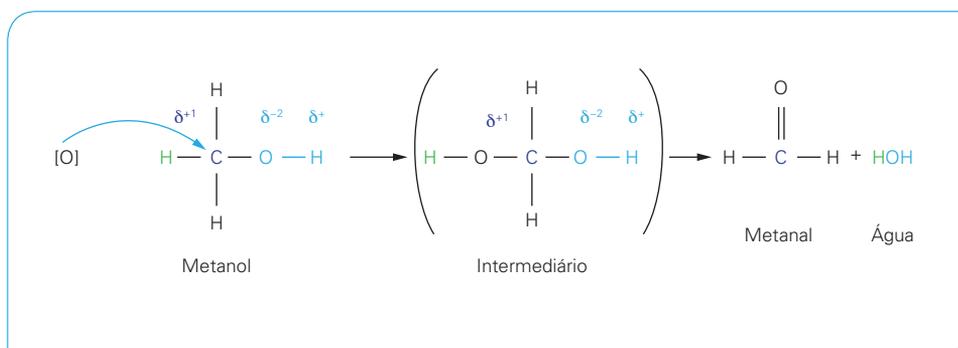
A reação de oxidação do etanol, na presença de dicromato de potássio, é a reação presente no teste de bafômetro.



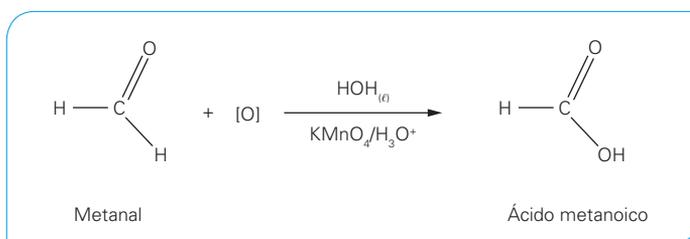
### Observação

O metanol, por possuir três átomos de hidrogênio ligados ao carbono da hidroxila, sofre oxidação até a formação do ácido carbônico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Como esse ácido é instável, ocorre sua decomposição em gás carbônico,  $\text{CO}_2$ , e água.

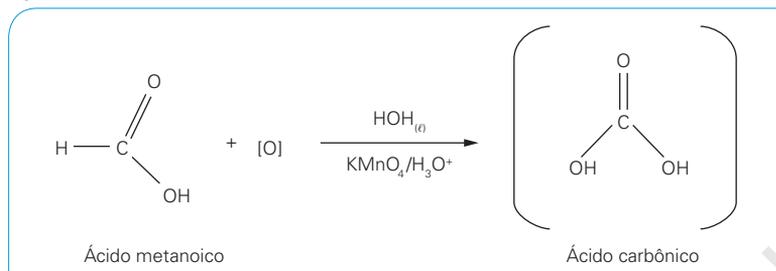
### 1. Oxidação do metanol a metanal



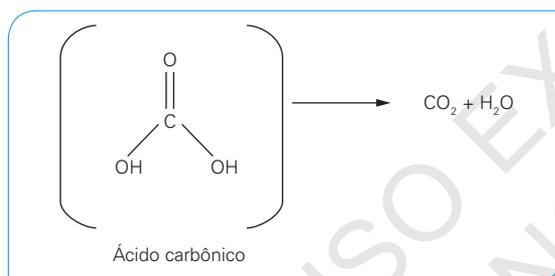
## 2. Oxidação do metanal a ácido metanoico



## 3. Oxidação do ácido metanoico a ácido carbônico

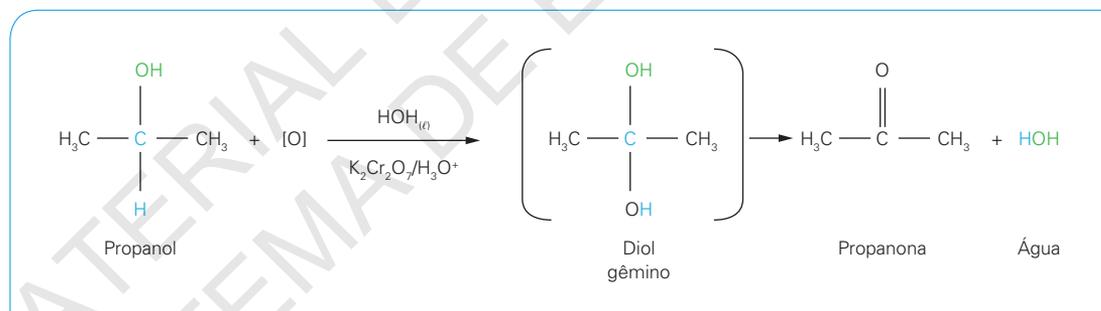


## 4. Decomposição do ácido carbônico

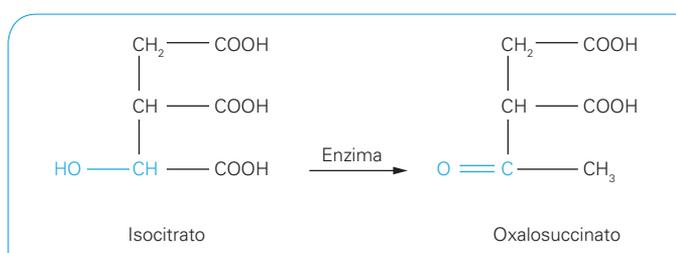


## OXIDAÇÃO DE ÁLCOOS SECUNDÁRIOS

Em álcoois secundários, como o carbono que tem a hidroxila, só há um hidrogênio; a oxidação desse carbono leva à formação de um diol gêmeo, que é instável, sofrendo decomposição em um grupamento carbonila.



A oxidação do álcool é importante nos organismos vivos. As reações de oxidação controladas por enzimas fornecem às células de energia a possibilidade de realizar um trabalho útil. Um passo no metabolismo dos carboidratos envolve a oxidação do grupo álcool secundário no ácido isocítrico por um grupo cetona:



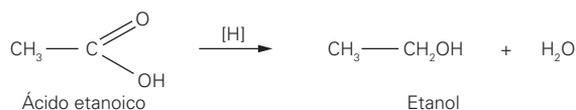
## OXIDAÇÃO DE ÁLCOOS TERCIÁRIOS

Não ocorre a oxidação de álcoois terciários, pois não há hidrogênios que possam sofrer o ataque de oxigênios nascentes, [O], no átomo de carbono da hidroxila.

## Outras reações

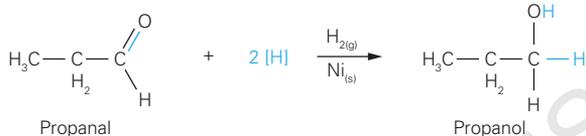
### REDUÇÃO DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Essa reação ocorre na presença de redutores, como o hidreto de alumínio e lítio ( $\text{LiAlH}_4$ ) em solução etérea, em duas etapas: primeiramente, o ácido carboxílico é reduzido a aldeído, e, conseqüentemente, o aldeído é reduzido a álcool primário.



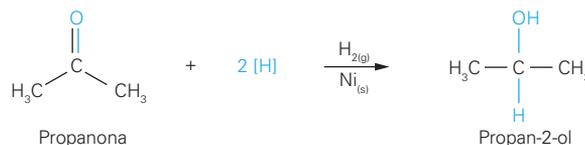
### REDUÇÃO DE ALDEÍDOS

A redução de aldeídos leva à formação de álcoois primários.



## REDUÇÃO DE CETONAS

A reação de redução de cetonas leva à formação de álcoois secundários.



### EXERCÍCIO RESOLVIDO

1. UPF-RS – Considere a reação a seguir.



Com relação a ela, pode-se afirmar que

- a) os álcoois secundários não sofrem oxidação.
- b) o reagente é um álcool terciário, por isso sofre oxidação.
- c) a propanona é produto da oxidação de propan-2-ol.
- d) o propan-2-ol, ao sofrer oxidação, fornece aldeídos.
- e) o propan-2-ol, ao sofrer redução, fornece propanona.

#### Resolução

O produto obtido da oxidação do propan-2-ol é a propanona.

# ROTEIRO DE AULA

## Reação de oxidação de álcoois

**Álcool primário**

Produto da oxidação parcial:

aldeído

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Produto da oxidação total:

ácido carboxílico

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Álcool secundário

Produto:

Cetona

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Álcool terciário**

Não ocorre oxidação.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

## 1. Unicentro-SP



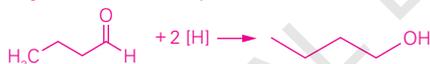
O vinho contém cerca de 10% de etanol, V/V, e, pela ação de micro-organismos e do oxigênio do ar, o etanol é oxidado e então o vinho azeda. Para serem protegidos do processo de oxidação, os vinhos são envelhecidos em garrafas de vidro e em barris de carvalho colocados em posição horizontal. Considerando-se essas informações e relacionando-as ao fenômeno de oxidação pelo ar atmosférico, é correto afirmar:

- a) A forte acidez dos vinhos azedos é constatada quando algumas gotas de solução incolor de fenolftaleína se tornam vermelhas, no ponto de viragem, com pH igual a 8, ao ser gotejada em 1,0 mL de amostra da bebida em um tubo teste.
- b) O vinho completamente oxidado transforma-se em vinagre, uma solução aquosa de ácido etanoico de odor característico.
- c) O volume de 250,0 mL de vinho, em uma taça, contém 20,0 mL de etanol misturado a 180,0 mL de água.
- d) A oxidação parcial do vinho produz etanal,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , um subproduto de propriedades ácidas.
- e) Os vinhos, quanto mais envelhecidos, mais saborosos e ácidos se tornam.

O álcool etanol presente no vinho reage com  $\text{O}_2$  do ar e transforma-se em ácido acético ou ácido etanoico.

**2. Sistema Dom Bosco** – Os álcoois podem ser obtidos pela redução de aldeídos e cetonas. Escreva as reações para a obtenção de 1-butanol e 2-butanol, indicando o nome dos reagentes utilizados.

Para a obtenção de 1-butanol, precisamos partir de um aldeído como reagente. Nesse caso, partimos do butanal:



Para a obtenção de 2-butanol, precisamos partir de uma cetona como reagente. Nesse caso, partimos da 2-butanona:



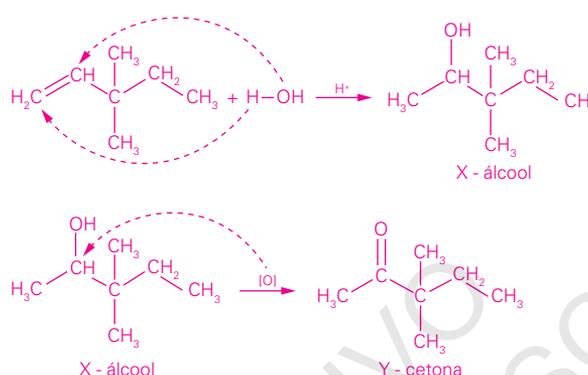
## 3. ITA-SP

C7-H24

O composto 3,3-dimetil-1-penteno reage com água em meio ácido e na ausência de peróxidos, formando um composto X que, a seguir, é oxidado para formar um composto Y. Os compostos X e Y formados preferencialmente são, respectivamente,

- a) um álcool e um éster.
- b) um álcool e uma cetona.
- c) um aldeído e um ácido carboxílico.
- d) uma cetona e um aldeído.
- e) uma cetona e um éster.

O processo descrito pode ser representado por:



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos de química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura de química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**4. UNB-DF** – A fração aquosa separada ao final do processo de destilação por arraste a vapor é denominada hidrolato ou água floral. Usada pela indústria de cosméticos, perfumaria e aromaterapia, ela contém pequenas quantidades de óleos essenciais dissolvidos, além de outros compostos presentes nas plantas. O hidrolato apresenta pH ácido, visto que parte dos compostos nele presentes são ácidos, incluindo-se ácidos carboxílicos formados a partir da oxidação de álcoois e aldeídos.

Tendo como referência o texto precedente e considerando o comportamento ideal para as soluções envolvidas, julgue o item e faça o que se pede.

A formação de um ácido carboxílico pode ocorrer a partir da oxidação de um álcool secundário.

a) ( ) Correto.

b) ( ) Incorreto.

Justifique sua resposta.

**Incorreto.** Durante a oxidação de um álcool primário, forma-se, de modo

intermediário, um aldeído. A reação raramente para nesse estágio, sen-

do que esse aldeído é oxidado a ácido carboxílico.

A oxidação do álcool secundário forma cetona.

---



---



---



---



---



---



---



---

**5. UFRJ** – Um determinado produto, utilizado em limpeza de peças, foi enviado para análise, a fim de se determinarem os compostos de sua fórmula. Descobriu-se, após um cuidadoso fracionamento, que o produto era composto por três substâncias diferentes, codificadas como A, B e C. Cada uma dessas substâncias foi analisada, e os resultados podem ser vistos na tabela a seguir.

Substância	Fórmula molecular	Temperatura de ebulição	Oxidação branda
A	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O	7,9 °C	Não reage.
B	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O	82,3 °C	Produz cetona.
C	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O	97,8 °C	Produz aldeído.

- a) Com base nos resultados da tabela, dê o nome e escreva a fórmula estrutural do produto da oxidação branda de B.
- b) Escreva as fórmulas estruturais de A e C e explique por que o ponto de ebulição de A é menor que a temperatura de ebulição de C.

a) Propanona



b) (A) CH<sub>3</sub> - O - CH<sub>2</sub> - CH<sub>3</sub>

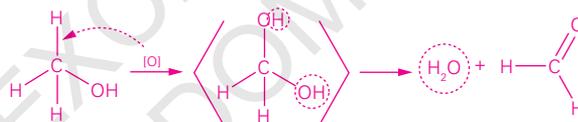


A temperatura de ebulição de A é menor do que a de C porque o composto C faz ligações de hidrogênio (interação intermolecular forte).

**6. UECE** – Bebidas alcoólicas, como licores artesanais, podem, algumas vezes, apresentar metanol, uma substância tóxica, imprópria para o consumo. Quando exposto a algum agente oxidante, o metanol sofre oxidação. A equação química dessa reação é

- a)  $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$
- c)  $3 \text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{COCH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{HCOOH} + \text{H}_2$

Esquema reacional da oxidação parcial do metanol (que pode ocorrer em maior escala nas bebidas contaminadas por esse álcool):



## EXERCÍCIOS PROPOSTOS

**7. Fuvest-SP** – O 1,4-pentanodiol pode sofrer reação de oxidação em condições controladas, com formação de um aldeído A, mantendo o número de átomos de carbono da cadeia. O composto A formado pode, em certas condições, sofrer reação de descarboxilação, isto é, cada uma de suas moléculas perde CO, formando o composto B. O esquema a seguir representa essa sequência de reações.



Os produtos A e B dessas reações são

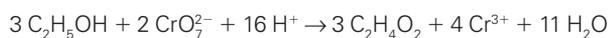
	A	B
a)		
b)		
c)		
d)		
e)		

**8. Uesb-BA (adaptado)** – A prática secular que recomenda o armazenamento "deitado" de garrafas de vinho, para umedecimento da rolha, assegura maior durabilidade do produto ao evitar a degradação do etanol, conforme a sequência de reações:



Escreva o nome e a fórmula estrutural dos produtos I e II.

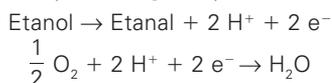
**9. UECE** – Um tipo de "bafômetro" tem seu funcionamento baseado na reação representada por:



O produto orgânico que se forma nessa reação é um(a)

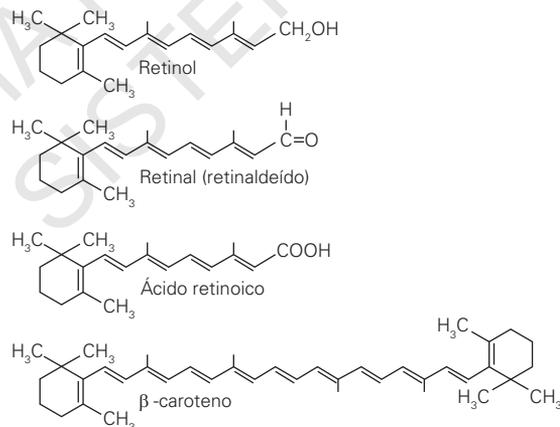
- a) ácido carboxílico.
- b) álcool.
- c) aldeído.
- d) cetona.

**10. Unitau-SP** – Um estudo recente alerta para o fato de que a ingestão contínua e em grandes quantidades de álcool por adolescentes (o chamado “encher a cara”) pode afetar o desenvolvimento do cérebro e aumentar riscos de desenvolvimento de doenças e outras desordens, como depressão, ansiedade e desordens metabólicas. Além disso, o consumo de álcool nessas condições pode causar mudanças na saúde neurológica dos descendentes desses adolescentes. O álcool pode ser detectado por um teste que utiliza um sensor etílico, popularmente conhecido como bafômetro. Os sensores etílicos mais utilizados no Brasil apresentam funcionamento descrito pelas reações químicas a seguir.



- a) Na equação anterior, o etanol é oxidado completamente? Justifique sua resposta.
- b) Discuta, com base nas equações anteriores, como o sensor etílico detecta se uma pessoa está alcoolizada. Considere que, de acordo com a legislação brasileira, a concentração de etanol que esteja acima de 0,34 mg por litro de ar soprado no sensor (equivalente a 0,6 g de etanol por litro de sangue) configura crime.

**11. PUC-SP** – O  $\beta$ -caroteno é um corante antioxidante presente em diversos vegetais amarelos ou laranja, como a cenoura, por exemplo. Em nosso organismo, o  $\beta$ -caroteno é um importante precursor do retinal e do retinol (vitamina A), substâncias envolvidas no metabolismo da visão.



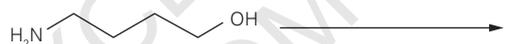
Sobre as reações envolvidas no metabolismo do retinol, foram feitas as seguintes afirmações.

- I.  $\beta$ -caroteno, retinal e retinol são classificados, respectivamente, como hidrocarboneto, aldeído e álcool.
- II. O retinol sofre oxidação ao ser transformado em retinal.
- III. Retinal é um isômero de função do retinol.
- IV. O retinal é reduzido ao se transformar em ácido retinoico.

Estão corretas apenas as afirmações

- a) I e II.
- b) II e III.
- c) I e IV.
- d) II e IV.

**12. UFJF-MG** – O ácido  $\gamma$ -aminobutírico (GABA) é um aminoácido que age no sistema nervoso central. Distúrbios na biossíntese ou metabolização desse ácido podem levar ao desenvolvimento de epilepsia. A última etapa da síntese química do GABA utiliza reação de oxidação de álcool.



Represente a equação de oxidação total do álcool para a produção do ácido  $\gamma$ -aminobutírico (GABA) e qual reagente oxidante deve ser utilizado para realizar essa síntese.

**13. Cefet-MG** – Os álcoois, quando reagem com permanganato de potássio, em meio ácido e com aquecimento, podem ser oxidados a aldeídos, cetonas ou ácidos carboxílicos. O álcool que, submetido às condições citadas, **não** é capaz de reagir é o

- a) etanol.
- b) butan-2-ol.
- c) ciclohexanol.
- d) 2-metilpropan-2-ol.
- e) 2-metilpent-1-en-3-ol.

**14. UEPG-PR** – Sobre as reações de oxidação e redução de álcoois, assinale o que for correto.

- 01) O ácido propanoico pode ser reduzido a 2-propanol.
- 02) O terc-butanol pode ser oxidado em butanona.
- 04) A oxidação completa do etanol produz ácido acético.

- 08) O produto final da redução do ácido fórmico é o metanol.
- 16) O acetaldeído pode ser reduzido em etanol.
- Dê a soma dos itens corretos.

15. **UnirG-TO** – Os álcoois podem ser classificados como álcoois primários, secundários e terciários. Os produtos de oxidação dos álcoois primários e secundários, na presença de agentes oxidantes, apresentam, respectivamente, as funções
- ácido carboxílico e hidrocarboneto.
  - aldeído e cetona.
  - amina e amida.
  - éster e éter.

16. **USF-SP**

Água para comer! Companhia inventa jeito de matar a sede com cápsula líquida



A falta de acesso à água potável é um dos grandes problemas enfrentados por vários países. Para tentar resolver essa questão de distribuição de água, a Skipping Rocks Lab, uma *startup* de Londres, resolveu inovar. A solução encontrada por eles é fazer uma cápsula de água líquida que pode ser facilmente transportada.

O nome da invenção é “Ooho!” e ela é, na verdade, um envoltório esférico feito de algas marinhas, contendo água e que pode ser ingerido. A cápsula foi criada pensando na diminuição de lixo originado por garrafas d’água que danificam o meio ambiente, assim como o processo de engarrafamento que também é danoso.

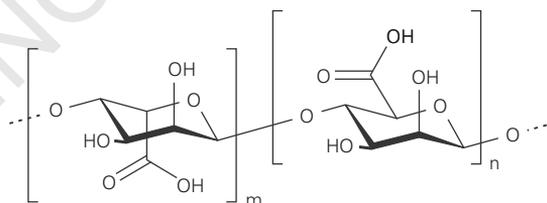
A *startup* usa cloreto de cálcio e alginato de sódio das algas marinhas para fazer as cápsulas, e isso custa apenas R\$ 1,00, bem mais barato do que o valor gasto para produzir garrafas d’água.

As esferas usam membranas duplas para carregar o líquido. Primeiramente, a água é congelada e, depois, coberta numa combinação de cloreto de cálcio e alginato de sódio. Quando a água degela, vira uma bolinha macia pronta para ser ingerida.

Disponível em: <<http://www.folhavoria.com.br/geral/noticia/2015/09/agua-de-comer-companhia-inventa-jeito-de-matar-a-sede-com-capsula-liquida.html>>. Acesso em: 24 abr. 2017.  
Adaptado.

O texto apresentado traz uma possível solução para os problemas causados pelo excesso de plástico em nosso planeta. A respeito das substâncias envolvidas na constituição da cápsula de água, faça o que se pede.

- Escreva a equação química de neutralização total entre um ácido e uma base que propicie a formação do sal cloreto de cálcio.
- Considerando a estrutura do alginato apresentada a seguir, em que m e n se repetem inúmeras vezes, determine o número de carbonos trigonais planos que estão representados na figura.

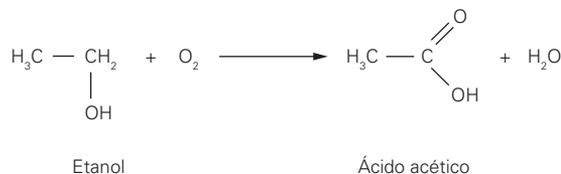


- O alginato apresenta, em sua estrutura, a classe funcional dos álcoois. Determine a função orgânica que pode ser gerada na molécula de alginato caso ocorra um processo de oxidação alcoólica total.

## 17. Mackenzie-SP

A palavra vinagre vem do latim *vinum*, “vinho”, e *acre*, “azedo”. Desde a Antiguidade, a humanidade sabe fabricar vinagre; basta deixar o vinho azedar. Nessa reação, o etanol reage com o oxigênio ( $O_2$ ) e transforma-se em ácido acético.

TITO e CANTO, *Química na abordagem do cotidiano*, v. 3.



De acordo com a equação da reação química anterior, de obtenção do ácido acético (componente do vinagre), foram realizadas as seguintes afirmações.

- I. O etanol sofre oxidação.
- II. O Nox do carbono carboxílico do ácido acético é igual a  $-3$ .
- III. O gás oxigênio ( $O_2$ ) atua como agente oxidante.
- IV. O Nox do carbono que possui o grupo funcional no etanol é igual a  $+1$ .

Estão corretas somente as afirmativas

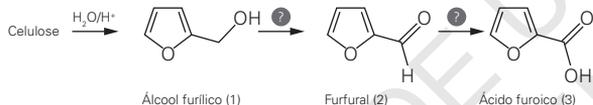
- |                 |                  |
|-----------------|------------------|
| a) I, III e IV. | d) II, III e IV. |
| b) II e IV.     | e) I e II.       |
| c) I e III.     |                  |

## ESTUDO PARA O ENEM

## 18. UFSM-RS

C7-H24

As lavouras brasileiras são sinônimo de alimentos que vão parar nas mesas das famílias brasileiras e do exterior. Cada vez mais, no entanto, com o avanço da tecnologia química, a produção agropecuária tem sido vista também como fonte de biomassa que pode substituir o petróleo como matéria-prima para diversos produtos, tais como etanol, biogás, biodiesel, bioquerosene, substâncias aromáticas, biopesticidas, polímeros e adesivos. Por exemplo, a hidrólise ácida da celulose de plantas e materiais residuais resulta na produção de hidroximetilfurfural e furfural. Esses produtos são utilizados na geração de outros insumos, também de alto valor agregado, usados na indústria química. O esquema de reações mostra a transformação da celulose no álcool furílico e a conversão deste em outros derivados.



Observando o esquema de reações, é correto afirmar que a transformação de 1 em 2 e a de 2 em 3 envolvem, respectivamente, reações de

- a) hidrólise e oxidação.
- b) redução e oxidação.
- c) oxidação e oxidação.
- d) redução e hidrólise.
- e) redução e redução.

## 19. UFRGS-RS

C7-H24

O ácido lactobiónico é usado na conservação de órgãos de doadores. A sua síntese é feita a partir da lactose, na qual um grupo aldeído é convertido em grupo ácido carboxílico. A reação em que um ácido carboxílico é formado a partir de um aldeído é uma reação de

- |                  |                     |
|------------------|---------------------|
| a) desidratação. | d) descarboxilação. |
| b) hidrogenação. | e) substituição.    |
| c) oxidação.     |                     |

## 20. Faceres-SP

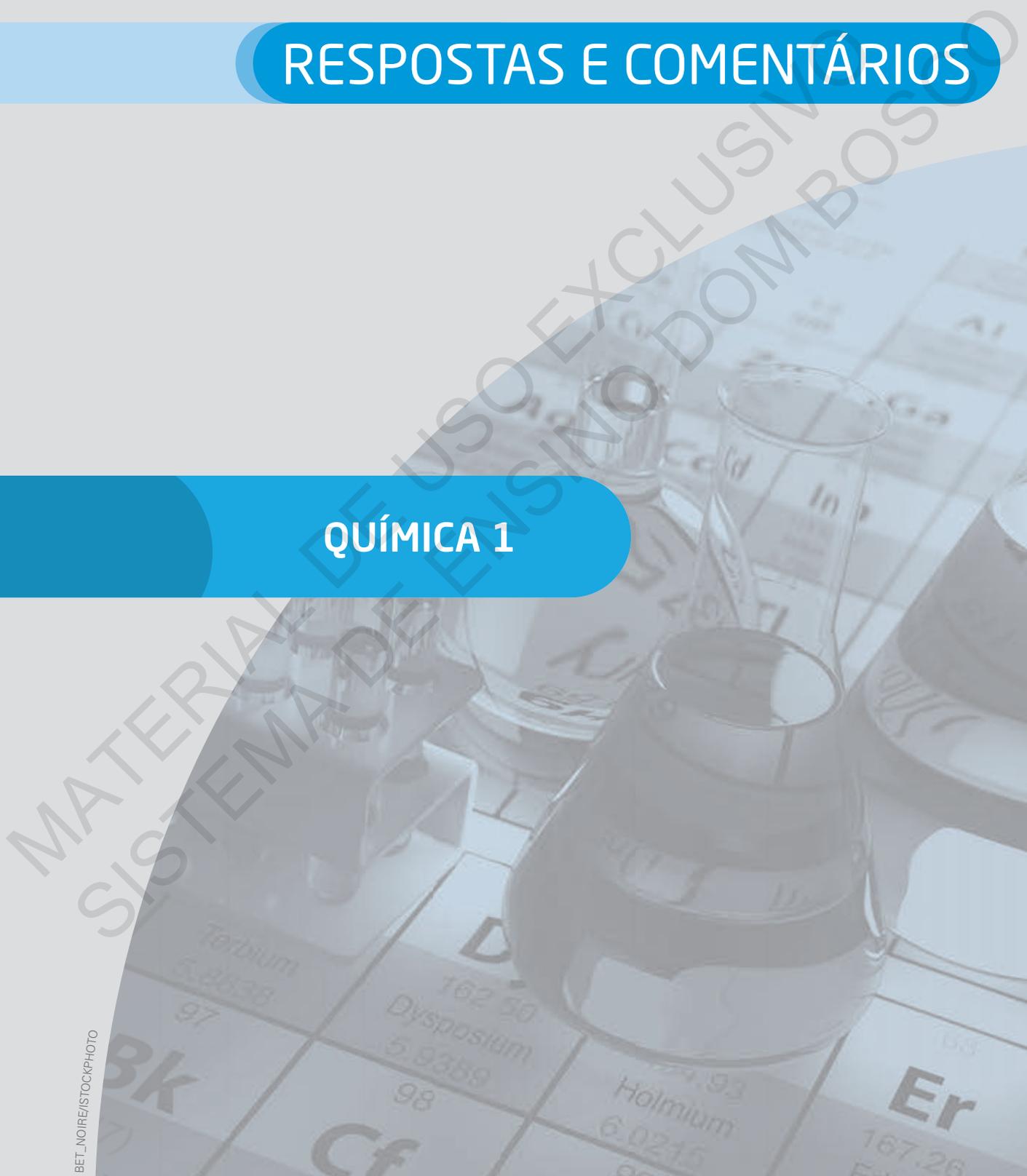
C7-H24

A medida do nível alcoólico no sangue é feita por meio do bafômetro: um aparelho que permite determinar a concentração de álcool ( $C_2H_5OH$ ) analisando o ar exalado dos pulmões do indivíduo. Quando um indivíduo alcoolizado sopra ar através de um tubo contendo a solução de dicromato de potássio ( $K_2Cr_2O_7$ ) em meio ácido ( $H_2SO_4$ ), provoca uma reação de oxirredução, originando, na reação final, o sulfato de crômio III, de coloração verde. Nessa reação,

- a) o álcool é oxidado a ácido etanoico ( $CH_3COOH$ ).
- b) o álcool oxida o dicromato de potássio, originando o sulfato de crômio III.
- c) o álcool é desidratado pelo dicromato de potássio, formando éter.
- d) o dicromato de potássio reduz o álcool etílico a 1,2-etanodiol ( $C_2H_6O_2$ ).
- e) o dicromato de potássio oxida o álcool etílico a aldeído acético ( $C_2H_4O$ ).

# RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

## QUÍMICA 1



## APRESENTAÇÃO

A química engloba conhecimentos sobre produtos químicos e suas transformações, que têm permitido a humanidade lidar com as diversidades de sua existência. Somente no século XVIII a química se estabeleceu como ciência, sendo a mais jovem entre as ciências da natureza.

Trabalhar o saber científico em nível didático é um desafio de todas as disciplinas. Este material reúne o imenso acervo de conhecimento acumulado da química em linguagem fácil e objetiva, de modo a possibilitar entendimento da escala micro a partir da macro. Procuramos interligar aspectos da realidade cotidiana dos alunos com base teórica e quadro Leitura Complementar, esperando atingir aprendizado significativo da química. Isso tudo está exigindo um novo perfil de estudante.

O conteúdo didático está organizado em três frentes. Gradualmente, a 1 e a 2 abordam a química geral, a inorgânica e a físico-química. A frente 3 trata exclusivamente da química orgânica, fazendo relações, quando necessário, com os tópicos das outras partes. Essa organização dá margem a contemplar todos os conteúdos de química exigidos pelos PCN, adaptando-se aos diversos concursos pré-vestibulares do país. O material traz, ainda, contextos possíveis para o trabalho com diversas competências e habilidades da proposta do Enem.

Algumas habilidades que direcionaram a produção dos módulos:

- Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.
- Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.
- Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

Consideramos que o professor tenha à sua disposição um instrumento didático que lhe possibilita melhor desempenho no trabalho de desenvolver o pensamento crítico dos estudantes.

## CONTEÚDO

### QUÍMICA 1

Volume	Módulo	Conteúdo
1A	33	Classificação das soluções
	34	Concentração das soluções
	35	Diluição
	36	Mistura de soluções
	37	Titulação
	38	Propriedades coligativas I
1B	39	Propriedades coligativas II
	40	Termoquímica – conceitos e classificação das reações
	41	Entalpia de formação e combustão
	42	Leis de Hess
	43	Entalpia de ligação
	44	Cinética química – velocidade média

**QUÍMICA 2**

Volume	Módulo	Conteúdo
2A	17	Balanceamento de reações redox
	18	Balanceamento de reações redox – equações iônicas
	19	Pilhas – definição e funcionamento
2B	20	Pilhas – cálculo de voltagem
	21	Pilhas comerciais e baterias
	22	Corrosão de metais

**QUÍMICA 3**

Volume	Módulo	Conteúdo
3A	17	Isomeria espacial – óptica Regra de Van't Hoff e Le Bel
	18	Reações orgânicas – adição
	19	Reações orgânicas – substituição
3B	20	Reações orgânicas – eliminação
	21	Reações de oxidação de alcenos
	22	Reações de oxidação e redução de álcoois

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

### 33 CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

#### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, apresentaremos os tipos de dispersão (suspensões, soluções e coloides), enfocando-se as soluções e suas características. Em seguida, passaremos ao estudo da solubilidade. Também abordaremos o conceito de coeficiente de solubilidade e a classificação de soluções, com ênfase em interpretação de gráficos.

#### Para ir além

- ROCHA FILHO, R. C.; SILVA, R. R. *Introdução aos cálculos da química*. São Paulo: Makron Books, 1992. (capítulo 4)

- FIORUCCI, A. R.; BENEDETTI FILHO, E. A importância do oxigênio dissolvido em ecossistemas aquáticos. *Química Nova na Escola*, n. 22, 2005.

- ECHEVERRIA, A. R. Concepções sobre formação de soluções. *Química Nova na Escola*, n. 3, 1996.

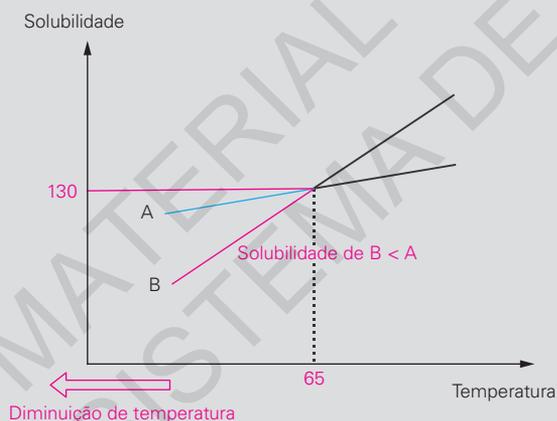
#### Exercícios Propostos

7. E

A solubilidade da substância B segue o perfil esperado para a solubilidade de gases em água, ou seja, com a elevação da temperatura, a solubilidade dos gases diminui em água, pois a constante de Henry depende da temperatura.

8. D

De acordo com as curvas de solubilidade e com a tabela fornecida, vem:



T (°C)	KNO <sub>3</sub>	NaNO <sub>3</sub>
60	115	125
65	130	130
75	160	140

A curva A diz respeito ao nitrato de sódio (NaNO<sub>3</sub>), pois apresenta maior solubilidade abaixo de 65 °C,

e a curva B, ao nitrato de potássio (KNO<sub>3</sub>), pois apresenta menor solubilidade abaixo de 65 °C. Considerando duas soluções aquosas saturadas e sem precipitado, uma de KNO<sub>3</sub> e outra de NaNO<sub>3</sub>, a 65 °C, o efeito da diminuição da temperatura acarretará a precipitação de ambas.

$$\text{KNO}_3: 130 \text{ g} - 115 \text{ g} = 15 \text{ g (precipitação)}$$

$$\text{NaNO}_3: 130 \text{ g} - 125 \text{ g} = 5 \text{ g (precipitação)}$$

9. A

De acordo com as curvas representadas, o processo de dissolução dos sais constituídos pelos metais alcalinos (KNO<sub>3</sub> e NaCl), em água, é endotérmico, pois a solubilidade aumenta com a elevação da temperatura.

10. a) O sal cuja solubilidade em água é menos afetada pelo aumento da temperatura é o D.

b) A 40 °C:

$$60 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g} \text{ — } 50 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$x = 30 \text{ g de sal dissolvido}$$

Assim, restam 3 g de sal que não se solubilizam, formando corpo de fundo.

11. Uma solução verdadeira é aquela na qual se tem uma mistura homogênea. Como na água mineral as substâncias são dissolvidas totalmente, ela pode ser classificada como uma solução verdadeira.

12. A

Solubilidade (KCl; 60 °C) = 45 g/100 g de água, então:

$$45 \text{ g de KCl} \text{ — } 100 \text{ g de água}$$

$$90 \text{ g de KCl} \text{ — } 200 \text{ g de água}$$

$$18 \text{ g de KCl} \text{ — } m_{\text{água (dissolve 18 g)}}$$

$$m_{\text{água (dissolve 18 g)}} = 40 \text{ g}$$

$$m_{\text{(total de água)}} = 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{evaporada}} = 200 \text{ g} - 40 \text{ g} = 160 \text{ g}$$

13. D

Solução saturada a 50 °C:

104 g de  $\text{NaNO}_2$  — 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$

x g de  $\text{NaNO}_2$  —  $5 \cdot 10^5$  g de  $\text{H}_2\text{O}$

x = 520 000 g = 520 kg de  $\text{NaNO}_3$

Solução a 20 °C:

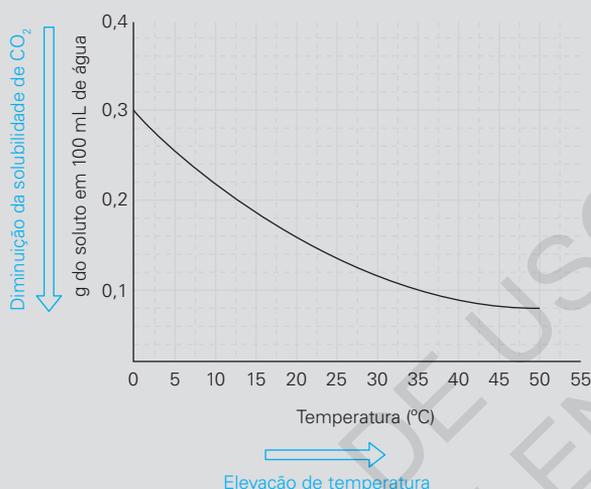
84 g de  $\text{NaNO}_2$  — 100 g de  $\text{H}_2\text{O}$

x g de  $\text{NaNO}_2$  —  $5 \cdot 10^5$  g de  $\text{H}_2\text{O}$

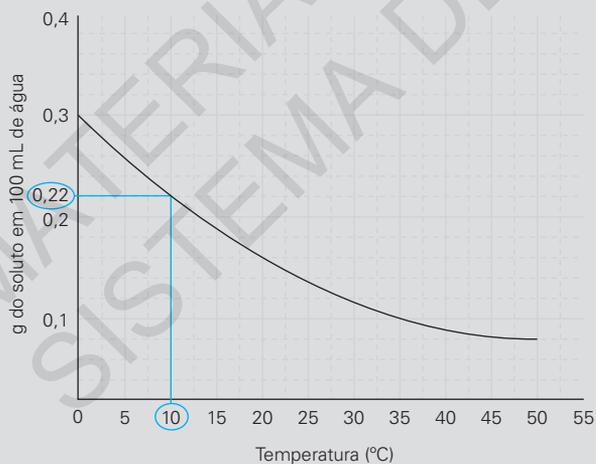
x = 420 000 g = 420 kg de  $\text{NaNO}_3$

Massa cristalizada:  $520 - 420 = 100$  kg

14. a) A dissolução do gás carbônico em água é um processo exotérmico, pois, com a elevação da temperatura, a solubilidade do  $\text{CO}_2$  diminui.



b) Temos:



0,22 g de  $\text{CO}_2$  — 100 mL de água

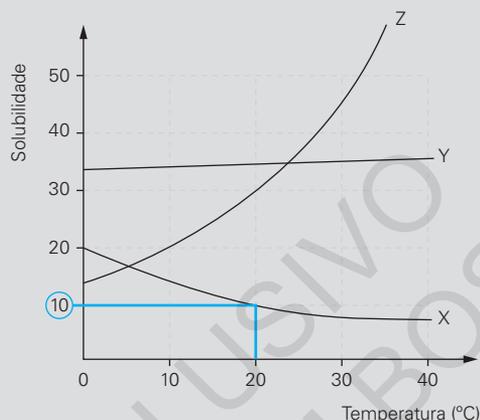
$m_{\text{CO}_2}$  — 1 000 mL de água

$m_{\text{CO}_2} = 2,2$  g

$M_{\text{CO}_2} = 44$  g/mol

$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{2,2}{44} = 0,05$  mol

15. Temos:



10 g soluto — 100 g (água)

De acordo com o gráfico, a 20 °C, há 110 g de solução (10 g + 100 g).

110 g (solução) — 10 g (soluto)

1 100 g (solução) —  $m_{\text{soluto}}$

1,1 kg

$m_{\text{soluto}} = 100$  g

16. D

a) Incorreta. Além da sacarose, tem-se o  $\text{NaOH}$ , que é uma base.

b) Incorreta. Pela análise do gráfico, a solubilidade do sulfato de cério III em água diminui à medida que a temperatura aumenta.

c) Incorreta. Em 80 °C, a massa de soluto corresponde a 600 g/100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Em 40 °C, a massa de soluto consiste em 300 g/100 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

A massa que permanece em solução é de 300 g de soluto.

d) Correta. A dissolução do iodeto de sódio aumenta com o aumento da temperatura, ou seja, precisa de calor para ocorrer, portanto é endotérmica.

e) Incorreta. A 0 °C, vários sais possuem solubilidade elevada, como, por exemplo, o nitrato de amônio.

**17. A**

A expressão em negrito (solução eletrolítica) corresponde, quimicamente, a uma solução rica em íons, ou seja, ácidos, bases e sais que sofrem dissociação iônica.

**Estudo para o Enem****18. C**

A 30 °C, 46 g dissolvem-se em 100 g de H<sub>2</sub>O:

46 g — 100 g de H<sub>2</sub>O

x g — 180 g de H<sub>2</sub>O

x = 82,8 g de sal, ou seja, todo o sal será dissolvido.

A 20 °C:

32 g — 100 g de H<sub>2</sub>O

y g — 180 g de H<sub>2</sub>O

x = 57,6 g de sal

80 g – 57,6 g = 22,4 g de sal não será solubilizado.

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

**19. C**

O etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH) faz ligações de hidrogênio com a água.

As camadas de solvatação formadas por moléculas de água são atraídas pelo etanol, e o coloide é desestabilizado.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

**20. A**

Analisando os gráficos apresentados, verificamos que

a) a elevação da temperatura acarreta a redução da solubilidade do oxigênio no sangue;

b) o aumento da profundidade, e conseqüentemente da pressão, acarreta o aumento da solubilidade do oxigênio no sangue.

O transporte do oxigênio é favorecido quando sua solubilidade no sangue aumenta. Comparando as diferentes condições experimentais, constatamos que a maior solubilidade do oxigênio no sangue é favorecida na condição experimental W, que corresponde à situação em que há baixa temperatura e alta profundidade.

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

## 34 CONCENTRAÇÃO DE SOLUÇÕES

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os diferentes tipos de concentração relacionados às soluções. Apresentar aos alunos as relações matemáticas, mostrando a possibilidade de resolução de alguns exercícios por meio de raciocínio lógico-matemático, a famosa “regra de três”:

### Para ir além

JAFELICCI JUNIOR, MIGUEL; CARLOS VARANDA, LAUDEMIR. O Mundo dos Coloides. *Química Nova na Escola*, n. 9, 1999.

### Exercícios Propostos

7. C

Devemos observar que 1 litro de solução equivale a 1 kg de solução, portanto as concentrações mínima e máxima são 0,2 mg/kg (0,2 ppm) e 5,0 mg/kg (5 ppm).

O valor médio passa a ser:

$$C = \frac{0,2 + 5}{2}$$

$$C = 2,6 \text{ ppm}$$

8.

Cálculo de quantos miligramas a criança de 30 kg deve ingerir de paracetamol:

$$12 \text{ mg} \text{ — } 1 \text{ kg}$$

$$x \text{ mg} \text{ — } 30 \text{ kg}$$

$$x = 360 \text{ mg}$$

Cálculo de quantos mL a criança deve tomar em equivalência a 360 mg:

$$200 \text{ mg} \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$360 \text{ mg} \text{ — } y \text{ mL}$$

$$y = 1,8 \text{ mL}$$

Cálculo de quantas gotas são equivalentes a 1,8 mL:

$$1 \text{ mL} \text{ — } 20 \text{ gotas}$$

$$1,8 \text{ mL} \text{ — } z \text{ gotas}$$

$$z = 36 \text{ gotas}$$

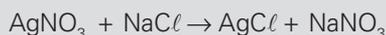
9. B

20 mL de solução 0,1 mol/L de  $\text{AgNO}_3$  :

$$1\ 000 \text{ mL} \text{ — } 0,1 \text{ mol de } \text{AgNO}_3$$

$$20 \text{ mL} \text{ — } n_{\text{AgNO}_3}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,002 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ mol} \text{ — } 0,002 \text{ mol}$$

$$\text{NaCl} = 58,5$$

$$0,002 \text{ mol de NaCl} = 0,002 \cdot 58,5 \text{ g} = 0,117 \text{ g}$$

10.

A solução aquosa  $\text{HCl}$  apresenta concentração percentual mássica igual a 36,5%. Logo, em 100 g de solução, há 36,5 g de  $\text{HCl}$ .

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,2 \text{ kg/L} \cdot 1\ 200 \text{ L} \Rightarrow m = 1,2 \text{ kg ou } 1\ 200 \text{ g}$$

$$1\ 200 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 36,5\%$$

$$x = 438 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 36,5 \text{ g}$$

$$y \text{ — } 438 \text{ g}$$

$$y = 12 \text{ mol}$$

Como essa quantidade de matéria está contida em 1 L, a concentração é de 12 mol/L.  $\text{HCl}$  e  $\text{H}_2\text{O}$  são duas moléculas polares, e a força intermolecular existente é denominada dipolo-dipolo ou dipolo-permanente.

11.

De acordo com o informe técnico da Anvisa, o suco de caju integral ou reconstituído pode conter dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) até o limite de 0,02 g/100 mL. Então:

$$\text{SO}_2 = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

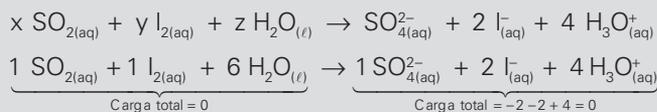
$$\frac{0,02 \text{ g } (\text{SO}_2) \cdot 10}{100 \text{ mL} \cdot 10} = \frac{0,2 \text{ g } (\text{SO}_2)}{1 \text{ L}}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{0,2 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,003125 \text{ mol}$$

$$\eta = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} = \frac{0,003125 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$m_l = 3,125 \cdot 10^{-3}$  mol/L (concentração máxima permitida em mol/L)

Balaceando pelo método das tentativas, vem:



$x = 1$ ,  $y = 1$  e  $z = 6$ .

Cálculo da quantidade, em mol, de iodo ( $n_{\text{I}_2}$ ) necessária para reagir completamente com um volume de 10 mL de um suco de caju que contenha  $\text{SO}_2$  no limite máximo permitido:

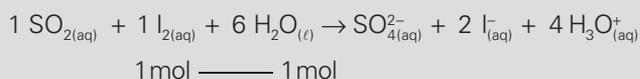
$$m_l = 3,125 \cdot 10^{-3}$$

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$$

$$1\,000 \text{ mL} \text{ ————— } 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol (SO}_2\text{)}$$

$$10 \text{ mL} \text{ ————— } n_{\text{SO}_2}$$

$$n_{\text{SO}_2} = 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$



$$3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol ————— } 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = 3,125 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

## 12.

a) Supondo que 1 mol do soluto corresponda ao símbolo •, podemos calcular a concentração em cada recipiente.

Recipiente A (500 mL = 0,5 L):

$$m_{\text{A}} = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente B (250 mL = 0,25 L):

$$m_{\text{B}} = \frac{\text{mol}}{0,25 \text{ L}} = 12 \text{ mol/L}$$

Recipiente C (250 mL = 0,25 L):

$$m_{\text{C}} = \frac{4 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

Recipiente D (500 mL = 0,5 L):

$$m_{\text{D}} = \frac{3 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 6 \text{ mol/L}$$

Recipiente E (250 mL = 0,25 L):

$$m_{\text{E}} = \frac{6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente F (500 mL = 0,5 L):

$$m_{\text{F}} = \frac{8 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

As soluções mais concentradas são A e E, pois apresentam a maior concentração por litro (24 mol/L).

b) Não. A solução resultante tem concentração menor do que a solução contida no recipiente A.

$$m_{\text{A}} = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Recipiente B (250 mL = 0,25 L) - 3 mol} \\ \text{Recipiente E (250 mL = 0,25 L) - 6 mol} \end{array} \right\} m_{\text{B e E combinadas}}$$

$$\frac{3 \text{ mol} + 6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,25 \text{ L}} = \frac{9 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}}$$

$$m_{\text{B e E}} = 18 \text{ mol/L}$$

Conclusão: 18 mol/L < 24 mol/L.

## 13. A

$$100 \text{ mL} \left\{ \begin{array}{l} 4,5 \text{ g de glicose} \\ 0,585 \text{ g de NaCl} \end{array} \right.$$

$$1 \text{ mol de glicose (C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \text{ ————— } 180 \text{ g}$$

$$x \text{ mol ————— } 4,5 \text{ g}$$

$$x = 0,025 \text{ mol em } 100 \text{ mL, para } 1\,000 \text{ mL}$$

$$0,25 \text{ mol/L de glicose}$$

$$1 \text{ mol de NaCl ————— } 58,5 \text{ g}$$

$$x \text{ mol ————— } 0,585 \text{ g}$$

$$x = 0,01 \text{ mol em } 100 \text{ mL, para } 1\,000 \text{ mL}$$

$$0,10 \text{ mol/L de NaCl}$$

## 14. C

Os limites são:

de 0,054% a 0,13%, ou seja, de 0,054 g a 0,13 g em 100 g de solução.

Assim, temos:

I. 500 ppm = 500 mg em 1 000 g ou 0,05 g em 100 g (abaixo do limite)

II. 750 ppm = 750 mg em 1 000 g ou 0,075 g em 100 g (dentro do limite)

III. 1 000 ppm = 1 000 mg em 1 000 g ou 0,10 g em 100 g (dentro do limite)

IV. 1 350 ppm = 1 350 mg em 1 000 g ou 0,135 g em 100 g (abaixo do limite)

V. 1 800 ppm = 1 800 mg em 1 000 g ou 0,180 g em 100 g (abaixo do limite)

## 15. C

Benzeno ( $C_6H_6 = 78$ )

Em 1 L, temos:

78 g de benzeno ——— 6 · 12 g de carbono

0,39 mg de benzeno ———  $m_{\text{carbono}}$

$$m_{\text{carbono}} = 0,36 \text{ mg}$$

Metanal ( $CH_2O = 30$ )

Em 1 L, temos:

30 g de metanal ——— 12 g de carbono

0,40 mg de metanal ———  $m'_{\text{carbono}}$

$$m'_{\text{carbono}} = 0,16 \text{ mg}$$

$$m_{\text{total}} = 0,36 \text{ mg} + 0,16 \text{ mg} = 0,52 \text{ mg}$$

$$C = 0,52 \text{ mg/L}$$

## 16.

a) Fórmula molecular da vitamina C:  $C_6H_8O_6$ .

b) Temos:

$1,8 \cdot 10^2 \text{ g}$  ——— 1 mol

1 g ———  $n_{\text{vitamina C}}$

$$n_{\text{vitamina C}} = 0,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol por comprimido}$$

$$\rho = \frac{n}{V} = \frac{0,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,2 \text{ L}}$$

$$\rho = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

## 17. D

Três comprimidos possuem 300 mg. Se, para cada comprimido, são necessários 4 L de água, para três comprimidos, são necessários 12 L de água.

Como foram adicionados 4 L, devem ser acrescentados mais 8 L para se chegar à concentração correta.

## Estudo para o Enem

## 18. D

Cálculo da massa de pesticida ingerida por cada rato:

1 g de ração ——— 3 mg de pesticida

100 g de ração ———  $m_{\text{pesticida para cada rato}}$

$$m_{\text{pesticida para cada rato}} = 300 \text{ mg}$$

Como cada rato tem 200 g em massa ou “pesa” 200 g, podemos fazer a seguinte relação e compará-la com o quadro fornecido:

$$\begin{aligned} \frac{300 \text{ mg de pesticida}}{200 \text{ g de rato}} &= \frac{5 \cdot 300 \text{ mg de pesticida}}{5 \cdot 200 \text{ g de rato}} = \\ &= \frac{1500 \text{ mg}}{1000 \text{ g de rato}} = 1500 \text{ (mg/kg)} \end{aligned}$$

Pesticidas	DL <sub>50</sub> (mg/kg)	Comparação em (mg/kg)
Diazinon	70	1 500 > 70 (letal)
Malation	1 000	1 500 > 1 000 (letal)
Atrazina	3 100	1 500 > 3 100 (letal)

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

## 19. E

$$n_{\text{ácido ascórbico}} = 0,006 \text{ mol}$$

$$M_{\text{ácido ascórbico}} = 176 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{ácido ascórbico}} = \frac{m_{\text{ácido ascórbico}}}{M_{\text{ácido ascórbico}}} \Rightarrow 0,006 = \frac{m_{\text{ácido ascórbico}}}{176}$$

$$m_{\text{ácido ascórbico}} = 1,056 \text{ g (por comprimido)}$$

0,07 g de ácido ascórbico ——— 0,2 L (200 mL)

1,056 g de ácido ascórbico ——— V

$$V = 3,017 \text{ L} \approx 3 \text{ L}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

## 20. E

1 mol de formol ( $CH_2O$ ) ——— 30 g

x ——— 3,0 g

$$x = 0,1 \text{ mol}$$

0,1 mol ——— 100 mL

y ——— 1 000 mL

$$y = 1 \text{ mol/L}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

## 35 DILUIÇÃO

## Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os diferentes tipos de diluição de soluções e suas representações na forma de concentração comum, título e concentração em mol por litro. Mesmo sendo apresentadas as relações matemáticas por meio de fórmulas, pode ser mostrada ao aluno a possibilidade de resolução de alguns exercícios por raciocínio lógico-matemático, com a famosa “regra de três”:

## Para ir além

FELTRE, R. *Fundamentos da química*. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2005. 1 v.

TITO, M. P.; CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. São Paulo: Moderna, 2002. 1 v.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. *Química*. 9. ed. São Paulo: Saraiva, 2013. 1 v.

## Exercícios Propostos

7.  $V_1 + V_2 = 15 \text{ mL}$  (I)

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$10\% \cdot V_1 + 1\% \cdot V_2 = 2\% \cdot V_{\text{final}}$$

$$\frac{10}{100} \cdot V_1 + \frac{1}{100} \cdot V_2 = \frac{2}{100} \cdot 15 \text{ mL}$$

$$10 \cdot V_1 + V_2 = 30 \text{ (II)}$$

Da equação I, temos que:  $V_1 = 15 - V_2$

Substituindo I em II:

$$10 \cdot (15 - V_2) + V_2 = 30$$

$$150 - 10 \cdot V_2 + V_2 = 30$$

$$-9 \cdot V_2 = -120$$

$$V_2 = \frac{120}{9} = 13,33 \text{ mL da solução de } 1\%$$

Substituindo o valor de  $V_2$  na equação I:

$$V_1 + V_2 = 15$$

$$V_1 + 13,33 = 15$$

$$V_1 = 15 - 13,33 = 1,67 \text{ mL da solução de } 10\%$$

8. D

a) Incorreta. Diluindo-se a solução de 0,5 M, sua concentração diminui ainda mais.

b) Incorreta. A cada 1 000 mL, ou seja, 1 L, temos 0,5 mol de  $\text{CuSO}_4$ .

c) Incorreta. Para ser um ácido de Arrhenius, o composto deve liberar, em solução aquosa, o cátion  $\text{H}^+$ .

d) Correta. Há 0,5 mol de  $\text{CuSO}_4$  por litro de solução.

e) Incorreta.

$$1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ — } 159,5 \text{ g}$$

$$0,5 \text{ mol — } x$$

$$x = 79,75 \text{ g}$$

9. B

$$\eta \cdot \text{MM} = \xi \cdot d \cdot 1\,000$$

$$\eta \cdot 36,5 = 0,37 \cdot 1,18 \cdot 1\,000$$

$$\eta = 11,96 \text{ mol/L}$$

$$\eta_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = \eta_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$11,96 \text{ mol/L} \cdot V_{\text{inicial}} = 3 \text{ mol/L} \cdot 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{inicial}} = 12,54 \text{ mL}$$

10. B

$$\eta = \frac{4}{40 \cdot 0,1} = 1 \text{ mol/L}$$

$$\eta_1 \cdot V_1 = \eta_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot V_1 = 0,15 \cdot 250$$

$$V_1 = 37,5 \text{ mL}$$

11. A

Segundo o texto, o aluno precisará de uma solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L. Como ele possui uma solução mais concentrada (0,5 mol/L), bastará diluí-la em água.

12.  $\eta_1 \cdot V_1 = \eta_2 \cdot V_2$

$$\eta_1 \cdot 5 = (1,0 \cdot 10^{-3}) \cdot 13,5$$

$$\eta_1 = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{SO}_2 \text{ — } 64 \text{ g}$$

$$2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol — } x$$

$$x = 0,173 \text{ g de } \text{SO}_2 \text{ ou } 173 \text{ mg/L} = 173 \text{ ppm}$$

O vinho encontra-se dentro dos limites da legislação, pois a concentração determinada (173 ppm) é menor que a permitida de 260 ppm.

13.31 (01 + 02 + 04 + 08 + 16)

01) Correto.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,2 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$\mathcal{M} = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

$$13,1 = \frac{24}{36,5 \cdot V} = 50 \text{ mL}$$

02) Correto. Uma concentração de 40% em massa apresenta proporção de 40 g de HCl para 60 g de água.

04) Correto.

$$d = 1,2 \text{ g/mL}$$

$$d = \frac{m}{V} \therefore 1,20 = \frac{m}{1\,000 \text{ mL}}$$

$$m = 1\,200 \text{ g}$$

$$1\,200 \text{ g} \cdot 40\% = 480 \text{ g de ácido e } 720 \text{ g de água.}$$

08) Correto.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = 1,20 \cdot 40 = 48 \text{ g}$$

$$\mathcal{M}_1 = \frac{48}{36,5 \cdot 1} = 13,1 \text{ mol/L}$$

16) Correto.

$$\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_2 \cdot V_2$$

$$13,1 \cdot 100 = \mathcal{M}_2 \cdot 500$$

$$\mathcal{M}_2 = 2,62 \text{ mol/L}$$

14. C

No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a 1,5 g/mL. Então:

$$C = (\% \text{ m/m}) \cdot d$$

$$C = 0,63 \cdot 1,5 \text{ g/mL}$$

$$C = 0,945 \text{ g/mL}$$

$$V = \mathcal{M} \cdot M_{\text{HNO}_3}$$

$$M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol, assim:}$$

$$0,945 \text{ g/mL} = \mathcal{M}_{\text{HNO}_3} \cdot 63 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{\text{HNO}_3 \text{ inicial}} = 0,015 \text{ mol/mL}$$

$$\mathcal{M}_{\text{HNO}_3 \text{ final}} = 0,5 \text{ mol/L} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/mL}$$

$$V_{\text{final}} = 16,6666 \approx 17 \text{ mL}$$

$$15. 95\% \cdot V_1 = 75\% \cdot 1\,000$$

$$V_1 \approx 790 \text{ mL}$$

$$\text{Volume que deve ser retirado} = 1\,000 \text{ mL} - 790 \text{ mL} = 210 \text{ mL}$$

16. B

A diluição é sempre realizada pela adição de mais solvente a uma solução já preparada.

17. B

Na diluição, temos:

$$\mathcal{C} \cdot V = \mathcal{C}' \cdot V'$$

$$0,96 \cdot 1\,000 \text{ L} = 0,70 \cdot V'$$

$$V' = 1\,371,4285 \text{ L} \approx 1\,371 \text{ L}$$

### Estudo para o Enem

18. E

$$n_{\text{solute antes}} = n_{\text{solute depois}}$$

$$\mathcal{M}_{\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{antes})} \cdot V = \mathcal{M}_{\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{depois})} \cdot V_{\text{depois}}$$

$$0,35 \text{ mol/L} \cdot V = 0,21 \text{ mol/L} \cdot 650 \text{ mL}$$

$$V = 390 \text{ mL}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. A

A condutividade elétrica é menor na solução do balão volumétrico, pois ocorreu uma diluição, ou seja, os íons estão mais dispersos no solvente.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

## 20. B

Cálculo da concentração inicial da solução:

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ ——— } 142 \text{ g}$$

$$n \text{ ——— } 7,1 \text{ g}$$

$$n = 0,05 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4$$

$$0,05 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ ——— } 200 \text{ mL}$$

$$n \text{ ——— } 1 \text{ 000 mL}$$

$$n = 0,25 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ em 1 litro de solução} = \\ = 0,25 \text{ mol/L}$$

Ao adicionar mais água à solução, ocorrerá uma diluição, ou seja, a concentração final diminuirá de forma inversamente proporcional ao volume final da solução. Podemos aplicar a expressão matemática a seguir, considerando que a concentração final é 0,2 mol/L.

$$m_1 \cdot V_1 = m_2 \cdot V_2$$

$$0,25 \cdot 0,2 = 0,2 \cdot (V + 0,2)$$

$$0,05 = 0,2 \cdot V + 0,04$$

$$0,01 = 0,2 \cdot V$$

$$V = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 36 MISTURAS DE SOLUÇÕES

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as misturas de soluções de mesmo soluto, de solutos diferentes sem reação química e de solutos diferentes com reação química.

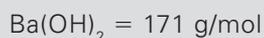
### Para ir além

POSSAR DO CARMO, MIRIAM; E. R. MARCONDES, MARIA. Abordando soluções em sala de aula – uma experiência de ensino a partir das ideias dos alunos. *Química Nova na Escola*, n. 29, 2008.

### Exercícios Propostos

#### 7.09 (01 + 08)

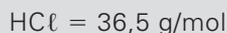
01) Correto. Solução A:



1 mol de  $\text{Ba(OH)}_2$  ——— 171 g  
 n mol de  $\text{Ba(OH)}_2$  ——— 0,855 g  
 n = 0,005 mol de  $\text{Ba(OH)}_2$

$$\mathcal{M} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

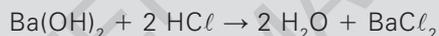
02) Incorreto. Solução B:



1 mol de  $\text{HCl}$  ——— 36,5 g  
 n mol de  $\text{HCl}$  ——— 0,36 g  
 n = 0,009863 mol de  $\text{HCl} \approx 0,01 \text{ mol}$

$$\mathcal{M} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

04) Incorreto. Ao se misturarem as soluções A e B, tem-se uma solução neutra.



1 mol ——— 2 mol  
 0,005 ——— 0,01

Solução neutra

08) Correto. Ao se misturarem as soluções A e B, tem-se:

$$\mathcal{M} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,025 \text{ mol/L}$$

#### 8. A

$C_1 = 200 \text{ g/L}; V_1 = ?$   
 $C_2 = 100 \text{ g/L}; V_2 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$   
 $C = 120 \text{ g/L}; V = V_1 + V_2 = V_1 + 0,2$   
 $C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V$   
 $200 \cdot V_1 + 100 \cdot 0,2 = 120 \cdot (V_1 + 0,2)$

$$200 \cdot V_1 + 20 = 120 \cdot V_1 + 24$$

$$200 \cdot V_1 - 120 \cdot V_1 = 24 - 20$$

$$80 \cdot V_1 = 4$$

$$V_1 = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,05 \text{ L}$$

#### 9. A

Porcentagem em massa/volume:

$$\left. \begin{array}{l} \%(m/V)_X = 49\% \\ \frac{m_X}{V_X} = 0,49 \end{array} \right\} m_X = 0,49 \cdot V_X \text{ (I)}$$

$$\left. \begin{array}{l} \%(m/V)_Y = 8\% \\ \frac{m_Y}{V_Y} = 0,08 \end{array} \right\} m_Y = 0,08 \cdot V_Y \text{ (II)}$$

$$\left. \begin{array}{l} \%(m/V)_{\text{terceira solução}} = 20\% \\ \frac{m_X + m_Y}{V_X + V_Y} = 0,20 \end{array} \right\} m_X + m_Y = 0,20 \cdot (V_X + V_Y) \text{ (III)}$$

Substituindo I e II em III, vem:

$$0,49 \cdot V_X + 0,08 \cdot V_Y = 0,20 \cdot (V_X + V_Y)$$

$$0,49 \cdot V_X + 0,08 \cdot V_Y = 0,20 \cdot V_X + 0,20 \cdot V_Y$$

$$0,29 \cdot V_X = 0,12 \cdot V_Y$$

$$\frac{V_X}{V_Y} = \frac{0,12}{0,29} = \frac{12}{29}$$

#### 10. A

Massa molar da vitamina C =  $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Vitamina C na polpa de morango:

1 000 mL ——— 704 mg

100 mL ——— x

$$x = 70,4 \text{ mg}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{70,4 \cdot 10^{-3}}{176} = 0,4 \text{ mmol}$$

Vitamina C na polpa de laranja:

1 000 mL ——— 528 mg

200 mL ——— y

$$y = 105,6 \text{ mg}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{105,6 \cdot 10^{-3}}{176} = 0,6 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{total}} = 0,4 \text{ mmol} + 0,6 \text{ mmol} = 1,0 \text{ mmol}$$

1 mmol ——— 1 000 mL

$$2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mmol} \text{ ——— } V$$

$$V = 250 \text{ mL}$$

#### 11. B

Tem-se uma mistura de soluções que apresenta solutos diferentes, e o exercício pede a concentração molar de cada um deles após a mistura. Para isso, devemos calcular a concentração de cada um desses solutos de forma isolada, da seguinte maneira.

Concentração do  $\text{LiCl}$  na solução final:

$$m_1 \cdot V_1 = m_F \cdot V_F$$

$$0,5 \cdot 350 = m_F \cdot 550$$

$$175 = m_F \cdot 550$$

$$m_F = \frac{175}{550} = 0,32 \text{ mol/L}$$

Concentração do  $\text{SrCl}_2$  na solução final:

$$m_1 \cdot V_1 = m_F \cdot V_F$$

$$0,3 \cdot 200 = m_F \cdot 550$$

$$60 = m_F \cdot 550$$

$$m_F = \frac{60}{550} = 0,11 \text{ mol/L}$$

### 12. C

No total, há 200 mL de solução e 30 gramas de sacarose, então:

$$\mathcal{C} = \frac{30 \text{ g}}{200 \text{ mL}} \cdot 100 = 15\%$$

### 13. D

Concentração dos íons no cloreto de cálcio ( $\text{CaCl}_2$ )

$$0,5 \text{ mol} \text{ ——— } 1\,000 \text{ mL}$$

$$x \text{ ——— } 200 \text{ mL}$$

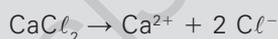
$$x = 0,1 \text{ mol}$$

Como a solução foi misturada com outra de 300 mL, calculamos a nova concentração do cloreto de cálcio:

$$0,1 \text{ mol} \text{ ——— } 500 \text{ mL}$$

$$y \text{ ——— } 1\,000 \text{ mL}$$

$$y = 0,2 \text{ mol/L de } \text{CaCl}_2$$



$$0,2 \text{ mol/L} \text{ ——— } 2 \cdot 0,2 \text{ mol/L}$$

Concentração dos íons no cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ )

$$0,8 \text{ mol} \text{ ——— } 1\,000 \text{ mL}$$

$$x \text{ ——— } 300 \text{ mL}$$

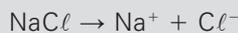
$$x = 0,24 \text{ mol}$$

Como a solução foi misturada com outra de 200 mL, calculamos a nova concentração do cloreto de sódio:

$$0,24 \text{ mol} \text{ ——— } 500 \text{ mL}$$

$$y \text{ ——— } 1\,000 \text{ mL}$$

$$y = 0,48 \text{ mol/L de } \text{NaCl}$$



$$0,48 \text{ mol/L} \text{ ——— } 0,48 \text{ mol/L}$$

Com os valores calculados, somamos as concentrações dos dois sais, já que eles não reagem (apresentam um íon em comum: cloreto):

$$0,4 \text{ mol/L} + 0,48 \text{ mol/L} = 0,88 \text{ mol/L}$$

### 14. A

O volume final é  $V = 100 + 100 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$ .

Número de mols de  $\text{NaCl} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$

$0,01 \text{ mol de } \text{NaCl} \rightarrow 0,01 \text{ mol de } \text{Na}^+ \text{ e } 0,01 \text{ mol de } \text{Cl}^-$

Número de mols de  $\text{KCl} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$

$0,01 \text{ mol de } \text{KCl} \rightarrow 0,01 \text{ mol de } \text{K}^+ \text{ e } 0,01 \text{ mol de } \text{Cl}^-$

As concentrações molares de cada um dos íons serão:

$$m_{\text{Na}^+} = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{K}^+} = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{Cl}^-} = \frac{(0,01 + 0,01)}{0,2} = 0,1 \text{ mol/L}$$

### 15. C

Para a sacarose, o cálculo será feito com a concentração comum (g/L) e, para o  $\text{NaCl}$ , o cálculo será feito com a concentração molar (mol/L).

Concentração da sacarose na solução final:

$$C_1 \cdot V_1 = C_F \cdot V_F$$

$$50 \cdot 2 = C_F \cdot 8$$

$$100 = C_F \cdot 8$$

$$C_F = \frac{100}{8}$$

$$C_F = 12,5 \text{ g/L}$$

Concentração do  $\text{NaCl}$  na solução final:

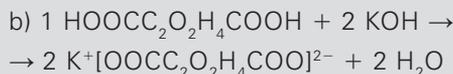
$$m_2 \cdot V_2 = m_F \cdot V_F$$

$$2 \cdot 6 = m_F \cdot 8$$

$$12 = m_F \cdot 8$$

$$m_F = \frac{12}{8} = 1,5 \text{ mol/L}$$

16. a) Considerando a solubilidade apresentada (139 g de ácido tartárico por 100 mL de água), a adição de 100 g desse soluto em 100 mL de água a 20 °C constituirá uma solução insaturada, pois a solubilidade indica o máximo que se pode solubilizar de um soluto em certo volume de solvente, a uma dada temperatura.



$$1 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ———— } 150,0 \text{ g} \\ x \text{ mol} \text{ ———— } 3,0 \text{ g}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de ácido tartárico}$$

Pela equação química balanceada, temos que:

$$1 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ———— } 2 \text{ mol de KOH} \\ 0,02 \text{ mol de ácido tartárico} \text{ ———— } x \text{ mol de KOH} \\ x = 0,04 \text{ mol de KOH}$$

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$0,5 \text{ mol/L} = \frac{0,04 \text{ mol de KOH}}{V \text{ (L)}}$$

$$V = 0,08 \text{ L} = 80 \text{ mL}$$

17. a) Temos uma mistura heterogênea formada por uma fase sólida,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , e uma fase líquida contendo  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dissolvido. Os dois processos que podem ser utilizados para separar essas duas fases são: filtração e decantação.



$$\text{NaOH: } m = 1 \text{ mol/L; } V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$m = \frac{n}{V} \rightarrow 1 \text{ mol/L} = \frac{n}{0,2 \text{ L}} \therefore n = 0,2 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ ———— } 2 \text{ mol}$$

$$n \text{ ———— } 0,2 \text{ mol}$$

$$n = 0,1 \text{ mol}$$

## Estudo para o Enem

18. D

Concentração do NaI na solução final:

$$m_1 \cdot V_1 = m_F \cdot V_F$$

$$6 \cdot 450 = m_F \cdot 800$$

$$2700 = m_F \cdot 800$$

$$m_F = \frac{2700}{800} = 3,38 \text{ mol/L}$$

Concentração do  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  na solução final:

$$m_2 \cdot V_2 = m_F \cdot V_F$$

$$5 \cdot 350 = m_F \cdot 800$$

$$1750 = m_F \cdot 800$$

$$m_F = \frac{1750}{800} = 2,19 \text{ mol/L}$$

Para determinar a concentração de íons sódio  $[\text{Na}^+]$  na solução final, devemos, inicialmente, multiplicar a quantidade molar (referente à quantidade atômica na fórmula da substância) pela concentração molar da substância:

$m_{\text{Na}^+}$  proveniente do NaI na solução final

Temos apenas um átomo de Na, e a concentração molar do sal é de 3,38 mol/L, logo:

$$m_{\text{Na}^+} = 1 \cdot 3,38$$

$$m_{\text{Na}^+} = 3,38 \text{ mol/L}$$

$m_{\text{Na}^+}$  proveniente do  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  na solução final

São dois átomos de Na, e a concentração molar do sal é de 2,19 mol/L, logo:

$$m_{\text{Na}^+} = 2 \cdot 2,19$$

$$m_{\text{Na}^+} = 4,38 \text{ mol/L}$$

Por fim, somamos as concentrações molares do Na em ambos os solutos:

$$m_{\text{Na}^+} = 3,38 + 4,38 = 7,76 \text{ mol/L}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

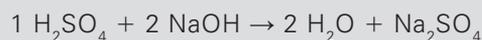
**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

19. D

$$2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ———— } 1000 \text{ mL}$$

$$n \text{ mol} \text{ ———— } 250 \text{ mL}$$

$$n = 0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$



$$1 \text{ mol} \text{ ———— } 2 \text{ mol}$$

$$0,5 \text{ mol} \text{ ———— } 1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40 \text{ g}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

## 20. C

$$d_{\text{plástico 1}} = 1,10 \text{ kg/L}$$

$$d_{\text{plástico 2}} = 1,14 \text{ kg/L}$$

Para separar os plásticos 1 e 2, a densidade da solução utilizada na separação deve estar entre estes dois valores, isto é:

$$1,10 \text{ kg/L} < d_{\text{solução}} < 1,14 \text{ kg/L}$$

$$V_{\text{total}} = 1\,000 \text{ L}$$

$$V_1 + V_2 = 1\,000 \text{ L}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V$$

$$d_{\text{solução}} = \frac{d_{\text{água}} \cdot V_1 + d_{\text{solução NaCl}} \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot V_1 + 1,25 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

Testando para cada alternativa, vem:

a) 900 e 100.

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 900 + 1,25 \cdot 100}{1000} = 1,025 \text{ kg/L}$$

b) 800 e 200

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 800 + 1,25 \cdot 200}{1000} = 1,050 \text{ kg/L}$$

c) 500 e 500

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 500 + 1,25 \cdot 500}{1000} = 1,125 \text{ kg/L}$$

d) 200 e 800

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 200 + 1,25 \cdot 800}{1000} = 1,200 \text{ kg/L}$$

e) 100 e 900

$$d_{\text{solução}} = \frac{1,00 \cdot 100 + 1,25 \cdot 900}{1000} = 1,225 \text{ kg/L}$$

Conclusão:  $1,10 \text{ kg/L} < 1,125 \text{ kg/L} < 1,14 \text{ kg/L}$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Caracterizar materiais ou substâncias, identificando etapas, rendimentos ou implicações biológicas, sociais, econômicas ou ambientais de sua obtenção ou produção.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO BOSCO

## 37 TITULAÇÃO

## Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados o conceito de titulação ácido-base e o uso de indicadores, assim como os diferentes perfis dos gráficos obtidos em função do material titulado (ácido forte ou fraco ou base forte ou fraca).

## Para ir além

Titulação de soluções ácido-base: proposta e análise de um material instrucional na ausência de fórmulas matemáticas, *Química Nova*. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbgq.org.br/imagebank/pdf/Vol16No1\\_56\\_v16\\_n1\\_%2812%29.pdf](http://quimicanova.sbgq.org.br/imagebank/pdf/Vol16No1_56_v16_n1_%2812%29.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

Uso de indicadores naturais em titulações ácido-base. *32ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química (SBOQ)*. Disponível em:

<<http://sec.sbgq.org.br/cdrom/32ra/resumos/T0910-1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Explorando as bases matemáticas da volumetria: uma proposta didática. *Química Nova na Escola*. Disponível em:

<<http://qnesc.sbgq.org.br/online/qnesc13/v13a03.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

## Exercícios Propostos

## 7. B

Reação que ocorre:



Portanto, temos a seguinte proporção entre ácido e base:

$$n_{\text{ácido}} = 2 \cdot n_{\text{base}}$$

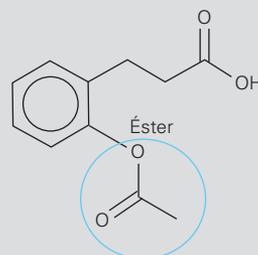
$$m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = 2 \cdot m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

$$0,5 \cdot 12,5 = 2 \cdot m_{\text{base}} \cdot 10$$

$$m_{\text{base}} = \frac{6,25}{20} = 0,3125 \text{ mol/L}$$

## 8.

a) Éster.



Ácido acetilsalicílico



$$\text{c) } \begin{cases} V = 15 \text{ mL} \\ m = 0,01 \text{ mol/L} \\ n = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{cases}$$

$$n_{\text{AAS}} = n_{\text{KOH}}$$

$$m_{\text{AAS}} = 1,5 \cdot 10^{-4} \cdot 180 = 0,027 \text{ g}$$

$$\%(\text{m/m}) = \frac{0,027 \text{ g}}{0,5 \text{ g}} = 0,054 \cdot 100 = 5,4\%$$

$$\text{9. } V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 50 \text{ mL} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}; m_{\text{base}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L};$$

$$m_{\text{ácido}} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



$$n_{\text{ácido}} = 2 \cdot n_{\text{base}}$$

$$m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = 2 \cdot m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

$$1 \cdot 10^{-3} \cdot 50 = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} \cdot V_{\text{base}}$$

$$V_{\text{base}} = 12,5 \text{ mL}$$

## 10. 07 (01 + 02 + 04)

01) Correto. A fórmula do carbonato de cálcio é  $\text{CaCO}_3$ .

02) Correto. A concentração do ácido clorídrico, em mol/L, é 2. 72 g/L de ácido clorídrico;  $M_{\text{HCl}} = 36 \text{ g/mol}$ .

$$C_{\text{HCl}} = m \cdot M$$

$$72 = m \cdot 36$$

$$m = 2 \text{ mol/L}$$

04) Correto. Para 100 mL (0,1 L) de solução 2 mol/L de ácido clorídrico, vem:

$$2 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 0,1 \text{ L}$$

$$x = 0,2 \text{ mol}$$

$$100 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$y \text{ g} \text{ — } 0,2 \text{ mol}$$

$$y = 10 \text{ g}$$

$$20 \text{ g de calcário} \text{ — } 100\%$$

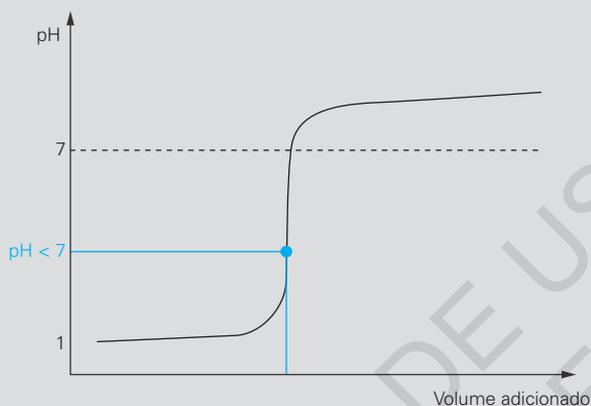
$$10 \text{ g de calcário} \text{ — } z$$

$$z = 50\%$$

08) Incorreto. O ácido clorídrico é um hidrácido (não apresenta o elemento oxigênio) considerado forte em meio aquoso.

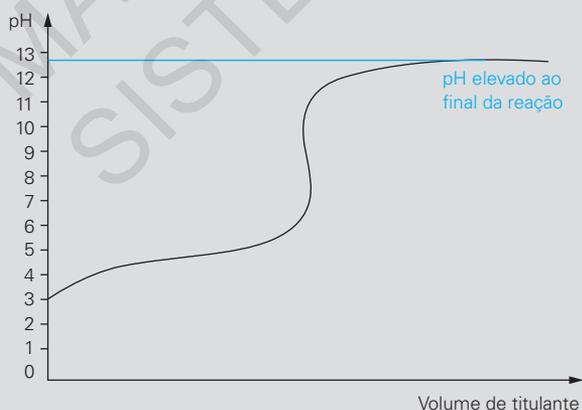
### 11. B

Trata-se de uma curva de titulação de ácido forte com base fraca, pois, no ponto final da reação (ponto de equivalência), o pH é menor do que 7.



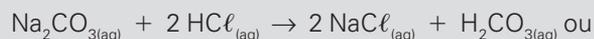
### 12. C

O gráfico corresponde a uma titulação entre um ácido fraco (ácido acético presente no vinagre) e uma base forte (hidróxido de sódio, NaOH). Verifica-se, nesse caso, um valor elevado para o pH ao final da reação.



### 13.

a) Reação química envolvida nessa titulação



b) Uma amostra de 10 mL de um antiácido foi titulada com 15 mL de HCl 0,10 mol/L.

$$0,10 \text{ mol de HCl} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ — } 15 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HCl}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \text{ — } 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\eta = \frac{n_{\text{solute}}}{V} = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{10 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,075 \text{ mol/L} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

### 14. B

O processo descrito no enunciado é uma titulação, ou seja, ocorre a neutralização do ácido oleico pelo KOH.



$$M_{\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2} = 282,5 \text{ g/mol}; \eta = 0,020 \text{ mol/L};$$

$$V_{\text{KOH}} = 35 \text{ mL} = 35 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$n_{\text{KOH}} = \eta \cdot V_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0,020 \cdot 35 \cdot 10^{-3} = 0,0007 \text{ mol}$$

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{ácido oleico}}$$

$$n_{\text{ácido oleico}} = \frac{m_{\text{ácido oleico}}}{M_{\text{ácido oleico}}} \Rightarrow m_{\text{ácido oleico}} =$$

$$= n_{\text{ácido oleico}} \cdot M_{\text{ácido oleico}}$$

$$m_{\text{ácido oleico}} = 0,0007 \cdot 282,5 = 0,19775 \text{ g}$$

$$20 \text{ g} \text{ — } 100\% \text{ da amostra de azeite}$$

$$0,19775 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,98875\% \therefore \text{ de } 0,8\% \text{ até } 1,5\% \text{ (virgem fino)}$$

15.

a) No primeiro experimento, foram coletados 45 mL ( $45 \cdot 10^{-3}$  L) de  $\text{SO}_3$  em um frasco contendo água, então:

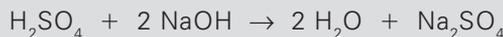
$$22,5 \text{ L} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$45 \cdot 10^{-3} \text{ L} \text{ — } n_{\text{SO}_3}$$

$$n_{\text{SO}_3} = 0,002 \text{ mol}$$



$$0,002 \text{ mol} \text{ — } 0,002 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ — } 2 \cdot 0,002 = 0,004 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}}}$$

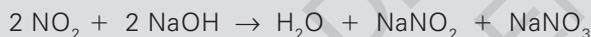
$$V_{\text{NaOH}} = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,04 \text{ L} = 40 \text{ mL}$$

b) O volume de NaOH gasto no experimento com  $\text{NO}_2$  é menor.

$$22,5 \text{ L de } \text{NO}_2 \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$45 \cdot 10^{-3} \text{ L} \text{ — } n_{\text{NO}_2}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 0,002 \text{ mol}$$



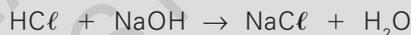
$$2 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ — } 0,002 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaOH}}}$$

$$V = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

16. D



$$\begin{cases} V_{\text{ácido}} = 24 \text{ mL} \\ 0,025 \text{ mol/L} \end{cases} \quad \begin{cases} V_{\text{base}} = ? \text{ mL} \\ 0,02 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Proporção = 1:1

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

$$0,025 \cdot 24 \cdot 10^{-3} = 0,02 \cdot V_{\text{base}}$$

$$V_{\text{base}} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 30 \text{ mL}$$

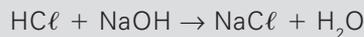
17. E



$$\begin{cases} 200 \text{ mL} \\ 1 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$n_{\text{ácido}} = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ mol}$$

Titulação com excesso:



$$\begin{cases} 200 \text{ mL} \\ 0,5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$n_{\text{base}} = 0,1 \text{ mol (excesso)}$$

$$n_{\text{reagiu}} = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ mol}$$

Proporção da reação da primeira titulação: 1 mol de base – 2 mol de ácido.

Se foi gasto 0,1 mol de ácido, foi consumido 0,05 mol de base.

Assim:

$$1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ — } 74 \text{ g}$$

$$0,05 \text{ mol} \text{ — } x$$

$$x = 3,7 \text{ g}$$

$$5 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$3,7 \text{ g} \text{ — } y$$

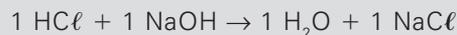
$$y = 74\%$$

### Estudo para o Enem

18. C

$$m_{\text{HCl}} = m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,10 \text{ mol/L}$$

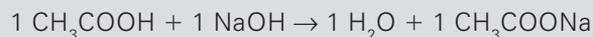
$$V_{\text{HCl}} = V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = V$$



$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$m_{\text{HCl}} \cdot V = m_{\text{NaOH}} \cdot V_1$$

$$0,10 \cdot V = m_{\text{NaOH}} \cdot V_1 \text{ (I)}$$



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V = m_{\text{NaOH}} \cdot V_2$$

$$0,10 \cdot V = m_{\text{NaOH}} \cdot V_2 \text{ (II)}$$

Comparando (I) e (II), vem:

$$m_{\text{NaOH}} \cdot V_1 = m_{\text{NaOH}} \cdot V_2$$

$$V_1 = V_2$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

19. D

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,5 \text{ mol/L}$$

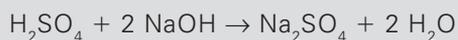
$$0,5 \text{ mol} \text{ — } 1\,000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ — } 20 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução de NaOH}} = 30 \text{ mL} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$V_{\text{total}} = 20 + 30 = 50 \text{ mL} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$



$$1 \text{ mol} \qquad 2 \text{ mol} \qquad 1 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol} \quad 0,02 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{0,02 \text{ mol}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \approx 0,67 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{0,01 \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

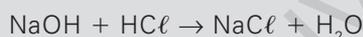
20. A

Utilizando um indicador apropriado, é realizada uma titulação com gasto de 20 mL de HCl, a 0,5 mol/L. Então:

$$1\,000 \text{ mL} \text{ — } 0,5 \text{ mol de HCl}$$

$$20 \text{ mL} \text{ — } n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ — } 0,01 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol de NaOH} = 0,01 \cdot 40 \text{ g} = 0,4 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$0,4 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 40\% \text{ (grau de pureza)}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar propriedades físicas, químicas ou biológicas de produtos, sistemas ou procedimentos tecnológicos às finalidades a que se destinam.

## 38 PROPRIEDADES COLIGATIVAS I

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o conceito de propriedades coligativas, com enfoque na abordagem qualitativa. Serão abordados os conceitos de pressão máxima de vapor (pode ser feita uma retomada do conceito de forças intermoleculares), tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmoscopia.

### Para ir além

Determinação da massa molar por crioscopia: terc-butanol, um solvente extremamente adequado. Disponível em:

<<http://qnint.s bq.org.br/novo/index.php?hash=conceito.65>>. Acesso em: ago. 2018.

Efeito crioscópico: experimentos simples e aspectos atômico-moleculares. Disponível em:

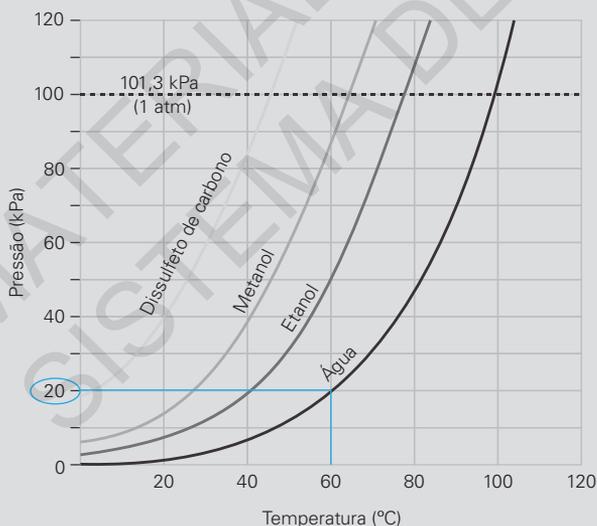
<[http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35\\_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agrep=qnesc,qnint](http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc35_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agrep=qnesc,qnint)>. Acesso em: ago. 2018.

### Exercícios Propostos

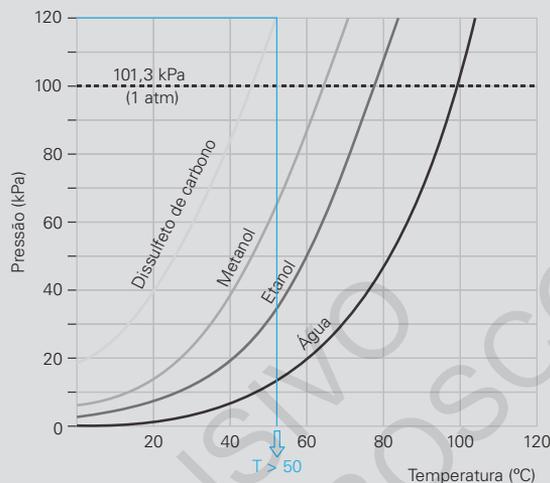
#### 7. D

I) Correta. Apesar de metanol e etanol apresentarem ligações de hidrogênio entre suas moléculas, o etanol tem maior temperatura de ebulição, pois sua massa molecular (ou superfície de contato) é maior do que a do metanol.

II) Correta. É possível ferver a água a 60 °C, caso essa substância esteja submetida a uma pressão de 20 kPa.



III) Correta. A aproximadamente 50,2 °C e 120 kPa, ocorre a ebulição do dissulfeto de carbono; logo, a 50 °C, ele se encontra no estado líquido.



#### 8. C

Quanto maior o número de partículas, ou seja, a concentração, maior o efeito coligativo.

Solução	Temperatura de congelamento (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
A	-1,5 (temperatura de congelamento mais elevada; apresenta menor concentração em mol/L)	101,5 (temperatura de ebulição mais baixa; apresenta menor concentração em mol/L)
B	-3,0 (intermediário)	103,0 (intermediário)
C	-4,5 (temperatura de congelamento mais baixa; apresenta maior concentração em mol/L)	104,0 (temperatura de ebulição mais elevada; apresenta maior concentração em mol/L)

I) Incorreta. A solução A é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor concentração em mol/L.

II) Incorreta. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor pressão de vapor.

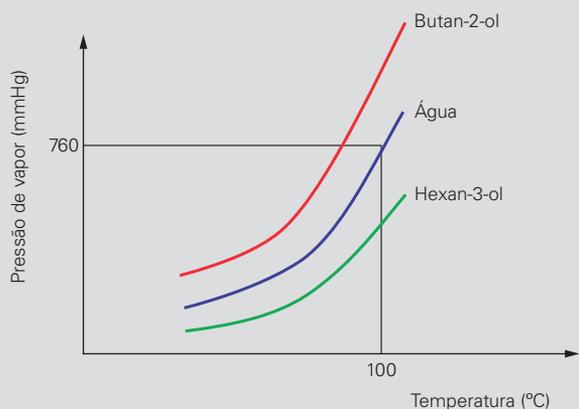
III) Correta. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta maior volatilidade, pois apresenta maior concentração em mol/L.

9. a) Quanto maior a pressão de vapor, menores as forças intermoleculares, e vice-versa. De acordo com a tabela: 790 mmHg > 760 mmHg > 495 mmHg

$$P_{V(\text{butan-2-ol})} > P_{V(\text{água})} > P_{V(\text{hexan-3-ol})}$$

∴ o butan-2-ol é o álcool mais volátil (as forças atrativas são menores).

Esboço das curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela:



b) Ambos os álcoois fazem ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio), porém o butan-2-ol possui uma cadeia carbônica menor (quatro átomos de carbono) do que a do hexan-3-ol (seis átomos de carbono), gerando uma atração intermolecular menor e, conseqüentemente, uma pressão de vapor maior.

#### 10. 10 (02 + 08)

01) Incorreto. Um alpinista no topo do Morro do Cambirela precisa de menos energia para ferver a água contida em uma chaleira, pois a pressão atmosférica em altitudes elevadas é menor do que no nível do mar.

02) Correto. A água para cozimento do macarrão adicionada de sal de cozinha entra em ebulição em uma temperatura maior do que a água pura, pois, quanto maior o número de partículas (nesse caso, íons) em solução, menor a pressão de vapor e maior a temperatura de ebulição da solução.

04) Incorreto. Ao temperar com azeite de oliva uma salada com folhas úmidas pelo processo de lavagem, forma-se uma mistura heterogênea entre a água retida na superfície das folhas (polar) e o azeite (não polar).

08) Correto. Tendo em vista que a água do mar apresenta maior número de íons em solução do que a água potável de um reservatório aberto, concluímos que, em um mesmo dia e sob as mesmas condições de temperatura e pressão ambiente, a água potável evapora a uma taxa maior do que a água do mar na Praia dos Ingleses.

16) Incorreto. O odor característico do vinagre, sentido ao se temperar uma salada, é decorrente da transformação física das moléculas de ácido acético, que sofrem evaporação.

#### 11. B

A elevação do número de partículas de soluto provoca a diminuição da temperatura de solidificação e a elevação da temperatura de ebulição como conseqüência do efeito coligativo.

#### 12. E

Verificamos a representação de osmose e difusão no esquema.

Osmose (1)  $\longrightarrow$  : migração do solvente (água) do meio de maior pressão de vapor, ou menos concentrado, para o meio de menor pressão de vapor, ou mais concentrado.

Difusão (2)  $\longleftarrow$  : movimento de íons seguindo o fluxo do meio mais concentrado em soluto para o meio menos concentrado em soluto, sem gasto de energia.

#### 13. C

Ao ser colocado no mar, o lambari, um peixe de água doce, sofre desidratação, pois seus fluidos são hipotônicos (menor concentração de soluto) em relação à água do mar (hipertônica, com maior concentração de soluto), em um processo chamado "osmose".

14. É possível, pois a adição de água ao leite diminui a densidade (em razão do aumento do volume) e aumenta a temperatura de congelamento, uma vez que, proporcionalmente ao volume, o número de partículas de soluto diminui.

#### 15. A

I) Correto. O efeito osmótico ocorre, porque o meio extracelular torna-se hipertônico (mais concentrado) em função dos temperos, o que provoca a perda de água das células.

II) Correto. O açúcar torna o meio extracelular também hipertônico, favorecendo a perda de líquido pelo limão.

III) Incorreto. O bicarbonato de sódio é componente do fermento químico, e não do biológico, que é constituído por micro-organismos (leveduras) que, ao realizarem a fermentação, liberam gás carbônico.

IV) Incorreto. O aumento da pressão interna provoca um aumento na temperatura de ebulição do líquido, o que acelera o cozimento do feijão.

#### 16. B

I) Correta. A água desempenha o papel de aumentar a superfície de contato, colocando todas as latas em contato com a mistura.

II) Correta. A adição do sal diminui a pressão máxima de vapor e, conseqüentemente, o ponto de congelamento da água.

III) Incorreta. Não ocorre uma reação química entre o cloreto de sódio e o etanol, trata-se apenas de uma mistura.

IV) Incorreta. Como a areia não possui as mesmas propriedades físico-químicas que o cloreto de só-

dio, é formada apenas uma mistura heterogênea com a água, não provocando nenhuma alteração no sistema em questão.

V) Correta. O álcool é utilizado em razão de sua volatilidade, assim a acetona pode ser usada sem prejuízo algum.

### 17. 02

01) Incorreto. A formação de gotículas de água na superfície externa de uma garrafa plástica contendo refrigerante, alguns minutos após ter sido removida da geladeira, é proveniente da condensação da água presente na atmosfera.

02) Correto. O odor exalado pela mistura de cebola e alho aquecidos em frigideira é decorrente do aumento da pressão de vapor de substâncias que compõem esses vegetais, em razão da elevação da temperatura.

04) Incorreto. O cozimento acelerado de vegetais em uma panela de pressão colocada sobre uma chama ocorre em razão da elevação da temperatura e, conseqüentemente, da pressão interna.

08) Incorreto. A liquefação da manteiga (mudança de estado de agregação) ao ser inserida em uma frigideira quente é explicada pelo rompimento de interações intermoleculares.

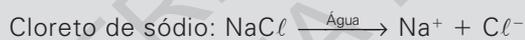
## Estudo para o Enem

### 18. E

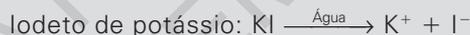
Como a temperatura de congelamento (crioscopia) é uma propriedade coligativa, ela depende somente da quantidade de partículas em solução, e não da natureza das partículas (se são íons ou moléculas).



$$0,2 \text{ mol/L} \cdot 1 = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ mol/L} \cdot 2 = 0,2 \text{ mol/L}$$



$$0,2 \text{ mol/L} \cdot 2 = 0,4 \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ mol/L} \cdot 1 = 0,1 \text{ mol/L}$$

As soluções com a mesma temperatura de congelamento são aquelas com a mesma concentração molar, portanto a glicose e o cloreto de sódio.

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

### 19. C

A concentração de sais na água do mar aumenta com a evaporação da água (solvente) e o congelamento da água do mar (efeito crioscópico).

A concentração de sais na água diminui com a chuva ou a neve, em razão do aumento da quantidade de solvente, ou seja, da diluição.

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

### 20. E

A adição de qualquer soluto à água pura acarreta o aumento da sua temperatura de ebulição (ebulioscopia). Adicionar sal à água, aliado ao aumento da pressão interna em uma panela de pressão, diminui o tempo de cozimento dos alimentos.

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

## 39 PROPRIEDADES COLIGATIVAS II

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o conceito de propriedades coligativas, com enfoque em sua abordagem quantitativa. Serão abordados os cálculos para o abaixamento da pressão de vapor, o aumento da temperatura de ebulição, o abaixamento da temperatura de congelamento e o valor da pressão osmótica.

### Para ir além

Determinação da massa molar por crioscopia: terc-butanol, um solvente extremamente adequado. Disponível em:

<<http://qnint.sbq.org.br/novo/index.php?hash=conceito.65>>.

Acesso em: ago. 2018.

Efeito crioscópico: experimentos simples e aspectos atômico-moleculares. Disponível em:

<[http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc35\\_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agre](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc35_1/07-CCD-48-11.pdf?agreq=propriedades%20coligativas&agre)  
p=qnesc,qnint>.

Acesso em: ago. 2018.

### Exercícios propostos

7. D

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$M = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{100 \cdot 10^{-3}}{164 \cdot 50 \cdot 10^{-3}} = 1,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\pi = 1,22 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot (273 + 50) \cdot 3$$

$$\pi = 0,969 \text{ atm}$$

8. De acordo com a lei de Raoult:

$$W = \text{molalidade}$$

$$\Delta T = K_o \cdot W \cdot 1$$

$$(78,82 - 78,22) \text{ }^\circ\text{C} = 1,2 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{mol} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot W$$

$$W = \frac{0,6}{1,2} = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

9. D

$$K = \text{constante crioscópica} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

W = concentração molal ou molalidade

i = fator de Van't Hoff  $\Rightarrow$  Para o etanol: i = 1

$$\Delta T = K \cdot W \cdot i$$

$$W = \frac{\Delta T}{K} = \frac{18,6}{1,86} = \frac{10 \text{ mol (etanol)}}{\text{kg (água)}}$$

$$m_{\text{etanol}} = 10 \cdot 46 = 460 \text{ g}$$

$$1 \text{ kg de água} = 1\,000 \text{ g de água}$$

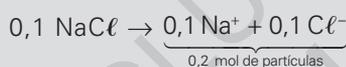
$$(460 \text{ g} + 1\,000 \text{ g}) \text{ ————— } 100\%$$

$$460 \text{ g} \text{ ————— } p_{\text{etanol}}$$

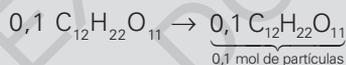
$$p_{\text{etanol}} = 31,506849\% \approx 31,5\%$$

10. Quanto maior o número de partículas, maior o efeito coligativo, ou seja, maior a temperatura de ebulição.

$$A = \text{NaCl } 0,1 \text{ mol/L}$$



$$B = \text{sacarose } 0,1 \text{ mol/L}$$



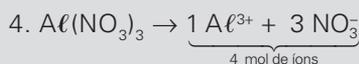
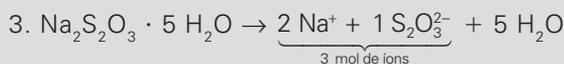
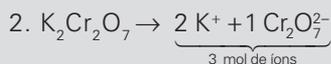
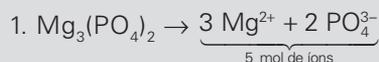
$$C = \text{CaCl}_2 \text{ } 0,1 \text{ mol/L}$$



$$0,1 \text{ mol} < 0,2 \text{ mol} < 0,3 \text{ mol} \therefore T_{E,B} < T_{E,A} < T_{E,C}$$

11. D

Quanto maior o número de mols de íons formados, maior o efeito coligativo, ou seja, maior será a temperatura de ebulição. Supondo 100% de dissociação iônica, vem:



Conclusão:  $2 = 3 < 4 < 1$

12.  $K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol}$ ;  $\Delta T_c = 30 \text{ }^\circ\text{C}$

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \cdot i \text{ (para moléculas, o } i \text{ não existe)}$$

$$30 \text{ }^\circ\text{C} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol} \cdot W$$

$$W = \frac{30 \text{ }^\circ\text{C}}{1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol}} = 16,13 \text{ mol}$$

$$W = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{m_{\text{solvente}}(\text{g}) \cdot M_{\text{solute}}(\text{g/mol})}$$

$$W = \frac{m_{\text{solute}}(\text{g})}{0,1 \text{ g} \cdot 92,09 \text{ g/mol}}$$

$$m_{\text{solute}} \approx 148 \text{ g}$$

13. 27 (01 + 02 + 08 + 16)

01. Correto.

320 g de solução = 220 g (sacarose) + 100 g (água)

220 g (sacarose) ————— 100 g (água) (40 °C)

180 g (sacarose) ————— 100 g (água) (10 °C)

$$220 \text{ g} - 180 \text{ g} = 40 \text{ g}$$

02. Correto.

$$4,8\% \text{ (m/v)} = \frac{4,8 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = 48 \text{ g/L (ácido acético)}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} = 60 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{M}_{\text{ácido acético}} = \frac{48}{60} = 0,8 \text{ mol/L}$$

04. Incorreto. Sua concentração, em mol/litro, é de aproximadamente 14,2.

$$\mathcal{C} = 80\% = 0,80; d = 0,82 \text{ g/mL};$$

$$M_{\text{etanol}} = 46 \text{ g/mol}$$

$$\mathcal{C} \cdot d = \mathcal{M} \cdot M$$

$$0,80 \cdot 820 = \mathcal{M} \cdot 46$$

$$\mathcal{M} = 14,26 \text{ mol/L}$$

08. Correto.



$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$$\alpha = 100\% \Rightarrow i = 1 + 1 \cdot (3 - 1) = 3$$

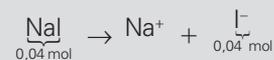
$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 0,1 \cdot 0,082 \cdot (27 + 273) \cdot 3$$

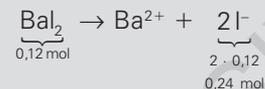
$$\pi = 7,38 \text{ atm} \approx 7,4 \text{ atm}$$

16. Correta.

$$n_{\text{NaI}} = \mathcal{M} \cdot V \Rightarrow n_{\text{NaI}} = 0,5 \cdot 80 \cdot 10^{-3} = 0,04 \text{ mol}$$



$$n_{\text{BaI}_2} = \mathcal{M} \cdot V \Rightarrow n_{\text{BaI}_2} = 1,0 \cdot 120 \cdot 10^{-3} = 0,12 \text{ mol}$$



$$V = 80 \text{ mL} + 120 \text{ mL} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$\mathcal{M} = \frac{0,04 + 0,24}{0,2} = 1,4 \text{ mol/L}$$

14. E

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \text{ (I)}$$

$$K_c = \frac{R \cdot T^2}{1000 \cdot L} \text{ (II)}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} \text{ (III)}$$

Substituindo os valores em (II), temos:

$$K_c = \frac{2 \cdot (27 + 273)^2}{1000 \cdot 60}$$

$$K_c = 3 \text{ g} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Em (III), temos

$$W = \frac{n_1}{0,06}$$

$$[(27 + 273) - (26 + 273)] = 3 \cdot \frac{n_1}{0,06}$$

$$n_1 = 0,02 \text{ mol}$$

Como  $n = \frac{m}{M}$ , então:

$$0,02 = \frac{2}{M} \therefore M = 100 \text{ g/mol}$$

$$15. W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{24}{0,6000} \approx 0,69 \text{ W}$$

Elevação da temperatura de ebulição:

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \Rightarrow \Delta T_E = (0,512 \text{ }^\circ\text{C/W}) \cdot (0,69 \text{ W})$$

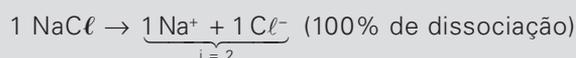
$$\Delta T_E = 0,353 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{E(\text{solução})} = T_{E(\text{água})} + \Delta T_E$$

$$T_{E(\text{solução})} = 99,725 \text{ }^\circ\text{C} + 0,353 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{E(\text{solução})} = 100,078 \text{ }^\circ\text{C}$$

### 16. C



$$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}; d = 1 \text{ g/mL} = 1 \text{ 000 g/L};$$

$$\epsilon = 0,9\% = \frac{0,9}{100}$$

$$\mathcal{M}_{\text{NaCl}} \cdot M = \epsilon \cdot d$$

$$\mathcal{M} \cdot 58,5 = \frac{0,9}{100} \cdot 1 \text{ 000}$$

$$\mathcal{M} = 0,1538 \text{ mol/L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K};$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 0,1538 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 2 = 7,569228 \text{ atm}$$

$$\pi \approx 7,57 \text{ atm}$$

### 17. E

Massa da solução:

$$m = m_1 + m_2$$

$$m = 6,85 \text{ g} + 100 \text{ g} = 106,85 \text{ g}$$

Volume da solução:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{106,85}{1,024}$$

$$V = 104,34 \text{ mL ou } 0,10434 \text{ L}$$

Temperatura em K:

$$T(\text{K}) = 20 + 273$$

$$T(\text{K}) = 293 \text{ K}$$

$$\pi = \mathcal{M} \cdot R \cdot T$$

$$\mathcal{M} = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{6,85 \cdot 0,082 \cdot 293}{4,61 \cdot 0,1043}$$

$$\mathcal{M} = 342,28 \approx 342 \text{ g/mol}$$

## Estudo para o Enem

### 18. C

Cálculo do número de mols de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  e de  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ :

$$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ (M} = 164 \text{ g/mol)}$$

$$n = \frac{50}{164} = 0,305 \text{ mol}$$

$$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 \text{ (M} = 92 \text{ g/mol)}$$

$$n = \frac{50}{92} = 0,543 \text{ mol}$$

Cálculo da pressão osmótica de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \cdot i$$

$i = 3$  (o composto iônico tem três partículas)

$$\pi \cdot 2 = 0,305 \cdot 0,082 \cdot 293 \cdot 3$$

$$\pi = 11 \text{ atm}$$

Cálculo da pressão osmótica de  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ :

$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$  (para compostos moleculares, não há o fator  $i$ )

$$\pi \cdot 2 = 0,543 \cdot 0,082 \cdot 293$$

$$\pi = 6,52 \text{ atm}$$

A razão osmótica entre os dois compostos será:

$$\frac{11}{6,52} = 1,68$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representa-

ção usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

19. D

$$\Delta T_c = K_c \cdot W$$

$$\Delta T_c = K_c \cdot \frac{m_1}{M_1 \cdot m_2}$$

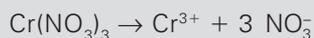
$$\Delta T_c = 1,86 \cdot \frac{1\,000}{62 \cdot 4}$$

$$\Delta T_c = 7,5 \text{ } ^\circ\text{C}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

20. D



Quantidade de íons formados = 4 mol de íons  
 $\Rightarrow q = 4$

$$\alpha = 100\% = 1$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

$$i = 1 + 1 \cdot (4 - 1)$$

$$i = 4$$

$$\Delta T_c = K \cdot W \cdot i$$

$$\Delta T_c = 1,86 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{0,25 \text{ mol}}{\text{kg}} \cdot 4$$

$$\Delta T_c = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_c = 0 \text{ } ^\circ\text{C} - 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} = -1,86 \text{ } ^\circ\text{C}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO BOSCO

## 40 TERMOQUÍMICA - CONCEITOS E CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES

## Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos introdutórios de termoquímica e entalpia, bem como as classificações dos processos termoquímicos e os fatores que interferem na entalpia.

## Para ir além

Quanto mais quente melhor (Calor e temperatura no ensino da termoquímica). Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc07/aluno.pdf>>.

Acesso em: ago. 2018.

O ludo como um jogo para discutir conceitos em termoquímica. Disponível em:

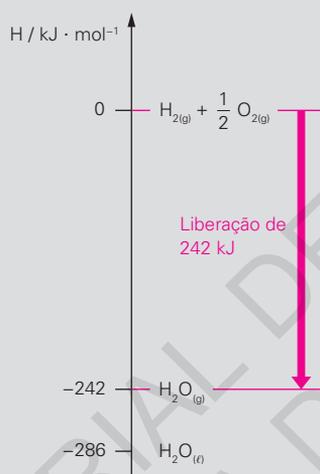
<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc23/a07.pdf>>.

Acesso em: ago. 2018.

## Exercícios propostos

## 7. C

A obtenção de 1 mol de água gasosa por meio de  $O_2$  e  $H_2$  libera 242 kJ:



8. Em 100 g de água, temos:

$$m_{\text{xilitol}} = 60,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{solução}} = 100 \text{ g} + 60,8 \text{ g} = 160,8 \text{ g}$$

$$160,8 \text{ g de solução} \text{ — } 60,8 \text{ g de xilitol}$$

$$8,04 \text{ g de solução} \text{ — } m_{\text{xilitol}}$$

$$m_{\text{xilitol}} = 3,04 \text{ g}$$

$$n_{\text{xilitol}} = \frac{m_{\text{xilitol}}}{M_{\text{xilitol}}} \rightarrow n_{\text{xilitol}} = \frac{3,04}{152} = 0,02 \text{ mol}$$

A entalpia de dissolução do xilitol é de 5,5 kcal/mol, então:

$$1 \text{ mol} \text{ — } 5,5 \text{ kcal}$$

$$0,02 \text{ mol} \text{ — } E$$

$$\text{Energia absorvida} = 0,11 \text{ kcal}$$

## 9. D

Cálculo da energia liberada na combustão de um volume V de etanol:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$Q = 200 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (60 \text{ °C} - 25 \text{ °C})$$

$$Q = 7 \text{ 000 cal}$$

Energia liberada na combustão de um volume V de gasolina:

$$70\% \text{ — } 7 \text{ 000 cal}$$

$$100\% \text{ — } x$$

$$x = 10 \text{ 000 cal}$$

Temperatura final da água:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$10 \text{ 000 cal} = 200 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (t_f - 25 \text{ °C})$$

$$t_f = 75 \text{ °C}$$

## 10. C

I. Correta. A equação A representa um processo endotérmico, que absorverá calor das vizinhanças. Já a equação B representa um processo exotérmico, que liberará calor para as vizinhanças.

II. Correta. Como a reação libera calor, o conteúdo energético final (dos produtos) deverá ser menor em relação ao conteúdo energético inicial (dos reagentes).

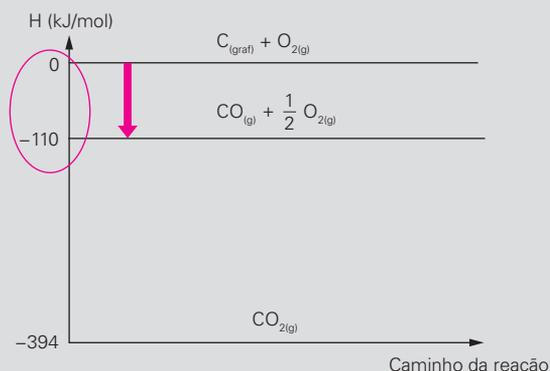
III. Incorreta. O valor da variação de entalpia é dado por mol de reagente. Dessa forma, se fossem utilizados 2 mols de reagente, o valor seria modificado.

## 11. C

A equação termoquímica incorretamente representada é:



O erro está no valor da entalpia, que deveria ser:  $\Delta H = -110 \text{ kJ/mol}$ .



## 12.07 (01 + 02 + 04)

01. Correta. Um processo endotérmico ocorre em um sistema à pressão constante, absorvendo calor do ambiente e, conseqüentemente, sua entalpia aumenta.

02. Correta. O  $\Delta H$  de uma reação depende do estado físico dos reagentes e dos produtos.

04. Correta. O  $\Delta H$  de uma reação depende da quantidade de reagentes e de produtos, por exemplo, do número de mols do reagente.

08. Incorreta. A queima de 1 mol de carbono grafite não libera a mesma quantidade de energia liberada na queima de 1 mol de carbono diamante, pois são alótropos que apresentam estruturas diferentes.

## 13.

A evaporação de água na superfície do recipiente é um processo endotérmico, ou seja, apresenta variação e entalpia positiva. Dessa forma, quando ocorre a evaporação, a água absorve calor do recipiente para a mudança de estado. O recipiente, então, com temperatura inferior à do líquido interno, acaba absorvendo calor desse líquido, provocando o seu resfriamento.

## 14. A



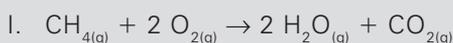
$$\Delta H = -220 \text{ kcal/mol}$$

$$16 \text{ g} \text{ — } 220 \text{ kcal liberados}$$

$$32 \text{ g} \text{ — } x$$

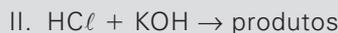
$$x = 440 \text{ kcal liberados}$$

## 15. C



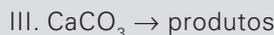
$$\Delta H = -220 \text{ kcal/mol}$$

Reação de combustão: exotérmica



$$\Delta H = -55 \text{ kJ/mol}$$

Reação de neutralização: exotérmica



$$\Delta H = +178,2 \text{ kJ/mol}$$

Reação de decomposição: endotérmica

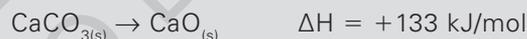
I. Correta. As reações I e II liberam energia.

II. Incorreta. A reação III absorve energia na forma de calor.

III. Incorreta. A reação II é exotérmica, ou seja, libera calor para o meio.

IV. Correta. A reação I, por se tratar de uma reação de combustão, libera maior quantidade de calor que a reação de neutralização, sendo assim, mais eficiente para iniciar a reação III.

## 16. B



$$100 \text{ g} \text{ — } 133 \text{ kJ absorvidos}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} \text{ — } 266 \text{ kJ absorvidos}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 200 \text{ g}$$

## 17. E

Comparando-se essas duas reações químicas, pode-se afirmar corretamente que os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.

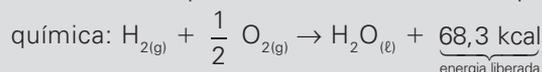


(Fotossíntese)

## Estudo para o Enem

## 18. D

Como ocorre liberação de energia, a quantidade de calor deve aparecer do lado direito da equação



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

## 19. D

1 mol de NO — 30 g

x — 15,7 g

$x = 0,523 \text{ mol}$

2 mol de NO — (-180,5) kJ

0,523 mol — y

$y = -47,20 \text{ kJ}$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos

inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

## 20. A

A sensação térmica (“sensação fria”) provocada pelo tecido *spray-on*, quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente absorve calor do corpo (processo endotérmico).

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 41 ENTALPIA DE FORMAÇÃO E COMBUSTÃO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos de entalpia de formação e de combustão, chamando a atenção do vestibulando para a relação entre calor e transferência térmica, bem como seus cálculos matemáticos.

### Para ir além

Quanto mais quente melhor (Calor e temperatura no ensino da termoquímica). Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc07/aluno.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

O ludo como um jogo para discutir conceitos em termoquímica.

Disponível em: <<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc23/a07.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

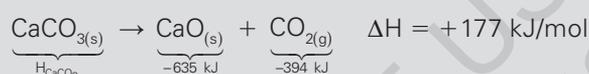
Por que não estudar entalpia no Ensino Médio? Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc22/a04.pdf>>. Acesso em: ago. 2018.

### Exercícios propostos

#### 7.05 (01 + 04)

01. Correta. A entalpia de formação do  $\text{CaCO}_{3(s)}$  é de  $-1\,206\text{ kJ/mol}$ .



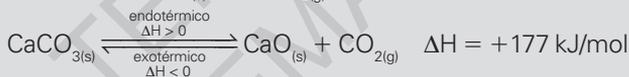
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$+177\text{ kJ} = [-635\text{ kJ} + (-394\text{ kJ})] - H_{\text{CaCO}_3}$$

$$H_{\text{CaCO}_3} = (-177 - 635 - 394)\text{ kJ}$$

$$H_{\text{CaCO}_3} = -1\,206\text{ kJ}$$

02. Incorreta. A reação de formação de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  a partir de  $\text{CaO}_{(s)}$  e de  $\text{CO}_{2(g)}$  é um processo exotérmico.



04. Correta. A decomposição térmica de 1 kg (1 000 g) de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  absorve 1 770 kJ.

$$\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100$$

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100\text{ g/mol}$$



$$100\text{ g} \text{ — } 177\text{ kJ absorvidos}$$

$$1\,000\text{ g} \text{ — } 1\,770\text{ kJ absorvidos}$$

08. Incorreta. A decomposição térmica de 1 kg (1 000 g) de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  produz 560 g de  $\text{CaO}_{(s)}$ .

$$\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + (3 \cdot 16) = 100; \text{CaO} = 40 + 16 = 56$$

$$M_{\text{CaCO}_3} = 100\text{ g/mol}; M_{\text{CaO}} = 56\text{ g/mol}$$



$$100\text{ g} \text{ — } 56\text{ g}$$

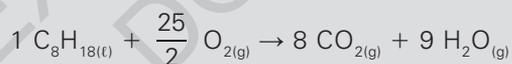
$$1\,000\text{ g} \text{ — } 560\text{ g}$$

16. Incorreta. A entalpia de formação dos compostos químicos pode ter valor positivo ou negativo.

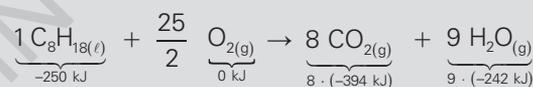
#### 8. E

I. Correta. A combustão da gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) é uma reação exotérmica, pois apresenta  $\Delta H < 0$ .

II. Incorreta. Na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 8 mols de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ).



III. Correta. A entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é  $-5\,080\text{ kJ/mol}$ .



$$\Delta H = -5\,080\text{ kJ}$$

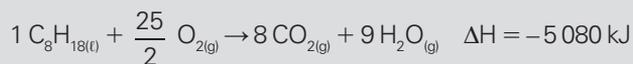
$$\Delta H = [9 \cdot (-242\text{ kJ}) + 8 \cdot (-394\text{ kJ})] - [-250\text{ kJ} + 0\text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -5\,330\text{ kJ} + 250\text{ kJ}$$

$$\Delta H = -5\,080\text{ kJ}$$

IV. Incorreta. O calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 2 540 kJ.

$$\text{C}_8\text{H}_{18} = (8 \cdot 12) + (18 \cdot 1) = 114\text{ g/mol}$$



$$114\text{ g} \text{ — } 5\,080\text{ kJ liberados}$$

$$57\text{ g} \text{ — } E$$

$$E = \frac{57\text{ g} \cdot 5\,080\text{ kJ liberados}}{114\text{ g}}$$

$$E = 2\,540\text{ kJ liberados}$$

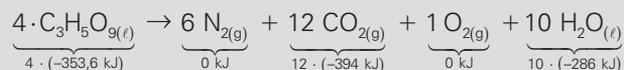


$$\Delta H_{\text{sublimação}} = \Delta H_{\text{vap}} + \Delta H_{\text{fus}}$$

$$\Delta H_{\text{sub}} = 91,82\text{ kJ/mol} \therefore \text{a reação é endotérmica.}$$

b) Como se trata de uma reação endotérmica, o aumento da temperatura interfere na qualidade do produto, portanto é necessário manter a temperatura entre 15 °C e 25 °C.

## 10. A



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [0 \text{ kJ} + 12 \cdot (-394 \text{ kJ}) + 0 \text{ kJ} + 10 \cdot (-286 \text{ kJ})] - [4 \cdot (-353,6 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = [-7 588] - [-1 414,4] = -6 173,6 \text{ kJ}$$

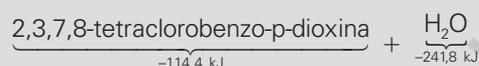
$$\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 = 255 \text{ g/mol}$$

$$4 \cdot 225 \text{ g} \text{ — } 6 173,6 \text{ kJ liberados}$$

$$0,6 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ — } E$$

$$E = 0,004115 \text{ kJ liberados} \approx 4,1 \text{ J liberados}$$

## 11. a) Cálculo da entalpia da reação:



$$\Delta H = [-114,4 \text{ kJ} + (-241,8 \text{ kJ})] - [73,2 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -429,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Não. Essa reação é exotérmica, pois o valor do  $\Delta H$  é menor do que zero (-429,4 kJ/mol).

12. d)  $d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/cm}^3 = 0,8 \text{ g/mL} = 800 \text{ g/L}$ 

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-286 \text{ kJ})] - [-277,8 \text{ kJ} + 3 \cdot 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -1 367,2 \text{ kJ}$$

Para 1 L, vem:

$$46 \text{ g de etanol} \text{ — } 1 367,2 \text{ kJ liberados}$$

$$800 \text{ g de etanol} \text{ — } E$$

$$E = 23 777,391 \text{ kJ liberados} \approx -23 780 \text{ kJ}$$

## 13. D

Cálculo de entalpia do processo de fermentação alcoólica:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_{\text{f produtos}}^0 - \sum \Delta H_{\text{f reagentes}}^0$$

$$\Delta H^0 = [2 \cdot (\Delta H_{\text{f CO}_2}^0) + 2 \cdot (\Delta H_{\text{f C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0)] - \Delta H_{\text{f C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}^0$$

$$\Delta H^0 = [2 \cdot (-234) + 2 \cdot (-278)] - (-1 268)$$

$$\Delta H^0 = -76 \text{ kJ/mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Cálculo de entalpia do processo de fermentação láctica:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_{\text{f produtos}}^0 - \sum \Delta H_{\text{f reagentes}}^0$$

$$\Delta H^0 = [2 \cdot (\Delta H_{\text{f C}_3\text{H}_6\text{O}_3}^0)] - \Delta H_{\text{f C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}^0$$

$$\Delta H^0 = [2 \cdot (-678)] - (-1 268)$$

$$\Delta H^0 = -88 \text{ kJ/mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

a) Incorreta. Ambas liberam energia.

b) Incorreta. Os dois processos são exotérmicos, ou seja, liberam calor para o meio.

c) Incorreta. De acordo com os cálculos anteriores, observa-se que a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior para uma mesma massa de glicose envolvida.

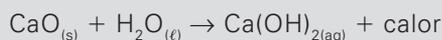
d) Correta. A fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior (-88 kJ/mol) do que a fermentação alcoólica (-76 kJ/mol) para uma mesma massa de glicose envolvida.

## 14. B

I. Incorreta. A vaporização do etanol é um processo endotérmico, ou seja, ocorre com absorção de energia.

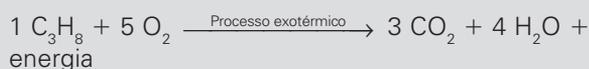
II. Correta. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes, pois trata-se de uma reação exotérmica.

III. Incorreta. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre liberação de calor, ou seja, exotérmico.



## 15. C

I. Incorreta. Trata-se de um processo exotérmico, pois ocorre liberação de energia.



II. Correta. Ocorre com liberação de energia para o meio externo, pois trata-se de uma reação exotérmica ( $\Delta H < 0$ ).

III. Correta. Há a formação de 3 mols de dióxido de carbono e 4 mols de água.



IV) Correta. São consumidos 5 mols de gás oxigênio.

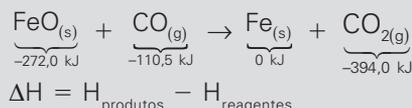


16. a) Tipos de ligação química envolvida nos reagentes:

$\text{FeO}_{(s)}$ : ligação iônica

$\text{CO}_{(g)}$ : ligação covalente ou molecular

b) Cálculo do valor, em kJ/mol, do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso:



$$\Delta H = [0,0 - 394,0] - [-272,0 - 110,5]$$

$$\Delta H = -11,5 \text{ kJ/mol}$$

17. C

Os valores de entalpia de neutralização são exotérmicos, ou seja, sempre irão liberar calor para o meio. Como a proporção entre as duas reações é 1:1, os valores de  $\Delta H_1 = \Delta H_2 < 0$ .

## Estudo para o Enem

18. A

O hidrogênio apresenta maior liberação de energia por grama (143 kJ liberados).

Para o hidrogênio ( $\text{H}_2 = 2$ ):

$$\frac{286 \text{ kJ (liberados)}}{2 \text{ g}} = \frac{143 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 16$ ):

$$\frac{1368 \text{ kJ (liberados)}}{46 \text{ g}} = \frac{29,739 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o metano ( $\text{CH}_4 = 16$ ):

$$\frac{890 \text{ kJ (liberados)}}{16 \text{ g}} = \frac{55,625 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o metanol ( $\text{CH}_3\text{O} = 31$ ):

$$\frac{726 \text{ kJ (liberados)}}{31 \text{ g}} = \frac{23,419 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

Para o octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18} = 114$ ):

$$\frac{5471 \text{ kJ (liberados)}}{114 \text{ g}} = \frac{47,991 \text{ kJ (liberados)}}{1 \text{ g}}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

19. B

$$1 \text{ mol} \text{ — } 16 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 137 \text{ g}$$

$$x = 8,56 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 210 \text{ kcal}$$

$$8,56 \text{ mol} \text{ — } y \text{ kcal}$$

$$y = 1797,6 \text{ kcal}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$1797,6 \text{ kcal} = 1797600 \text{ cal}$$

$$1797600 = m \cdot 1 \cdot 18$$

$$m = 99866,7 \text{ g} \approx 100 \text{ kg}$$

Portanto, por dia, uma cabeça de gado poderia aquecer 100 kg = 100 litros de água de 25 °C a 43 °C.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

20. E

$$1 \text{ mol de C (12 g)} \text{ — } 393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$600 \text{ g (60\% de 1 kg)} \text{ — } x$$

$$x = 19675 \text{ kJ} \approx 20000 \text{ kJ}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

## 42 LEI DE HESS

## Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será estudado o conceito de cálculo de entalpia, utilizando-se para tal o conceito da lei de Hess.

## Para ir além

Quanto mais quente melhor (Calor e temperatura no ensino da termoquímica). Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc07/aluno.pdf>>.

Acesso em: ago. 2018.

O ludo como um jogo para discutir conceitos em termoquímica. Disponível em:

<<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc23/a07.pdf>>.

Acesso em: ago. 2018.

Conhecimento pedagógico do conteúdo de uma professora de química do ensino médio sobre lei de Hess. Disponível em:

<<https://www.raco.cat/index.php/Ensenanza/article/view/296269/385147>>.

Acesso em: ago. 2018.

## Exercícios propostos

## 7. A

I) Manter  $\Delta H_1 = -1\ 368\ \text{kJ}$

II) Manter  $\Delta H_2 = -875\ \text{kJ}$

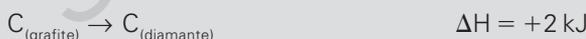
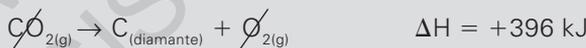
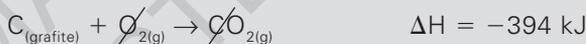
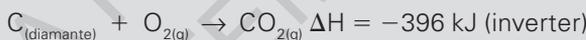
III) Inverter  $\Delta H_3 = +2\ 231\ \text{kJ}$

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

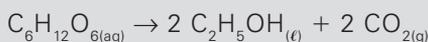
$$\Delta H = -1\ 368 + (-875) + 2\ 231$$

$$\Delta H = -12\ \text{kJ}$$

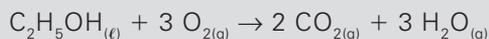
## 8. A



## 9. E



$$\Delta H = -70\ \text{kJ/mol (inverter)}$$



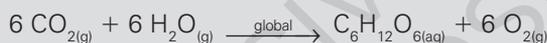
$$\Delta H = -1\ 235\ \text{kJ/mol} (\cdot 2 \text{ e inverter})$$



$$\Delta H_1 = +70\ \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = 2 \cdot (+1\ 235)\ \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H = +2\ 540\ \text{kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -394\ \text{kJ/mol (inverter)}$$



$$\Delta H^\circ = -286\ \text{kJ/mol} (\cdot 2 \text{ e inverter})$$



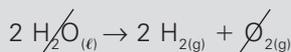
$$\Delta H^\circ = -890\ \text{kJ/mol (manter)}$$



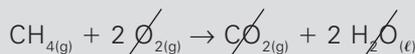
$$\Delta H^\circ = -131\ \text{kJ/mol (inverter)}$$



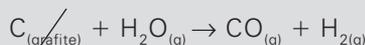
$$\Delta H_1 = +394\ \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = 2 \cdot (+286\ \text{kJ/mol})$$



$$\Delta H_3 = -890\ \text{kJ/mol}$$



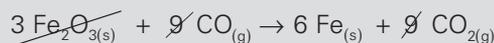
$$\Delta H_4 = +131\ \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H = +207\ \text{kJ}$$

## 11. A

Observe que é preciso multiplicar a primeira equação por 3 e a segunda, por 2:



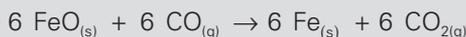
$$\Delta H = -75 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -72 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +47 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -100 \text{ kJ}$$

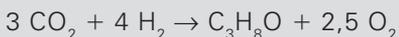
Dividindo a equação inteira por 6, inclusive o valor de  $\Delta H$ , temos o seguinte valor aproximado:



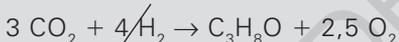
De acordo com a lei de Hess:



$$\Delta H = -286 \text{ kJ/mol} (\cdot 4 \text{ e inverter})$$



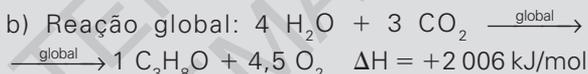
$$\Delta H = +862 \text{ kJ/mol} (\text{manter})$$



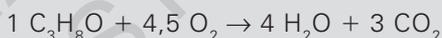
$$\Delta H_2 = +862 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = +2\,006 \text{ kJ/mol de } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}$$



Invertendo-se, vem:



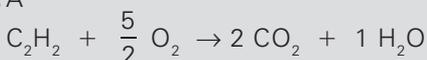
$$\Delta H' = -2\,006 \text{ kJ/mol (C}_3\text{H}_8\text{O)}$$

$$60 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 2\,006 \text{ kJ liberado}$$

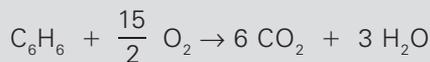
$$90 \text{ g} \quad \text{-----} \quad \text{E}$$

$$E = \frac{90 \text{ g} \cdot 2\,006 \text{ kJ}}{60 \text{ g}} = 3\,009 \text{ kJ liberados}$$

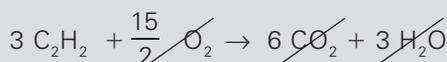
13. A



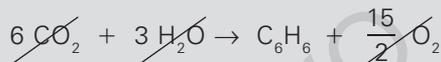
$$\Delta H = -310,7 \text{ kcal} (\cdot 3 \text{ e manter})$$



$$\Delta H = -781,0 \text{ kcal} (\text{inverter})$$



$$\Delta H_1 = 3 \cdot (-310,7) \text{ kcal}$$



$$\Delta H_2 = +781,0 \text{ kcal}$$

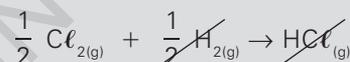


14. 06 (02 + 04)

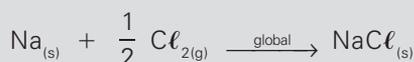
01. Incorreto. A reação de formação de NaCl sólido, por meio de Na<sub>(s)</sub> e gás cloro, é uma reação espontânea, pois a variação de entalpia é negativa.



$$\Delta H_1 = -318,8 \text{ kJ/mol}$$



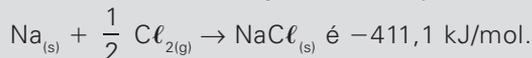
$$\Delta H_2 = -92,3 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -411,1 \text{ kJ/mol}$$

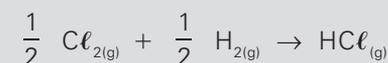
02. Correto. A equação 2 é uma reação exotérmica, pois o valor da variação de entalpia é negativo.

04. Correto. A variação de entalpia da reação



08. Incorreto. Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de HCl gasoso absorve 318,8 kJ/mol ( $\Delta H > 0$ ).

16. Incorreto. Através da equação 2, pode-se obter a liberação de 369,2 kJ se ocorrer a reação de 2 mol de Cl<sub>2(g)</sub> e 2 mol de H<sub>2(g)</sub>



$$\Delta H = -92,3 \text{ kJ/mol} (\cdot 4)$$



$$\Delta H = 4 \cdot (-92,3) \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = -369,2 \text{ kJ}$$

## 15. B

I. Falsa.

$$75 \text{ g} \left\{ \begin{array}{l} \text{carboidratos} = 30 \cdot 4 = 120 \\ \text{proteínas} = 22,5 \cdot 4 = 90 \\ \text{gorduras} = 22,5 \cdot 9 = 202,5 \end{array} \right\} = 412,5 \text{ kcal}$$

II. Verdadeira.

$$75 \text{ g} \text{ _____ } 412,5 \text{ kcal}$$

$$400 \text{ g} \text{ _____ } x$$

$$x = 2 \ 200 \text{ kcal}$$

III. Verdadeira.

$$\text{Glicose: } \frac{2 \ 808}{180} = 15,6 \cdot 30 = 468 \text{ kJ}$$

$$\text{Ácido oleico: } \frac{10 \ 487}{282} = 37,19 \cdot 22,5 = 836,77 \text{ kJ}$$

IV. Verdadeira.



$$\Delta H = -2 \ 808 \text{ kJ (inverter)}$$



$$\Delta H_3 = +2 \ 808 \text{ kJ}$$

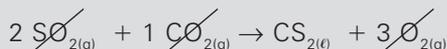


$$\Delta H = -1 \ 268,04 \text{ kJ}$$

## 16. A



$$\Delta H = 2 \cdot (-297) \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = +1 \ 077 \text{ kJ/mol}$$



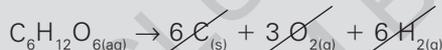
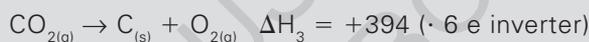
Como  $\Delta H > 0$ , trata-se de uma reação endotérmica.



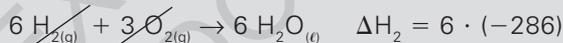
$$\Delta H_1 = -1 \ 263 \text{ (inverter)}$$



$$\Delta H_2 = -286 (\cdot 6)$$



$$\Delta H_1 = +1 \ 263$$



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = +1 \ 263 \text{ kJ} + 6 \cdot (-286) \text{ kJ} + 6 \cdot (-394) \text{ kJ} = -2 \ 817 \text{ kJ}$$

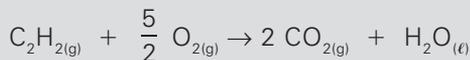
$$180 \text{ g de glicose} \text{ _____ } 2 \ 817 \text{ kJ liberados}$$

$$10 \text{ g de glicose} \text{ _____ } E$$

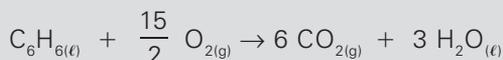
$$E = 156,5 \text{ kJ liberados}$$

## Estudo para o Enem

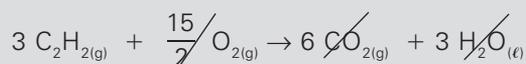
## 18. B



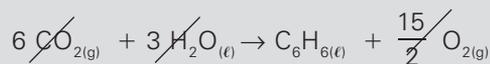
$$\Delta H_c^0 = -310 \text{ kcal/mol} (\cdot 3 \text{ e manter})$$



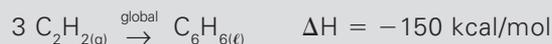
$$\Delta H_c^0 = -780 \text{ kcal/mol (inverter)}$$



$$\Delta H_c^0 = -310 \text{ kcal/mol}$$



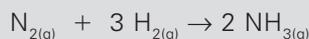
$$\Delta H_c^0 = -780 \text{ kcal/mol}$$



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

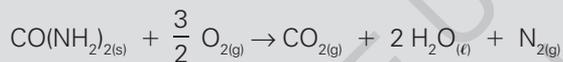
## 19. D



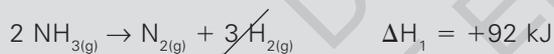
$$\Delta H = -92 \text{ kJ (inverter)}$$



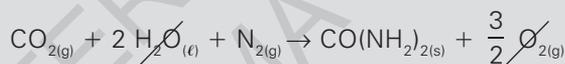
$$\Delta H = -286 \text{ kJ} (\cdot 3 \text{ e manter})$$



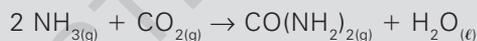
$$\Delta H = -632 \text{ kJ (inverter)}$$



$$\Delta H_2 = 3 \cdot (-286) \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = +632 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -134 \text{ kJ/mol}$$

Portanto, tem-se uma reação exotérmica ( $\Delta H^\circ < 0$ ), com liberação de 134 kJ/mol.

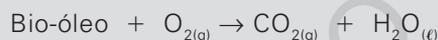
**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar,

avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

## 20. C

Com base na análise do diagrama, vem:

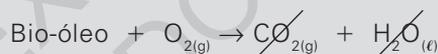


$$\Delta H_1 = -18,8 \text{ kJ/g}$$



$$\Delta H_2 = -2,4 \text{ kJ/g}$$

Invertendo a segunda equação e aplicando a lei de Hess, temos:



$$\Delta H_1 = -18,8 \text{ kJ/g}$$



$$\Delta H_2 = +2,4 \text{ kJ/g}$$



$$\Delta H = -16,4 \text{ kJ/g}$$

1 g de bio-óleo \_\_\_\_\_ 16,4 kJ liberados

5 g de bio-óleo \_\_\_\_\_ E

$$E = 5 \cdot 16,4 \text{ kJ} = 82,0 \text{ kJ liberados} \therefore$$

$$\Delta H = -82,0 \text{ kJ}$$

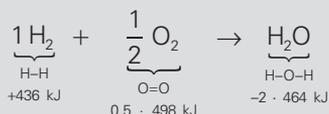
**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.



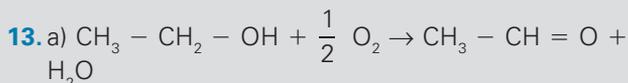
## 12. A

Cálculo da entalpia de formação da água gasosa:



$$\Delta H = +436 + 0,5 \cdot 498 - 2 \cdot 464 = -243 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -243 \text{ kJ/mol}$$



Reagentes:

$$5 \cdot (\text{C-H}) = 5 \cdot 413,0 = 2\,065 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot (\text{C-C}) = 347,0 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot (\text{C-O}) = 357,4 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot (\text{O-H}) = 462,3 \text{ kJ}$$

$$\frac{1}{2} \cdot (\text{O=O}) = 0,5 \cdot 493,2 = 246,6 \text{ kJ}$$

$$\text{Total}_{\text{reagentes}} = +3\,478,3 \text{ kJ}$$

Produtos:

$$4 \cdot (\text{C-H}) = 4 \cdot 413,0 = 1\,652 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot (\text{C-C}) = 347,0 \text{ kJ}$$

$$1 \cdot (\text{C=O}) = 773,5 \text{ kJ}$$

$$2 \cdot (\text{O-H}) = 2 \cdot 462,3 = 924,6 \text{ kJ}$$

$$\text{Total}_{\text{produtos}} = +3\,697,1 \text{ kJ}$$

$$\text{Reagentes} - \text{Produtos} = 3\,478,3 - 3\,697,1 = -218,8 \text{ kJ}$$

Eq. termoquímica:



$$\Delta H = -218,8 \text{ kJ/mol}$$

b) 1 mol de acetaldeído ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ ) tem massa de 44 g; assim:

$$1 \text{ mol} \text{ — } 44 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \text{ — } 5,4 \text{ mg}$$

$$x = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$1,2 \cdot 10^{-4} \text{ — } 1\,000 \text{ mL (1 m}^3\text{)}$$

$$y \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$y = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

## 14. E

a) Incorreta. Segundo o texto, “a energia de ligação é a energia envolvida no rompimento de certa quantidade de ligações químicas entre átomos, à temperatura de 25 °C e pressão de 1 atmosfera”

b) Incorreta. Segundo também informações do próprio texto: “a quebra das ligações dos reagentes é um processo endotérmico, ou seja, necessita de calor para que aconteça.”

c) Incorreta. A formação das ligações é um processo que libera energia.

d) Incorreta. Em uma reação química, temos tanto ruptura (reagentes) quanto formações de novas ligações químicas (formação de produtos) acontecendo.

e) Correta. Durante uma reação química, temos ruptura (processos endotérmicos) e formação de ligações químicas (processo exotérmico).



$$24 \cdot (\text{C-C}) + 52 \cdot (\text{C-H}) + 38 \cdot (\text{O=O}) \rightarrow 42 \cdot (\text{H-O}) + 50 \cdot (\text{C=O})$$

$$(24 \cdot 348) + (52 \cdot 412) + (38 \cdot 496) \rightarrow (42 \cdot 463) + (50 \cdot 743)$$

$$29\,776 + 18\,848 \rightarrow 24\,076 + 37\,150$$

$$+48\,624 \text{ kJ (absorvido)} \rightarrow +61\,226 \text{ kJ (liberado)}$$

$$\Delta H = 48\,624 - 61\,226$$

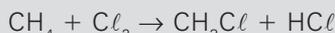
$$\Delta H = -12,602 \text{ kJ}$$

$$352 \text{ g} \text{ — } -12\,602 \text{ kJ}$$

$$35,2 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = -1\,206,2 \text{ kJ}$$

## 16. E



$$\Delta H = -25 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$4 \cdot (\text{C-H}) (\text{Cl-Cl}) 3 \cdot (\text{C-H}) + (\text{C-Cl}) (\text{H-Cl})$$

$$4 \cdot 105 \text{ kcal} + 58 \text{ kcal} - 3 \cdot 105 \text{ kcal} + (\text{C-Cl}) - 103 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = H_{\text{reagentes}} + H_{\text{produtos}}$$

$$-25 \text{ kcal} = 4 \cdot 105 \text{ kcal} + 58 \text{ kcal} - 3 \cdot 105 \text{ kcal} + (\text{C-Cl}) - 103 \text{ kcal}$$

$$-25 = 420 + 58 - 315 - (C-C\ell) - 103$$

$$(C-C\ell) = 420 + 58 - 315 - 103 + 25$$

$$(C-C\ell) = 85 \text{ kcal}$$

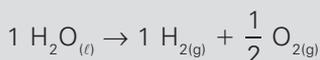
### 17. 13 (01 + 04 + 08)

01. Correto.

02. Incorreto. A entalpia-padrão de formação da água líquida é igual a  $-68 \text{ kcal/mol}$ .



$$\Delta H = 136 \text{ kcal/mol} (\div 2)$$



$$\Delta H = 68 \text{ kcal/mol (inverter)}$$



(formação da água líquida)

04. Correto. Nos casos em que não é possível medir diretamente a entalpia de formação de uma substância, podemos aplicar a lei de Hess ( $\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$ ).

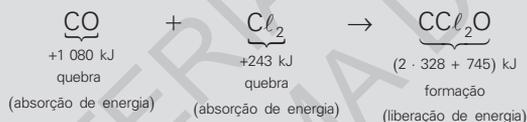
08. Correto. A energia da ligação H-H equivale a  $436 \text{ kJ/mol}$ .



## Estudo para o Enem

### 18. B

Por meio das energias de ligação fornecidas, temos:



$$\Delta H = +1080 + 243 - 1401 = -78 \text{ kJ}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

### 19. B

Com base na análise das energias de ligação, temos:

$$\Delta H = + [6 \cdot (C-H) + (C-C)] - [4 \cdot (C-H) - (C=C) - (H-H)]$$

$$\Delta H = 2 \cdot (C-H) + (C-C) - (C=C) - (H-H)$$

$$+124 = 2 \cdot 412 + 348 - 612 - (H-H)$$

$$(H-H) = -124 + 2 \cdot 412 + 348 - 612$$

$$(H-H) = +436 \text{ kJ/mol}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

### 20. D

Etanol:

$$5 \cdot (C-H) = 5 \cdot 100 = 500 \text{ kcal}$$

$$1 \cdot (C-C) = 83 \text{ kcal}$$

$$1 \cdot (C-O) = 85 \text{ kcal}$$

$$1 \cdot (O-H) = 110 \text{ kcal}$$

$$\text{Total} = 778 \text{ kcal}$$

Butanol:

$$9 \cdot (C-H) = 9 \cdot 100 = 900 \text{ kcal}$$

$$3 \cdot (C-C) = 3 \cdot 83 = 249 \text{ kcal}$$

$$1 \cdot (C-O) = 85 \text{ kcal}$$

$$1 \cdot (O-H) = 110 \text{ kcal}$$

$$\text{Total} = 1344 \text{ kcal}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da física para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar leis físicas e/ou químicas para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da termodinâmica e/ou do eletromagnetismo.

## 44 CINÉTICA QUÍMICA - VELOCIDADE MÉDIA

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os conceitos de cinética química, o cálculo de velocidade média de consumo de reagentes e de formação de produtos e o cálculo de velocidade média de reação. As interpretações gráficas e matemáticas do conceito de cinética química são de extrema importância para o entendimento do assunto, bem como para a resolução dos exercícios mais cobrados nos vestibulares.

### Para ir além

Método cooperativo de aprendizagem *jigsaw* no ensino de cinética química. Disponível em:

<[http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc32\\_3/05-RSA-7309\\_novo.pdf?agreq=cin% C3%A9tica&agrep=qnesc,qnint](http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc32_3/05-RSA-7309_novo.pdf?agreq=cin% C3%A9tica&agrep=qnesc,qnint)>.

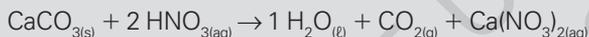
Acesso em: ago. 2018.

LIMA, J.F.L.; PINA, M.S.L.; BARBOSA, R.M.N. e JÓFILI, Z.M.S. A contextualização no ensino de cinética química. *Química nova na escola*, n. 11. p. 26-29, 2000.

As autoras fazem um relato da experiência didática que desenvolveram, na qual empregaram o tema “conservação de alimentos” para contextualizar e problematizar o ensino de cinética química em turmas do Ensino Médio.

### Exercícios propostos

7. Equação balanceada da reação:



De acordo com a tabela, vem:

Tempo	Volume de gás
1 min	150 cm <sup>3</sup> = 0,15 L
2 min	240 cm <sup>3</sup> = 0,24 L
3 min	300 cm <sup>3</sup> = 0,30 L

Tempo de 1 minuto  $\Rightarrow V = 0,15 \text{ L}$

1 mol — 25 L

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,15 \text{ L}$

$n_{1 \text{ minuto}} = 0,006 \text{ mol}$

Tempo de 3 minutos  $\Rightarrow V = 0,30 \text{ L}$

1 mol — 25 L

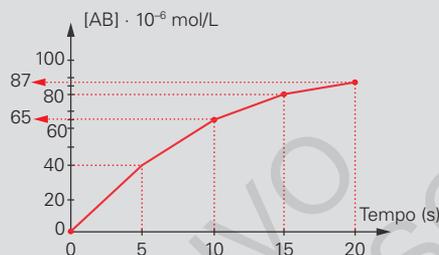
$n_{3 \text{ minutos}} = 0,30 \text{ L}$

$n_{3 \text{ minutos}} = 0,012 \text{ mol}$

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0,012 \text{ mol} - 0,006 \text{ mol}}{3 \text{ min} - 1 \text{ min}}$$

$v_{\text{média}} = 0,003 \text{ mol/min}$

8. a) Com base na tabela, para os pontos (0 s,  $0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ ); (5 s,  $40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ ); (10 s,  $65 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ ); (15 s,  $80 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ ); (20 s,  $87 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ ), temos:



$$b) v_m = \frac{[ ]_f - [ ]_i}{\text{tempo}} = \frac{87 \cdot 10^{-6} - 0 \cdot 10^{-6}}{20 \text{ s} - 0 \text{ s}} = 4,35 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

9. B

$$v_{\text{H}_2} = \frac{\Delta_{\text{concentração}}}{\Delta t} = \frac{(0,40 - 1,00) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(120 - 0) \text{ s}} = \frac{(0,40 - 1,00) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2 \text{ min}} = -0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$



$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$\frac{0,3}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$v_{\text{NH}_3} = +0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

10. A

Temos, com base na equação química balanceada, fornecida no enunciado:



$$\frac{v_{\text{Br}^-}}{5} = \frac{v_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{v_{\text{H}^+}}{6} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3} = \frac{v_{\text{H}_2\text{O}}}{3}$$

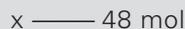
$$\frac{v_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$\frac{5,63 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{1} = \frac{v_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$v_{\text{Br}_2} = 16,89 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s} = 1,689 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

$$v_{\text{Br}_2} \approx 1,69 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

11. a)  $\text{CaCO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{HCO}_3^-_{(aq)}$   
 b) Diesel:  $2 \text{C}_{12}\text{H}_{26} + 37 \text{O}_2 \rightarrow 24 \text{CO}_{2(g)} + 26 \text{H}_2\text{O}$



$$x = 6 \text{ mol}$$

$$v_m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mol consumido}}{t} = \frac{6 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}}{2 \text{ h}}$$

$$v_m = 3 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}/\text{h}$$

### 12. E



$$\frac{v_{\text{CH}_4}}{1} = \frac{v_{\text{O}_2}}{2} = \frac{v_{\text{CO}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2\text{O}}}{2}$$

$$\frac{v_{\text{CH}_4}}{1} = \frac{v_{\text{CO}_2}}{1}$$

$$134,4 \text{ L} \cdot \text{h}^{-1} = v_{\text{CO}_2}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 22,4 \text{ L}$$

$$n_{\text{CO}_2} \text{ — } 134,4 \text{ L}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 6 \text{ mol}$$

$$v_{\text{CO}_2} = 6 \text{ mol/h}$$

### 13. Cálculo da velocidade da reação em mL de $\text{H}_2$ /s:

$$v = \frac{\text{volume de } \text{H}_2 \text{ produzido}}{\text{tempo}} = \frac{25 \text{ mL}}{20 \text{ s}} = 1,25 \text{ mL/s}$$

Cálculo da velocidade da reação em mol de  $\text{H}_2$ /s:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot \frac{25 \cdot 10^{-3}}{25 \text{ mL}} = n \cdot 0,082 \cdot \frac{300}{27 + 273}$$

$$n = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$v = \frac{1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{20 \text{ s}} = 5,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/s}$$

### 14. De acordo com a tabela fornecida, verifica-se que, a cada intervalo de tempo, o volume de $\text{H}_2$ varia, portanto a velocidade da reação também irá variar.

$$\text{velocidade} = \frac{\text{variação de volume}}{\text{variação de tempo}}$$

$$v_{0 \rightarrow 1} = \frac{15 - 0}{1 - 0} = 15 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{1 \rightarrow 2} = \frac{27 - 15}{2 - 1} = 12 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{2 \rightarrow 3} = \frac{36 - 27}{3 - 2} = 9 \text{ cm}^3/\text{min}$$

e assim sucessivamente.

### 15. B

$$v_{\text{média } (0 \rightarrow 5)} = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t} \therefore \frac{14,9 - 22,4}{5 - 0} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

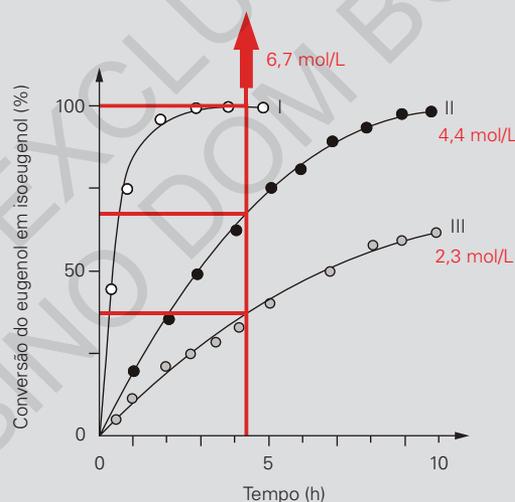
$$v_{\text{média } (1 \rightarrow 3)} = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t} \therefore \frac{16,6 - 20,8}{3 - 1} = 2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

### 16. D

Pela estequiometria, a velocidade de aparecimento do dióxido de nitrogênio é o dobro da velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio. Assim, será o dobro de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , ou seja,  $12 \cdot 10^{-3} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

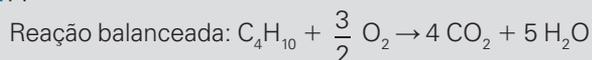
### 17. B

De acordo com o gráfico, o aumento da concentração de KOH provoca o aumento da velocidade da reação de isomerização.



## Exercícios para o Enem

### 18. A



Proporção entre butano e dióxido de carbono: 1:4, ou seja, a cada 0,1 mol de butano decomposto, forma-se 0,4 mol de  $\text{CO}_2$ .

$$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ — } 44 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ — } x$$

$$x = 17,6 \text{ g}$$

$$17,6 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ min}$$

$$y \text{ g} \text{ — } 60 \text{ min}$$

$$y = 1\,056 \text{ g}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

19. A



$$\left| \frac{v_{\text{S}}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{O}_2}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{SO}_2}}{1} \right| = v_{\text{média}}$$

$$M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{57,6 \cdot 1000 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1800 \text{ mol}$$

$$v_{\text{S}} = \frac{1800 \text{ mol}}{1 \text{ hora}} = \frac{1800 \text{ mol}}{3600 \text{ s}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{\text{SO}_2} = v_{\text{S}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

**Competência:** Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

**Habilidade:** Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências físicas, químicas ou biológicas, como texto discursivo, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica.

20. C



$$\left| \frac{v_{\text{HN}_3}}{2} \right| = \left| \frac{v_{\text{H}_2}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{N}_2}}{3} \right| = v_{\text{média}}$$

$$\left| \frac{v_{\text{HN}_3}}{2} \right| = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\left| \frac{v_{\text{HN}_3}}{2} \right| = \left| \frac{v_{\text{H}_2}}{1} \right|$$

$$\left| v_{\text{H}_2} \right| = \frac{6,0 \cdot 10^{-2}}{2} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\left| v_{\text{H}_2} \right| = 3,0 \cdot \frac{10^{-2} \text{ mol}}{\text{L}} \cdot \text{min} = 0,03 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\left| \frac{v_{\text{H}_2}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{N}_2}}{3} \right|$$

$$\left| v_{\text{N}_2} \right| = 3 \cdot \left| v_{\text{H}_2} \right|$$

$$\left| v_{\text{N}_2} \right| = 3 \cdot 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$\left| v_{\text{N}_2} \right| = 9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot \text{min} = 0,09 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

# RESPOSTAS E COMENTÁRIOS

## QUÍMICA 2

## 17 BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, o professor deve retomar os conceitos de oxidação e redução e mostrar que o balanceamento das reações de oxirredução se baseia em igualar o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos.

### Para ir além

Reações de oxirredução e suas diferentes abordagens. Disponível em:

<[http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39\\_1/07-CCD-112-15.pdf](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39_1/07-CCD-112-15.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7. C



Oxidação do  $\text{KClO}_3$ :  $0 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \therefore 5 \text{ KCl}$$

Redução do  $\text{KCl}$ :  $0 \rightarrow -1$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \therefore 1 \text{ KClO}_3$$

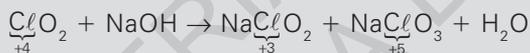
Balanceamento:



Soma dos coeficientes:

$$18 (3 + 6 + 5 + 1 + 3)$$

8. B



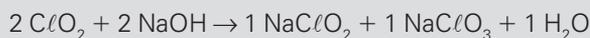
Redução do  $\text{NaClO}_2$ :  $+4 \rightarrow +3$

Oxidação do  $\text{NaClO}_3$ :  $+4 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1$$

Portanto, teremos:



Soma dos coeficientes:

$$7 (2 + 2 + 1 + 1 + 1)$$

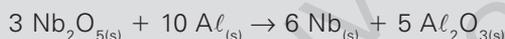
9. E



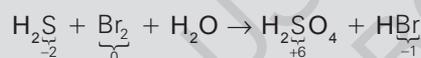
Oxidação do  $\text{Al}$ :  $\Delta = 3 \cdot 2 = 6 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $6 \div 2 = 3$ .

Redução do  $\text{Nb}$ :  $\Delta = 5 \cdot 2 = 10 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $10 \div 2 = 5$ .

Balanceamento:



10.



Redução do  $\text{Br}$ :  $0 \rightarrow -1$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1 \therefore 1 \text{ H}_2\text{S}$$

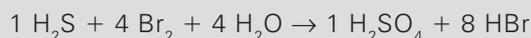
Oxidação do  $\text{S}$ :  $-2 \rightarrow +6$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 4 \therefore 4 \text{ Br}_2$$

$\text{H}_2\text{S} \rightarrow$  sofre oxidação, então é o agente redutor.

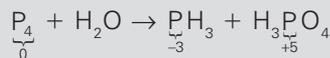
$\text{Br}_2 \rightarrow$  sofre redução, então é o agente oxidante.

Balanceamento:



Soma dos coeficientes: 18

11. E



Oxidação do  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $0 \rightarrow +5$

$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 4 = 20 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $20 \div 4 = 5$ .

Redução do  $\text{P}$ :  $0 \rightarrow -3$

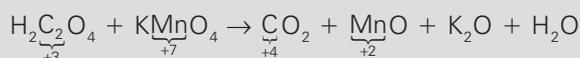
$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 4 = 12 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $12 \div 4 = 3$ .



Soma dos coeficientes:

$$22 (2 + 12 + 5 + 3)$$

12.



Redução do  $\text{KMnO}_4$ :  $+7 \rightarrow +2$

Oxidação do  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ :  $+3 \rightarrow +4$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{KMnO}_4$$

Balanceamento:



Soma dos coeficientes: 25

$\text{KMnO}_4 \rightarrow$  sofre redução, então é o agente oxidante.

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$  sofre oxidação, então é o agente redutor.

13. C



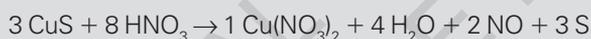
Oxidação do S:  $-2 \rightarrow 0$

Redução do N:  $+5 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{NO}$$

$$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 1 = 3 \therefore 3 \text{CuS}$$

Balanceamento:



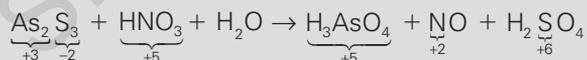
I. Incorreto. O  $\text{CuS}$  é o agente redutor, porque o enxofre sofre oxidação.

II. Correto.  $3 + 8 + 3 + 4 + 2 + 3 = 23$

III. Incorreto. O  $\text{NO}$  é óxido neutro, porque não reage com água, ácido ou base.

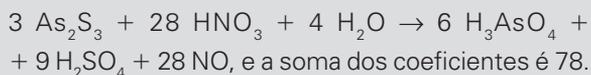
IV. Correto.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

14.

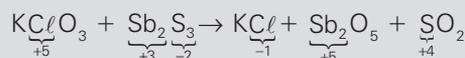


Os elementos As e S sofrem oxidação, e o nitrogênio sofre redução.

A reação corretamente balanceada é:



15. E



Oxidação do Sb:  $+3 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 2 = 4$$

Oxidação do S:  $-2 \rightarrow +4$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 6 \cdot 3 = 18$$

Total de  $e^-$  perdidos = 22  $\rightarrow$  Simplificando, temos:  $22 \div 2 = 11 \therefore 11 \text{KClO}_3$ .

Redução do Cl:  $+5 \rightarrow -1$

$\Delta_{\text{redução}} = 6 \cdot 1 = 6 \rightarrow$  Simplificando, temos:  $6 \div 2 = 3 \therefore 3 \text{Sb}_2\text{S}_3$  e  $3 \text{Sb}_2\text{O}_5$ .

Balanceamento:

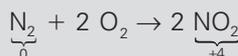


Soma dos coeficientes:

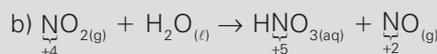
$$37 (11 + 3 + 11 + 3 + 9)$$

16.

a) A transformação de  $\text{N}_2$  e  $\text{NO}_2$  envolve um processo de oxidação, pois o Nox do nitrogênio aumenta:



O processo de oxidação de 1 mol de  $\text{N}_2$  gera 2 mols de  $\text{NO}_2$ , com o envolvimento de 8 mols de elétrons.



Oxidação do  $\text{HNO}_3$ :  $+4 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1 \therefore 1 \text{NO}$$

Redução do  $\text{NO}$ :  $+4 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{HNO}_3$$

Balanceamento:

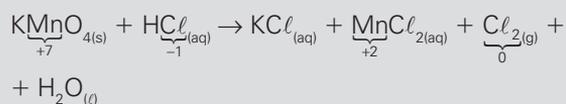


17. A

I. Correta. O cloreto tem seu número de oxidação passando de  $-1$  a  $0$ , portanto sofre oxidação, enquanto o manganês tem seu número de oxidação de  $+7$  nos reagentes a  $+2$  nos produtos, sofrendo redução.

II. Incorreta. A equação não está balanceada.

III. Correta.



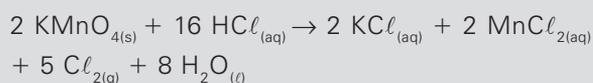
Redução do  $\text{KMnO}_4$ :  $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ Cl}_2$$

Oxidação do  $\text{HCl}$ :  $-1 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{ KMnO}_4$$

Balanceamento:



IV. Correta. De acordo com a resposta apresentada no item anterior, podemos verificar a variação do número de oxidação do Mn.

V. Correta. O cloreto é o agente redutor, pois sofre a oxidação.

### Estudo para o Enem

18. D

Oxidação do  $\text{KNO}_2$ :  $+3 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{ KMnO}_4$$

Redução do  $\text{KMnO}_4$ :  $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ KNO}_2$$



Soma dos coeficientes:

$$21 (5 + 2 + 3 + 5 + 1 + 2 + 3)$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. A

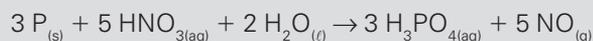
Oxidação do P:  $0 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 5 \cdot 1 = 5$$

Redução do N:  $+5 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 1 = 3$$

Balanceamento:



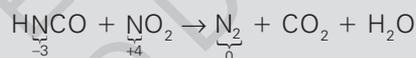
Agente oxidante:  $\text{HNO}_3$

Agente redutor: P

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. E



Oxidação do  $\text{HNCO}$ :  $-3 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 3 \cdot 2 = 6. \text{ Simplificando: } 6 \div 2 = 3 \therefore 3 \text{ NO}_2$$

Redução do  $\text{NO}_2$ :  $+4 \rightarrow 0$

$$\Delta_{\text{redução}} = 4 \cdot 2 = 8. \text{ Simplificando: } 8 \div 2 = 4 \therefore 4 \text{ HNCO}$$



Multiplicamos a equação por 2 para termos os menores coeficientes inteiros:



Soma dos coeficientes:

$$33 (8 + 6 + 7 + 8 + 4)$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

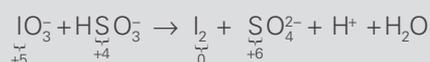
## 18 BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX - EQUAÇÕES IÔNICAS

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, o professor deve retomar os conceitos de oxidação e redução e mostrar que o balanceamento das reações de oxirredução se baseia em igualar o número de elétrons doados e o de elétrons recebidos, no entanto, em algumas reações, é necessário utilizar a ferramenta de igualdade das cargas elétricas (a carga total dos reagentes é igual à carga total dos produtos).

### Exercícios propostos

7. B



$$\text{Redução} \begin{cases} \text{Variação do Nox do I} = 5 \text{ (de } +2 \text{ para } 0) \\ \text{Atomicidade} = 2 \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta = 5 \cdot 2 = 10$$

$$\text{Oxidação} \begin{cases} \text{Variação do Nox do S} = 2 \text{ (de } +4 \text{ para } +6) \\ \text{Atomicidade} = 1 \end{cases} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \Delta = 2 \cdot 1 = 2$$

Estabelecendo a proporção, vem:



Acertando, por tentativa, os outros coeficientes, temos:

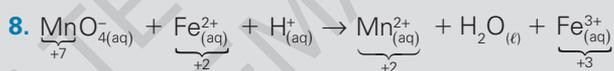


I. Correta. Soma dos coeficientes = 17 (2 + 5 + 1 + 5 + 3 + 1)

II. Correta.  $\text{IO}_3^-$ : agente oxidante (sofre redução, ganha elétrons).

III. Incorreta. O composto que ganha elétrons sofre redução.

IV. Incorreta. O Nox do enxofre varia de +4 para +6.



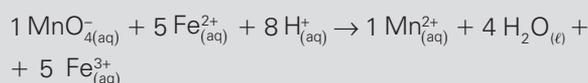
$$\text{Oxidação do Fe: } +2 \rightarrow +3$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 1 = 1 \therefore 1 \text{ MnO}_4^-$$

$$\text{Redução do Mn: } +7 \rightarrow +2$$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ Fe}^{2+}$$

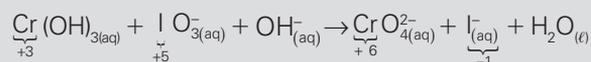
Balanceamento:



Soma dos coeficientes dos reagentes:

$$14 (1 + 5 + 8)$$

9. A



$$\text{Oxidação do Cr: } +3 \rightarrow +6$$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 3 \cdot 1 = 3 \div 3 = 1 \therefore 1 \text{ IO}_3^-$$

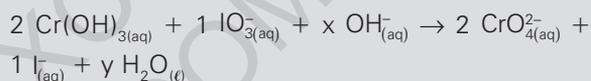
$$\text{Redução do I: } +5 \rightarrow -1$$

$$\Delta_{\text{redução}} = 6 \cdot 1 = 6 \div 3 \therefore 2 \text{ Cr(OH)}_3$$

$$\text{Agente oxidante: } \text{IO}_3^-$$

$$\text{Agente redutor: } \text{Cr(OH)}_3$$

Para terminar o balanceamento, vamos admitir um coeficiente x para o  $\text{OH}^-$  e um coeficiente y para o  $\text{H}_2\text{O}$ . Dessa forma:



$$2 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) + x \cdot (-1) = 2 \cdot (-2) + 1 \cdot (-1) + y \cdot 0$$

$$x = 4 \Rightarrow y = 5$$

Balanceamento:



Soma dos coeficientes:

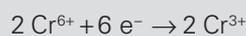
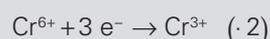
$$15 (2 + 1 + 4 + 2 + 1 + 5)$$

10. 07 (01 + 02 + 04)



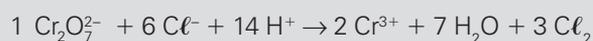
$$\text{Oxidação do Cl: } -1 \rightarrow 0 \text{ (agente redutor)}$$

$$\text{Redução do Cr: } +6 \rightarrow +3 \text{ (agente oxidante)}$$



Balanceamento de cargas

Balanceamento:

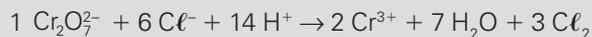


01. Correto. O íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) é o agente redutor da reação.

$$\text{Nox do Cl: } -1 \text{ para } 0$$

02. Correto. O íon dicromato é um potente agente oxidante.

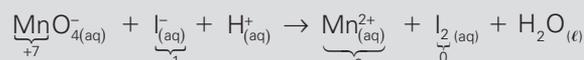
04. Correto. O balanceamento correto da reação química apresentada fornece os produtos da reação com os coeficientes estequiométricos 2, 7 e 3.



08. Incorreto. Na redução do  $\text{Cr}^{6+}$ , há o "recebimento" de três elétrons.



11. E



Oxidação do I:  $-1 \rightarrow 0$  (agente redutor)

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{MnO}_4^-$$

Redução do Mn:  $+7 \rightarrow +2$  (agente oxidante)

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{I}_2$$

Balanceamento:



$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot (-1) + 10 \cdot (-1) + 16 \cdot (+1) = 2 \cdot (+2) + 5 \cdot 0 + 8 \cdot 0 \\ -2 - 10 + 16 = 4 \\ -12 + 16 = 4 \\ 4 = 4 \end{array} \right\} \text{Cargas elétricas}$$



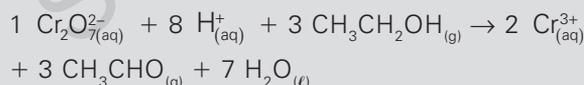
Oxidação do C:  $-1 \rightarrow +1$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \div 2 = 1 \therefore 1 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

Redução do Cr:  $+6 \rightarrow +3$

$$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 2 = 6 \therefore 3 \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

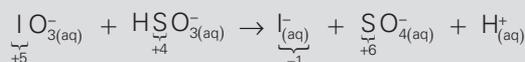
Balanceamento:



Soma dos coeficientes:

$$24 (1 + 8 + 3 + 2 + 3 + 7)$$

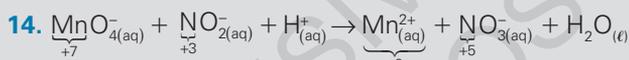
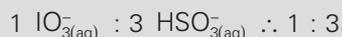
13. C



Redução do I:  $\text{I}^{5+} + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-$  (agente oxidante)

Oxidação do S:  $\text{S}^{4+} \rightarrow \text{S}^{6+} + 2 \text{e}^- (\cdot 3) \Rightarrow 3 \text{S}^{4+} \rightarrow 3 \text{S}^{6+} + 6 \text{e}^-$  (agente redutor)

Balanceamento:



Oxidação do N:  $+3 \rightarrow +5$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 2 \cdot 1 = 2 \therefore 2 \text{MnO}_4^-$$

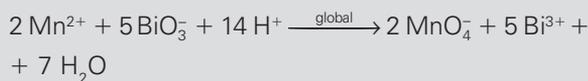
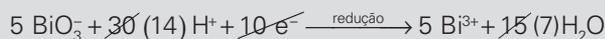
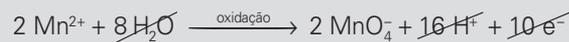
Redução do Mn:  $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{NO}_2^-$$

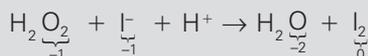
Balanceamento:



15. A



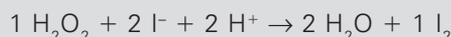
16. a) Equação I



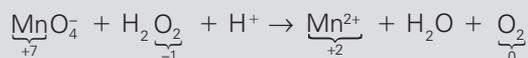
$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1$$

$$\Delta_{\text{redução}} = 1$$

Balanceamento:



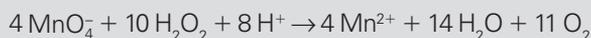
Equação II



$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5$$

Balanciamento:



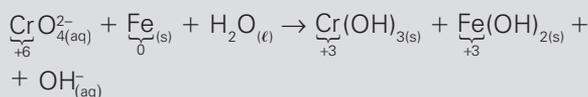
b) Equação I:  $\text{H}_2\text{O}_2$  como agente oxidante

Equação II:  $\text{H}_2\text{O}_2$  como agente redutor

c)  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{O}_2 + 2\text{e}^-$  (oxidação)

$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  (redução)

17. E



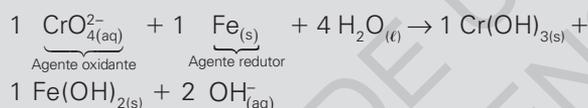
Oxidação do Fe:  $0 \rightarrow +3$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 3 \cdot 1 = 3 \div 3 = 1 \therefore 1 \text{ CrO}_4^{2-}$$

Redução do  $\text{CrO}_4^{2-}$ :  $+6 \rightarrow +3$

$$\Delta_{\text{redução}} = 3 \cdot 1 = 3 \div 3 = 1 \therefore 1 \text{ Fe}$$

Balanciamento:



## Estudo para o Enem

18. D



Balanciamento:



$$\text{Então, } 3,6 \cdot 10^{23} \Rightarrow \frac{3,6 \cdot 10^{23}}{6,0 \cdot 10^{23}} = 0,6 \text{ mol de íons cloreto}$$

$$1 \text{ mol de ClO}^- \text{ ——— } 1 \text{ mol de Cl}^-$$

$$0,6 \text{ mol de ClO}^- \text{ ——— } x$$

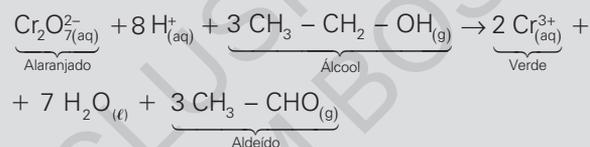
$$x = 0,6 \text{ mol de íons cloreto}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. B

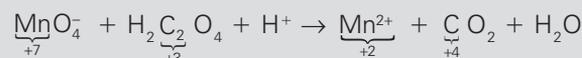
A reação que ocorre é a oxidação do álcool a aldeído e a redução do dicromato (alaranjado) a cromo III (verde):



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. D

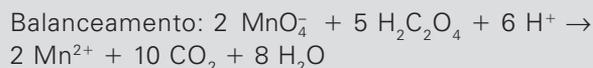


Oxidação do C:  $+3 \rightarrow +4$

$$\Delta_{\text{oxidação}} = 1 \cdot 2 = 2 \therefore 2 \text{ MnO}_4^-$$

Redução do Mn:  $+7 \rightarrow +2$

$$\Delta_{\text{redução}} = 5 \cdot 1 = 5 \therefore 5 \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 19 PILHAS - DEFINIÇÃO E FUNCIONAMENTO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados a montagem e o funcionamento de uma pilha de Daniell, enfatizando a conversão da energia química, que provém de reações de oxirredução espontânea, em energia elétrica. Será visto também que a transferência de elétrons ocorre por um meio externo e que há a necessidade de uma ponte salina para manter a eletroneutralidade das semicelas.

### Para ir além

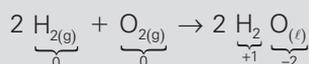
Células eletroquímicas, cotidiano e concepções dos educandos. Disponível em:

<[http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39\\_1/09-RSA-28-15.pdf](http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc39_1/09-RSA-28-15.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7.



$\text{H}_2 \Rightarrow$  oxida; agente redutor; ânodo.

$\text{O}_2 \Rightarrow$  reduz; agente oxidante; cátodo.

8. D

I. Correta. Cu: sofre redução; cátodo; polo positivo; sofre aumento de massa.

II. Correta. Pb: sofre oxidação; ânodo; polo negativo; sofre desgaste.

III. Incorreta. A placa de Pb sofre um desgaste, enquanto a placa de Cu sofre um aumento de massa, e ambas estão interligadas por um fio externo.

9. C

O eletrodo B é o polo negativo da bateria, onde ocorre oxidação. Esse eletrodo fornece elétrons para o funcionamento da bateria.

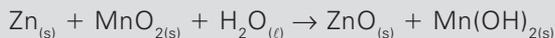
10. 17 (01 + 16)

01. Correto. O ânodo, polo negativo, é representado pelo  $\text{Zn}_{(s)}$ , que sofre oxidação e, portanto, é o agente redutor.

02. Incorreto. O manganês reduziu no cátodo (polo positivo).

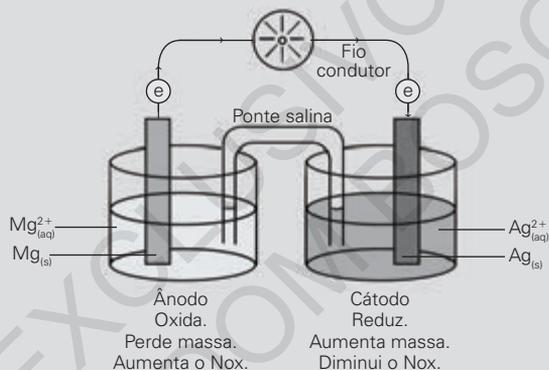
04. Incorreto. Há a formação de base –  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

08. Incorreto. A reação global é representada por:



16. Correto. O ânodo é o polo negativo, que sofre oxidação ( $\text{Zn}_{(s)}$ ) e, portanto, libera elétrons para o cátodo (polo positivo), que sofre redução ( $\text{MnO}_{2(s)}$ ).

11. E



12.

Verdadeira. O polo positivo (cátodo) é onde ocorre a redução do níquel.

Verdadeira. O cádmio oxida, sendo, portanto, o ânodo da pilha.

Falsa. O cádmio oxida, sendo o agente redutor nessa pilha.

Falsa. Como o cádmio oxida, ele perde elétrons.

13. C

a) Incorreto. O eletrodo de cobre é o ânodo da pilha.

b) Incorreto. O polo positivo da pilha é o cátodo de prata.

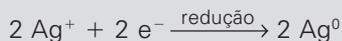
c) Correto.

d) Incorreto. Os elétrons fluem da esquerda para a direita, ou seja, do eletrodo de Cu para o eletrodo de Ag.

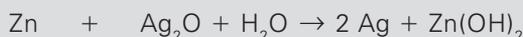
e) Incorreto. Os íons positivos na ponte salina migram para a solução onde está o eletrodo de prata (cátodo).

14.

a) A redução ocorre no cátodo, que é o polo positivo da pilha.



$$\text{b) } \text{Zn} = 65,4; \text{Ag}_2\text{O} = 232; \text{Ag} = 108$$



$$65,4 \text{ g} \text{ — } 232 \text{ g} \text{ ————— } 2 \cdot 108 \text{ g}$$

$$0,654 \text{ g} \text{ — } 2,32 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{Ag}}$$

$$\text{Razão} = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{Ag}_2\text{O}}} = \frac{0,654 \text{ g}}{2,32 \text{ g}} = 0,281896$$

$$\text{Razão} \approx 0,28$$

$$m_{\text{Ag}} = 2 \cdot 1,08 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ag}} = 2,16 \text{ g}$$

## 15. D

- a) Incorreto. Os elétrons fluem pelo circuito externo do níquel para a prata.  
 b) Incorreto. O eletrodo níquel é o ânodo da pilha.  
 c) Incorreto. O eletrodo de prata sofre deposição.  
 d) Correto.  $\text{Ni}_0^0 + 2 \text{Ag}_{+1}^+ \rightarrow \text{Ni}_{+2}^{2+} + 2 \text{Ag}_0^0$

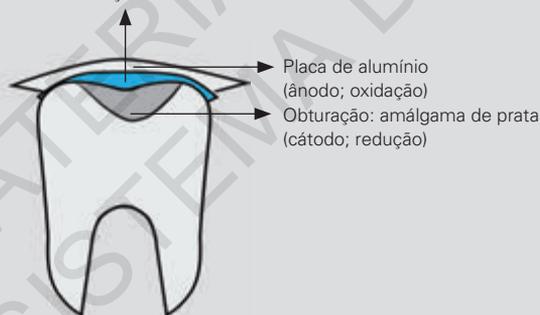
O Nox da prata passa de +1 para zero, sofrendo, assim, redução.

- e) Incorreto. A solução de níquel fica mais concentrada.

## 16.

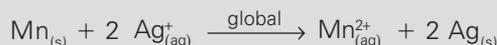
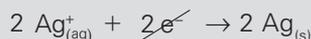
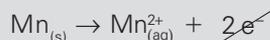
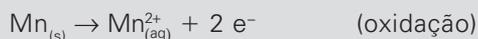
- a) Porque é o alumínio que sofre a oxidação.  
 $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{e}^-$   
 b) O polo negativo é chamado de ânodo.  
 c) A saliva torna-se o meio de transferência de íons formados no processo de oxidação.

Saliva: solução condutora



- d) Sendo levemente ácida (possui cátions  $\text{H}^+$ ), a saliva equivale à solução condutora. Observação teórica: os elétrons não "caminham" através da saliva, apenas os íons.

## 17. A



## Estudo para o Enem

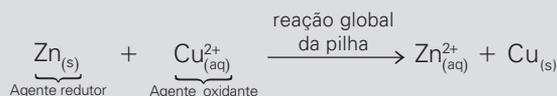
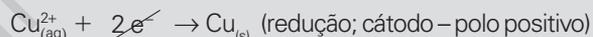
## 18. B

Os furos que aparecem no papel-alumínio são decorrentes das reações que este sofre na presença do outro metal, e o molho serve como um meio condutor de corrente elétrica, portanto há a formação de uma pilha.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 19. A

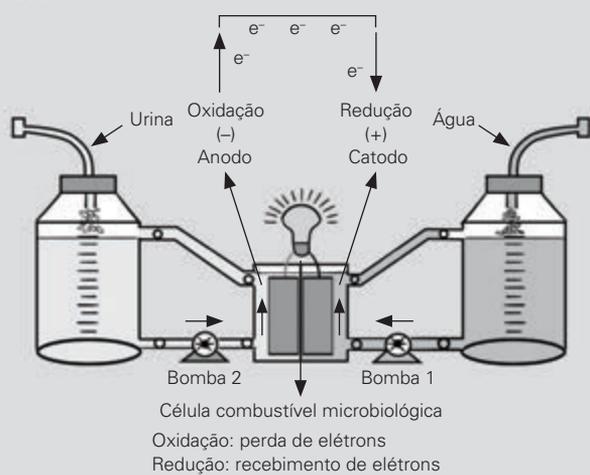


- a) Correto.  
 b) Incorreto. O  $\text{Cu}_{(s)}$  não perde elétrons.  
 c) Incorreto. O  $\text{Zn}_{(s)}$  sofre oxidação, enquanto o  $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$  sofre redução.  
 d) Incorreto. O  $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.  
 e) Incorreto. Um sofre oxidação, enquanto o outro sofre uma redução.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 20 PILHAS - CÁLCULO DE VOLTAGEM

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordado o cálculo do potencial-padrão de oxidação ou redução de um eletrodo, mostrando que os valores tabelados são referentes ao eletrodo-padrão de hidrogênio. Além disso, será estudada a maneira de obter-se a força eletromotriz de uma pilha, mostrando que esse valor pode ser alterado com a modificação das espécies constituintes da pilha.

### Para ir além

Pilhas e a composição dos solos. Disponível em:

<<http://qnesc.s bq.org.br/online/qnesc08/exper1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7. C



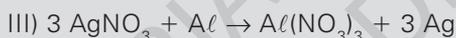
$\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	$E^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{Ba}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}_{(\text{s})}$	$E^0 = -2,90 \text{ V}$

$\Delta E^0 = -2,90 - (+0,80) = -3,70 \text{ V} < 0 \Rightarrow$  não espontânea



$\text{Co}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}_{(\text{s})}$	$E^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$

$\Delta E^0 = -1,66 \text{ V} - (-0,28) = -1,38 \text{ V} < 0 \Rightarrow$  não espontânea



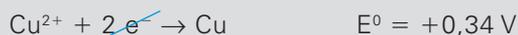
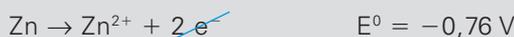
$\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	$E^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$

$\Delta E^0 = +0,80 - (-1,66) = +2,46 \text{ V} > 0 \Rightarrow$  espontânea

8. O potencial-padrão da pilha de Daniell é:

$$E_{\text{red}}^0 \text{Zn} = -0,76 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}}^0 \text{Cu} = +0,34 \text{ V}$$



$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})$$

$$\Delta E^0 = 0,34 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V}$$

9. B

$$E_{\text{redução (aluminio)}} = -1,66 \text{ V}$$

$$E_{\text{redução (ouro)}} = +1,50 \text{ V}$$

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +1,50 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = +3,16 \text{ V}$$

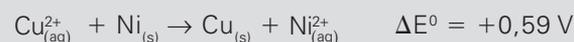
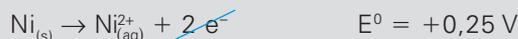
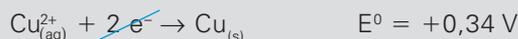
10. 05 (01 + 04)

01. Correta. Uma pilha é um processo espontâneo em que uma reação química gera corrente elétrica.

02. Incorreta. Em uma pilha, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

04. Correta. Como o cobre se reduz, ele atua como agente oxidante.

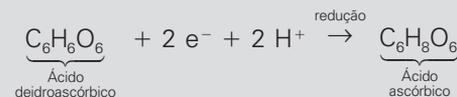
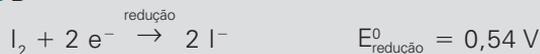
08. Incorreta. A pilha gera uma tensão de 0,59 V ou 590 mV.



16. Incorreta. Em uma pilha, o ânodo é o polo negativo, onde ocorre a oxidação.

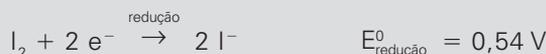
32. Incorreta. O níquel sofre oxidação na pilha apresentada.

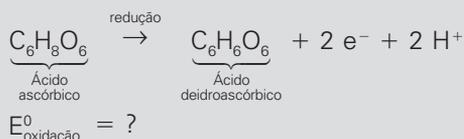
11. B



$$E_{\text{redução}}^0 = ?$$

$\Delta E = 0,48 \text{ V} > 0$ , então:





$$\Delta E = E^0_{\text{redução}} + E^0_{\text{oxidação}}$$

$$0,48 \text{ V} = 0,54 \text{ V} + E^0_{\text{oxidação}}$$

$$E^0_{\text{oxidação}} = -0,06 \text{ V}$$

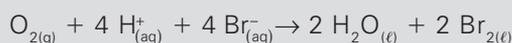
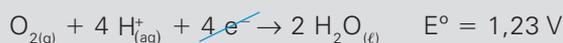
$$E^0_{\text{redução}} = +0,06 \text{ V}$$



$$E^0 = 1,23 \text{ V (redução)}$$



$$E^0 = 1,07 \text{ V (oxidação; } \cdot 2 e^- \text{ inverte)}$$



$$\Delta E^0 = E^0_{\text{redução}} + E^0_{\text{oxidação}}$$

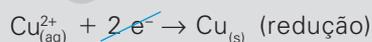
$$\Delta E^0 = 1,23 - 1,07$$

$$\Delta E^0 = +0,16 \text{ V}$$

## 13. D

14.  $+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$ 

Então:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +0,34 - (-0,44)$$

$$\Delta E = +0,78 \text{ V}$$

## 15. B

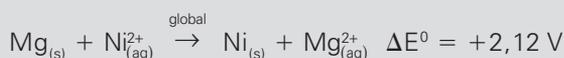
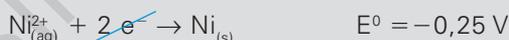
Montando as pilhas:

a) Entre alumínio e magnésio:

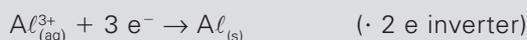


$$\Delta E^0 = +0,71 \text{ V}$$

b) Entre magnésio e níquel:

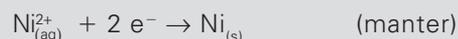


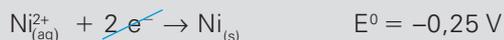
c) Entre alumínio e ferro:



$$\Delta E^0 = +1,22 \text{ V}$$

d) Entre ferro e níquel:





Podemos concluir que a pilha de maior diferença de potencial (ddp) é constituída, no ânodo e no cátodo, respectivamente, pelos eletrodos de magnésio e níquel.

### 16. 14 (02 + 04 + 08)

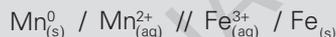
01. Incorreto. A força eletromotriz da pilha é +1,14 V.



02. Correto. O manganês sofre a oxidação, por isso é o ânodo da pilha.

04. Correto. O eletrodo de ferro é o cátodo, sofrendo, assim, uma redução.

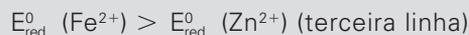
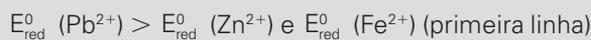
08. Correto. A pilha pode ser representada, conforme a IUPAC, como:



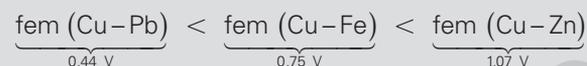
### 17. A

Como (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação, devemos procurar o (sim) na tabela, ou seja, as possíveis reações com formação de sólido. Isso significa que um cátion metálico reduziu e provocou a formação de um depósito sólido.

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$	(não)	(sim)	(não)



Em relação ao eletrodo de cobre, quanto menor a força eletromotriz, maior o potencial de redução do cátion presente na solução. Conclusão:



## Estudo para o Enem

### 18. E

A calda bordalesa é uma mistura aquosa de sulfato de cobre II com óxido de cálcio, o qual é um óxido básico que produz hidróxido de cálcio em meio aquoso:



Para avaliar a basicidade dessa solução, adicionam-se três gotas sobre uma faca de ferro limpa. O aparecimento de uma mancha avermelhada no local da aplicação na faca indica que a calda bordalesa ainda não está com a basicidade necessária. A equação química que representa a reação de formação da mancha avermelhada é:



É a única reação espontânea fornecida nas alternativas, pois a diferença de potencial é maior que zero.

$$\Delta E^0 = E_{\text{maior}}^0 - E_{\text{menor}}^0$$

$$\Delta E^0 = +0,34 \text{ V} - (-0,04 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +0,38 \text{ V}$$

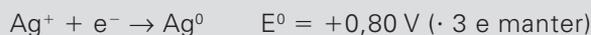
**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

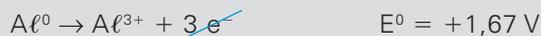
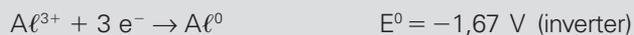
**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

### 19. A

Maior potencial de redução: reduz ( $E^0 = +0,80 \text{ V}$ ).

Menor potencial de redução: oxida ( $E^0 = -1,67 \text{ V}$ ).





**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

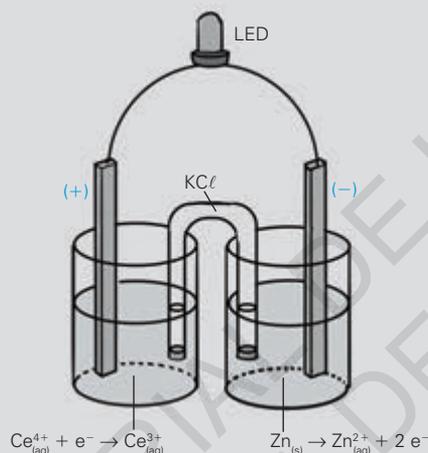
## 20. C

Considerando as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro, devemos procurar a maior diferença de potencial.

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = \underbrace{+1,61}_{\text{Cério}} - \underbrace{(-0,76)}_{\text{Zinco}} = +2,37 \text{ V}$$

Pilha 1:

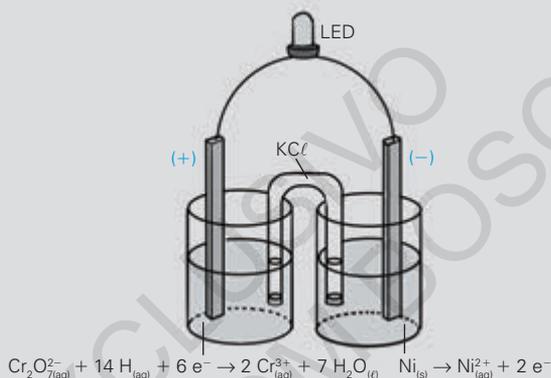


Agora, considerando as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro, procuramos a menor diferença de potencial.

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = \underbrace{+1,33}_{\text{Cromato}} - \underbrace{(-0,25)}_{\text{Níquel}} = +1,58 \text{ V}$$

Pilha 2:



Na associação em série, temos:



$$\Delta E_{\text{em série}} = +2,37 \text{ V} + 1,58 \text{ V} = 3,95 \text{ V}$$

$3,95 \text{ V} > 3,60 \text{ V} \therefore$  o LED acende.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 21 PILHAS COMERCIAIS E BATERIAS

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as pilhas comerciais de Leclanché, alcalina e a combustível, a bateria de chumbo, a problemática da pilha seca (comum), quanto à geração da amônia, e a diferença entre as pilhas. Em relação à bateria de chumbo utilizada em automóveis, serão mostradas as reações, enfatizando o consumo do ácido sulfúrico e lembrando que a reação de descarga é reversível, o que torna possível recarregar essa bateria.

### Para ir além

Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. Disponível em:

<<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Série histórica da composição química de pilhas alcalinas e zinco-carbono fabricadas entre 1991 e 2009. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol34No5\\_812\\_15-AR10553.pdf](http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol34No5_812_15-AR10553.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

Pilhas alcalinas: um dispositivo útil para o ensino de química. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol30No4\\_1020\\_45-ED06178.pdf](http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol30No4_1020_45-ED06178.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7. A pilha alcalina produz o íon hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), que melhora a condutividade e diminui a resistência interna da dela. A pilha comum produz gás amônia ( $\text{NH}_3$ ), em razão do uso de cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) como eletrólito, que provoca um aumento na resistência interna dela.

8. E

a) Incorreto. O  $\text{Zn}_{(s)}$  é o polo negativo da pilha.

b) Incorreto. Os elétrons sempre migram do ânodo para o cátodo nas pilhas eletroquímicas.

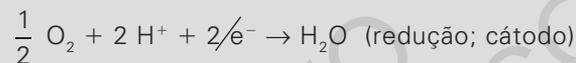
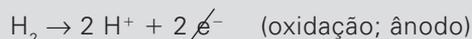
c) Incorreto. O agente oxidante da célula é o  $\text{MnO}_{2(s)}$ .

d) Incorreto. A pilha eletroquímica é sempre um processo espontâneo.

e) Correto. O  $\text{MnO}_{2(s)}$  é reduzido no cátodo, conforme a equação II.

9. D

Célula a combustível é um exemplo de célula galvânica.



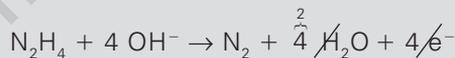
10. Lado esquerdo (oxidação):



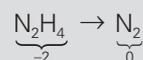
Lado direito (redução):



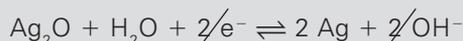
Soma das equações:



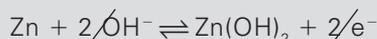
Elemento que sofre oxidação: nitrogênio.



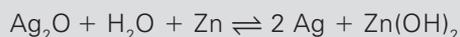
11. D



$$E_{\text{redução}}^0 = +0,344 \text{ V}$$

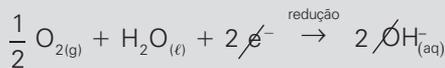


$$E_{\text{oxidação}}^0 = +1,25 \text{ V}$$



$$\Delta E^0 = +1,594 \approx 1,60 \text{ V}$$

12.



$$E^0 = +0,401 \text{ V}$$



$$E^0 = +0,828 \text{ V}$$

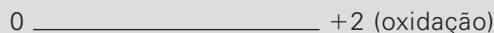
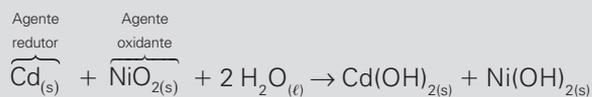


$$\Delta E^0 = E^0_{\text{redução}} + E^0_{\text{oxidação}}$$

$$\Delta E^0 = +0,401 + 0,828$$

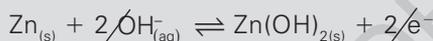
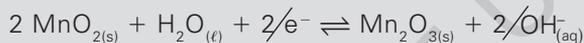
$$\Delta E^0 = +1,229 \text{ V}$$

13. D



14.

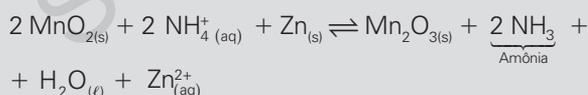
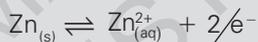
a)



$$\Delta E = 0,29 - (-1,25)$$

$$\Delta E = +1,54 \text{ V}$$

b)

c) Agente reductor:  $\text{Zn}_{(\text{s})}$ d) O fluxo de elétrons é do ânodo ( $\text{Zn}_{(\text{s})}$ ) para o cátodo ( $\text{MnO}_{2(\text{s})}$ ) em ambos os casos.

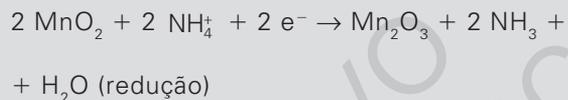
15. A

As reações de descarga da pilha dependem do regime a que ela é submetida. Como as reações de descarga da pilha seca são complicadas, podemos generalizar:

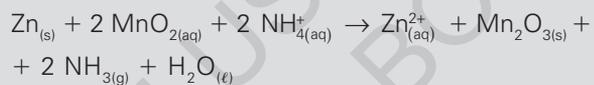
Ânodo (polo negativo):



Cátodo (polo positivo):

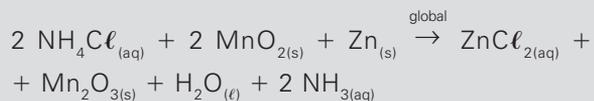
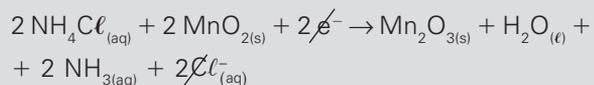
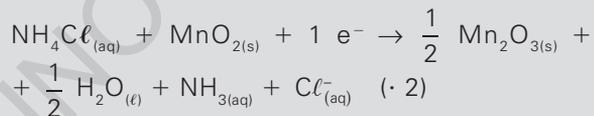


Equação global:



A migração dos íons ocorre através da "pasta" e é muito lenta.

16. a) O  $\text{MnO}_2$  sofre redução, portanto é o agente oxidante. Já o Zn sofre oxidação, tornando-se o agente reductor da reação.



$$\text{b) } \Delta E^0 = E_{\text{redução maior}} - E_{\text{redução menor}}$$

$$\Delta E^0 = +0,74 - (-0,76)$$

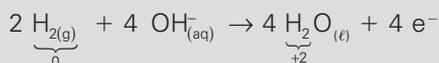
$$\Delta E^0 = +1,5 \text{ V}$$

17. D

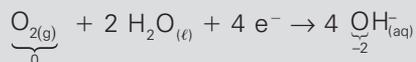
I. Correto.



II. Incorreto. O hidrogênio sofre oxidação, portanto é o agente redutor.



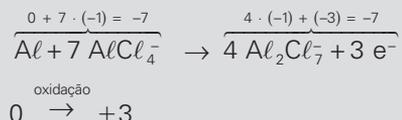
III. Correto. O  $\text{O}_{2(\text{g})}$  sofre redução.



## Estudo para o Enem

### 18. A

Fazendo o balanceamento de cargas, temos:



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

### 19. E

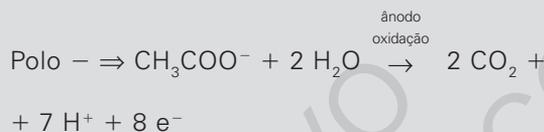
O  $\text{H}_2$  entra na pilha pelo ânodo, portanto sofre oxidação, enquanto o  $\text{O}_2$  entra na pilha pelo cátodo e sofre redução.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, inter-

pretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

### 20. B



Cálculo da  $\Delta E^0$  da biocélula de acetato:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ânodo}} = 0,8 - (-0,3) = +1,1 \text{ V}$$

$$\text{Para ligação em série: } \Delta E^0 = \underbrace{n}_{\text{Número de biocélulas}} \cdot \Delta E^0_{\text{biocélula}}$$

$$4,4 = n \cdot 1,1 \Rightarrow n = 4$$

Logo, são necessárias, no mínimo, quatro biocélulas ligadas em série.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO

## 22 CORROSÃO DE METAIS

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordado o problema da corrosão, principalmente do ferro, quando exposto à umidade e ao oxigênio. Também serão apresentadas diferentes soluções para evitar a corrosão do ferro, tais como a galvanização, a proteção catódica e o revestimento com estanho.

### Para ir além

Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade de metais. Disponível em:

<[http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc33\\_4/216-RSA-8910.pdf](http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc33_4/216-RSA-8910.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7. A

O magnésio possui maior potencial de oxidação (+2,37 V) ou menor potencial de redução (-2,37 V), por isso funciona como eletrodo de sacrifício em relação ao ferro presente no casco de aço de um navio.

8. D

Potencial de redução é a espontaneidade ou a tendência de uma espécie química em adquirir elétrons e, desse modo, ser reduzida. Logo, tais espécies possuem maior resistência à corrosão, pois sua capacidade em doar elétrons é pequena.

9. E

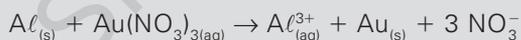
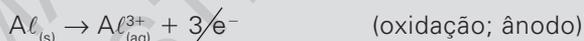
O ferro possui potencial de redução maior do que o do zinco, logo sofre redução com maior facilidade, enquanto o zinco sofre oxidação com maior facilidade.

Cátodo (polo +), redução,  $\text{Fe}^{2+}$

Ânodo (polo -), oxidação, Zn

Ferro galvanizado é o ferro revestido de zinco, em que este funciona como metal de sacrifício, ou seja, é oxidado no lugar do ferro.

10.

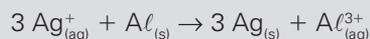
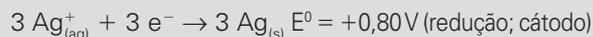


Ânodo: forma-se  $\text{Al}(\text{NO}_3)_{3(aq)}$

Cátodo: forma-se  $\text{Au}_{(s)}$

11. D

Multiplicando a primeira semirreação por 3 (para igualar seu número de elétrons ao da segunda) e somando-as, obtemos:



$$\Delta E^0 = +2,46 \text{ V (equação global)}$$

a) Incorreto. O ânodo é formado pelo eletrodo de alumínio.

b) Incorreto.  $\Delta E^0 = +2,46 \text{ V}$ .

c) Incorreto. Os íons de Ag recebem elétrons do átomo de alumínio.

d) Correto.

12. 15 (01 + 02 + 04 + 08)

01. Correto. Em uma reação redox, o agente redutor perde elétrons e, conseqüentemente, o agente oxidante recebe elétrons.

02. Correto. Os metais possuem tendência a formar cátions, ou seja, doam elétrons em uma ligação química (oxidação).

04. Correto. Nas pilhas, há sempre uma reação de redução e uma de oxidação, ocorrendo simultaneamente, gerando corrente elétrica.

08. Correto. As pilhas são processos espontâneos, ou seja, processos em que uma reação química produz energia.

16. Incorreto. Os metais que possuem alto potencial de redução são excelentes agentes oxidantes.

13. E

Com base nos valores-padrão de redução fornecidos, o ferro pode ser revestido de zinco, de tal forma que o zinco funcione como metal de sacrifício, ou seja, por possuir maior facilidade de sofrer oxidação, ele é oxidado no lugar do ferro.

14. A

Os metais de sacrifício devem ter reatividade maior que a do metal protegido. Zinco, alumínio, magnésio e sódio são mais reativos que o ferro presente no aço. No entanto, o sódio reage rapidamente quando em contato com a água, o que impede a sua utilização neste tipo de proteção. O zinco é bastante utilizado em situações nas quais há contato com a água do mar. Ligas de magnésio apresentam maior tendência à corrosão do que as demais e são geralmente

empregadas quando a estrutura está em contato com água doce. Ligas à base de alumínio têm sido desenvolvidas para a proteção catódica de aço, no entanto é preciso evitar a formação de camada do óxido de alumínio, que ocorre naturalmente e prejudicaria o processo de proteção das estruturas de aço.

## 15. C

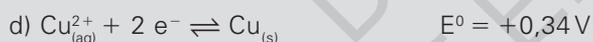
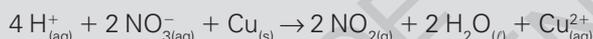
Para que a proteção catódica seja possível, o metal de sacrifício deve apresentar potencial de redução ( $E_{\text{red}}^0$ ) menor que o do metal a ser protegido, assim ele sofre o processo de oxidação, protegendo a tubulação. Nas tubulações de aço (ligas feitas essencialmente de ferro), os metais adequados, de acordo com a tabela dada, são Zn e Mg. Para proteger as tubulações de chumbo, os metais mais indicados são Ni, Fe, Zn e Mg.

16. a) O alumínio reage com o ácido clorídrico, formando um sal solúvel, provocando uma corrosão do recipiente.



b) O cobre apresenta um potencial de redução maior que o do ácido clorídrico, portanto não é oxidado por este. Assim, o cobre pode substituir o alumínio no transporte do ácido clorídrico.

c) Não pode ser usado, pois é oxidado pelo ácido nítrico.



$$\Delta E^0 = 0,40 - 0,34 = +0,06 \text{ V}$$

## 17. A

Os metais de sacrifício devem apresentar menor potencial de redução, ou maior potencial de oxidação, do que o metal X a ser protegido, ou seja, nesse caso, os cátions desses metais não devem reagir com o ferro presente no aço do tanque.

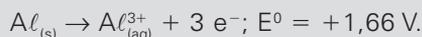
De acordo com a tabela, o alumínio (Al) e o zinco (Zn) não reagem:

Soluções	Cátions presentes	Ferro
$\text{SnCl}_2$	$\text{Sn}^{2+}$	(reage)
$\text{AlCl}_3$	$\text{Al}^{3+}$	(não reage)
$\text{FeCl}_3$	$\text{Fe}^{3+}$	(não interfere)
$\text{ZnCl}_2$	$\text{Zn}^{2+}$	(não reage)

## Estudo para o Enem

## 18. C

Considerando as informações, a equação associada a um processo adequado de proteção catódica de um casco de aço deve apresentar maior potencial de oxidação do que o do ferro sólido:



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 19. A

Para um metal de sacrifício, a melhor escolha em relação ao metal que precisa ser protegido é a daquele que apresentar o menor potencial de redução para o seu cátion (maior potencial de oxidação). Nesse caso, é o magnésio.

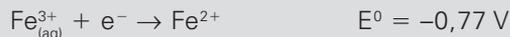
Metal	Equação da semirreação	Potencial-padrão de redução ( $E^0_{\text{red}}$ )
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}_{(s)}$	-2,38 V

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 20. C

O estudante verificou formação de ferrugem apenas no prego II, pois o potencial de redução do cobre é maior do que o do ferro, ou seja, o ferro sofre oxidação ("enferruja").



$$+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V} > -0,77 \text{ V}$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

**RESPOSTAS E COMENTÁRIOS**

**QUÍMICA 3**

## 17 ISOMERIA ESPACIAL - ÓPTICA: REGRA DE VAN'T HOFF E LE BEL

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, será abordada a regra de Van't Hoff e Le Bel para o cálculo do número de isômeros. Serão estudados os casos de isomeria em compostos cíclicos e alênicos.

### Para ir além

AL-BALUSHI, S. M.; AL-HAJRI, S. H. Associating animations with concrete models to enhance students comprehension of different visual representations in organic chemistry. *Chemistry Education Research and Practice*, v. 15, p. 47-58, 2014.

BRUICE, P. Y. *Química orgânica*. 4. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2006. v. 1.

COELHO, F. A. S. Fármacos e quiralidade. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, n. 3. p. 23-32, 2001.

DIAS, A. G.; SOARES, R. O. Quiralidade em moléculas e cristais. *Química Nova*, v. 32, n. 8. p. 2 230-2 233, 2009.

FERREIRA, J. T. B.; ZARBIN, P. H. G. Amor ao primeiro odor. *Química Nova na Escola*, n. 7. p. 3-6, 1998.

ISLAS, R. J.; BUHSE, T. La vida en una excursión al origen de la asimetría en la naturaleza. *Ciencias*, n. 87. p. 4-10, 2007.

KUMI, B. C.; OLIMPO, J. T.; BARTLETTA, F.; DIXON, B. L. Evaluating the effectiveness of organic chemistry textbooks in promoting representational fluency and understanding of 2D-3D diagrammatic relationships. *Chemistry Education Research and Practice*, v. 14, n. 2. p. 177-187, 2013.

McMURRY, J. *Química orgânica*. 7. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2011. v. 1.

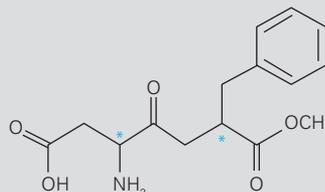
QUADROS, A. L. Os feromônios e o ensino de química. *Química Nova na Escola*, n. 7. p. 7-10, 1998.

### Exercícios propostos

7. E

- Incorreto. Não apresenta composto meso.
- Incorreto. Forma uma mistura racêmica.
- Incorreto. Possui oito isômeros ópticos ativos: quatro dextrogiros e quatro levogiros.
- Incorreto. Possui três isômeros ópticos ativos: um levogiro, um dextrogiro e um meso, e forma uma mistura racêmica.
- Correto.

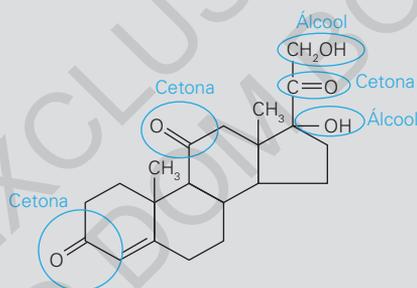
8. O composto apresenta dois carbonos assimétricos.



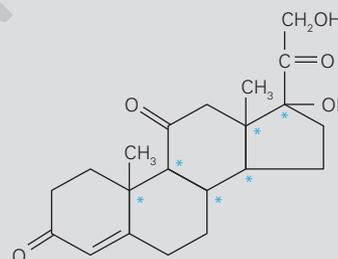
Assim,  $2^2 = 4$ .

9. B

A substância contém as funções orgânicas álcool e cetona e pode se apresentar com até 64 isômeros opticamente ativos.

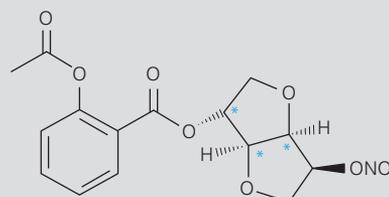


Seis carbonos assimétricos (\*):



$2^6 = 64$  isômeros opticamente ativos

10.



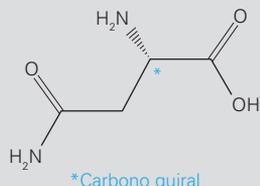
\*Carbono quiral: apresenta 4 ligantes diferentes.

IOA =  $2^1 = 2^3 = 8$

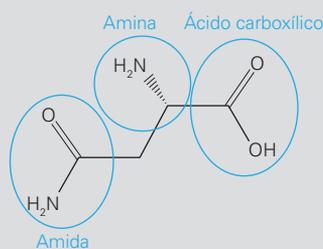
11. D

- Incorreta. Pode ser encontrada em outros alimentos ricos em proteínas, como ovos.
- Incorreta. Uma mistura racêmica é formada por quantidades iguais de dois enantiômeros: um dextrogiro e um levogiro, sendo, portanto, inativa.

c) Incorreta. O composto apresenta apenas um carbono quiral, portanto há dois isômeros opticamente ativos: um levogiro e um dextrogiro.

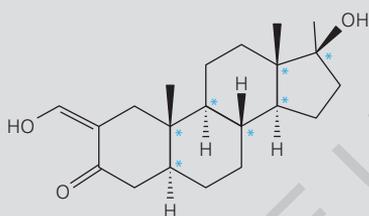


d) Correta.



e) Incorreta. O caráter ácido é dado pela presença do ácido carboxílico; a função amina apresenta caráter básico.

12.



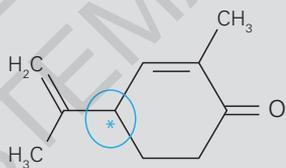
$$\text{IOA} = 2^n = 2^7 = 128$$

13. E

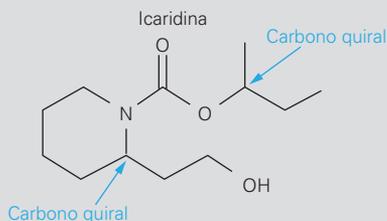
A carvona apresenta um carbono assimétrico ou quiral\* em sua estrutura.

\*Carbono ligado a quatro ligantes diferentes entre si.

Sendo assim, a carvona possui dois isômeros opticamente ativos.



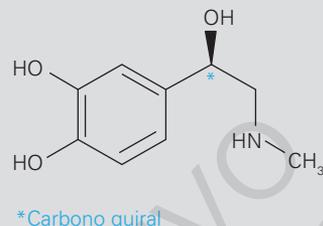
14. A molécula de icaridina apresenta dois carbonos quirais.



Assim,  $2^2 = 4$  isômeros ópticos.

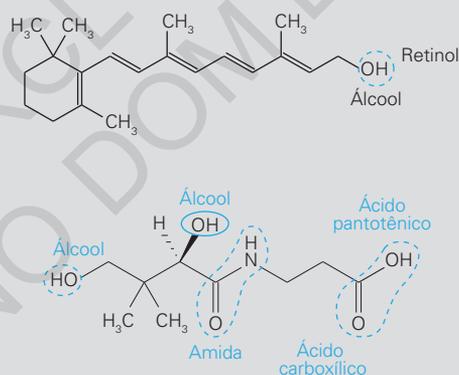
15. A

Para que tenha isômeros opticamente ativos (IOA), é necessário que a molécula tenha carbonos quirais, os quais são carbonos assimétricos, com quatro ligantes diferentes.



$$\text{IOA} = 2^n = 2^1 = 2$$

16. a)

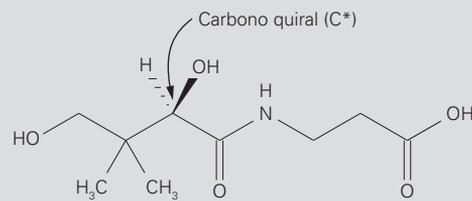


b) A vitamina B5 apresenta grupos altamente polares

( $\text{—OH}$ ,  $\text{—NH—}$ ) que fazem ligações de hidrogênio

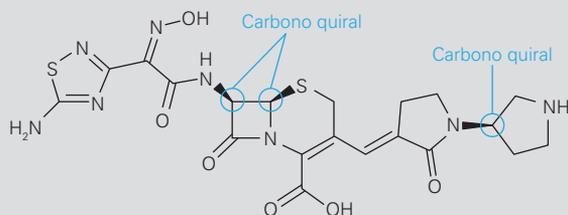
com as moléculas polares da água, o que promove a dissolução da vitamina B5 na água (hidrossolúvel). Já na vitamina A, predomina a cadeia hidrocarbônica, a qual é apolar, o que propicia a interação com as moléculas praticamente apolares dos lipídios e, conseqüentemente, a sua dissolução nesses compostos (lipossolúvel).

c) A vitamina B5 apresenta isomeria óptica, pois possui um átomo de carbono quiral (C\*).



$$\text{Assim, } 2^n = 2^1 = 2.$$

17. D



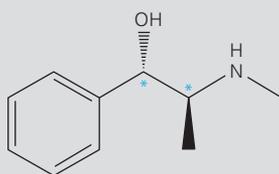
$$\text{IOA: } 2^n = 2^3 = 8$$

$$\text{IOI: } 2^{n-1} = 2^2 = 4$$

### Estudo para o Enem

18. D

A estrutura apresenta dois carbonos quirais ou assimétricos (\*), então:

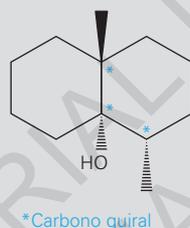


$$\text{IOA} = 2^n = 2^2 = 4$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. E

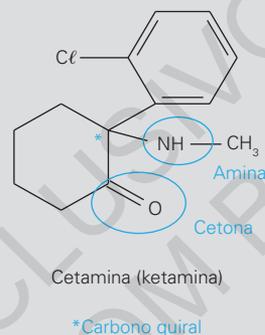


$$\text{IOA} = 2^n = 2^3 = 8$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. C



Cetamina (ketamina)

\*Carbono quiral

$$\text{IOA} = 2^n = 2^1 = 2$$

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 18 REAÇÕES ORGÂNICAS - ADIÇÃO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações de adições em compostos alcenos, alcinos, alcadienos, ciclanos e aromáticos, a reação de hidrogenação catalítica em alcenos e alcinos, segundo a regra de Markovnikov, e a reação 1,4 em alcadienos conjugados.

### Para ir além

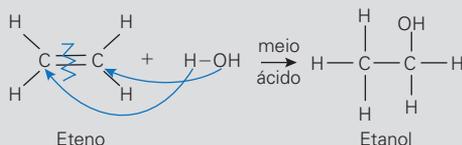
O ensino de reações orgânicas usando química computacional: reações de adição eletrofílica a alcenos. Disponível em:

<[http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol31No5\\_1243\\_54-ED06465.pdf](http://quimicanova.sbq.org.br/imagebank/pdf/Vol31No5_1243_54-ED06465.pdf)>.

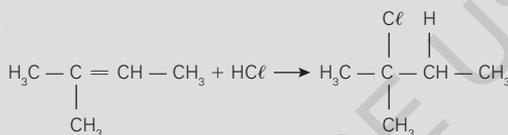
Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

7. A



8.

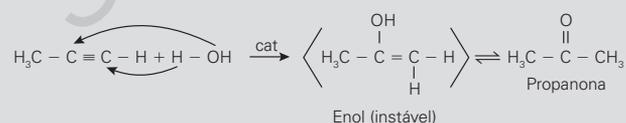


9. D

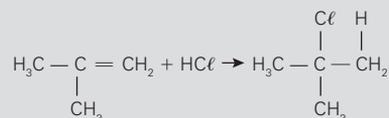
É importante perceber que, na adição de haletos de hidrogênio nos alcinos, também se segue a regra de Markovnikov (o hidrogênio entra no carbono mais hidrogenado, enquanto o halogênio segue para o carbono menos hidrogenado). Na reação proposta, como há dois mols de HBr, o produto formado é um di-haleto, com os dois halogênios no mesmo carbono.

10. A reação de hidratação do eteno ocorre porque a dupla-ligação entre os carbonos, quimicamente ativa, é atacada por água em meio ácido.

11. D



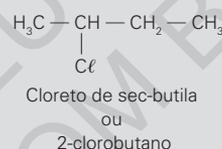
12. Nessa reação, há a formação do 2-clorometilpropano.



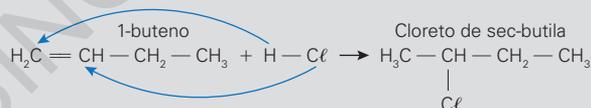
13. D

Para se formar um álcool terciário, o hidrocarboneto  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  (alcano) deve ser ramificado, pois o alcano, ao sofrer desidrogenação, forma um alceno ramificado. O alceno ramificado, ao sofrer hidratação em meio ácido, forma um álcool terciário.

14. 21 (01 + 04 + 16)



01. Correto. Pode ser produzido por meio de uma reação de adição de ácido clorídrico ao 1-buteno.

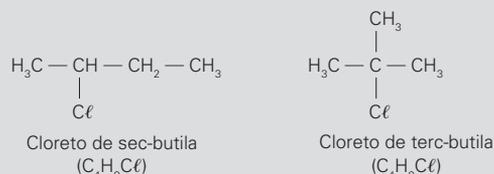


02. Incorreto. Segundo a IUPAC, é conhecido como 2-clorobutano.

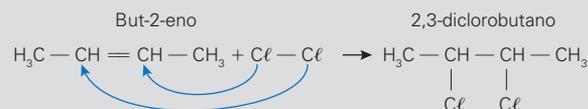
04. Correto. É um haleto de alquila, ou seja, pertence à função orgânica haleto orgânico.

08. Incorreto. Não apresenta ponto de ebulição mais elevado do que o do brometo de sec-butila, pois possui menor massa.

16. Correto. É isômero de cadeia do cloreto de terc-butila.



15. A





## 19 REAÇÕES ORGÂNICAS - SUBSTITUIÇÃO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações de substituição em compostos orgânicos, sendo as principais as de halogenação, nitração e sulfonação. Deixar claro que as reações de substituição dos alcanos ocorrem somente por meio radicalar, em razão da estabilidade dos alcanos. Além disso, devem ser discutidas com os alunos a estabilidade do benzeno e, conseqüentemente, as reações de substituição que esse composto pode sofrer (halogenação, nitração, sulfonação, acilação e alquilação). Os derivados do benzeno sofrem reação de substituição orientada pelos grupos substituintes existentes no anel (orto-para-dirigentes e meta dirigentes).

### Para ir além

Nitração aromática: substituição eletrofílica ou reação com transferência de elétrons? Disponível em:

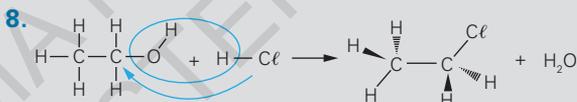
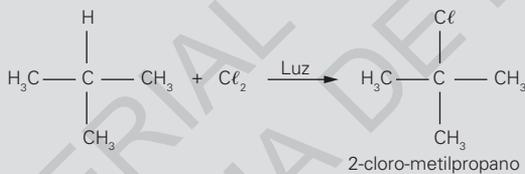
<[http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol24No3\\_381\\_14.pdf](http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol24No3_381_14.pdf)>. Acesso em: dez. 2018.

Estudo teórico sobre a regioquímica em reações de substituição eletrofílica aromática de derivados dissubstituídos. Disponível em:

<<http://sec.s bq.org.br/cdrom/32ra/resumos/T2308-1.pdf>>. Acesso em: dez. 2018.

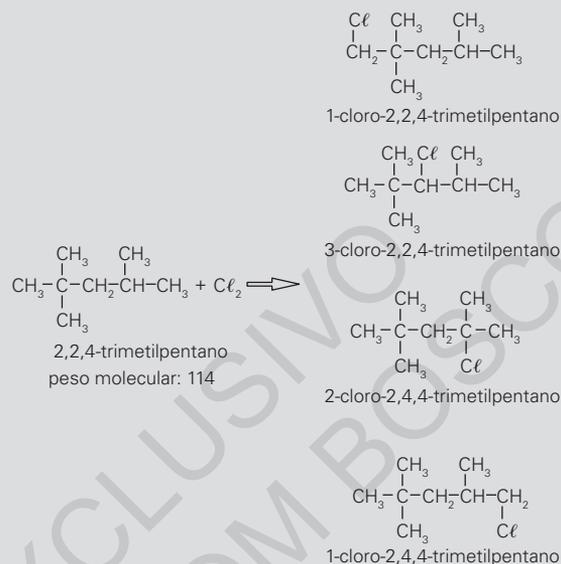
### Exercícios propostos

7. E

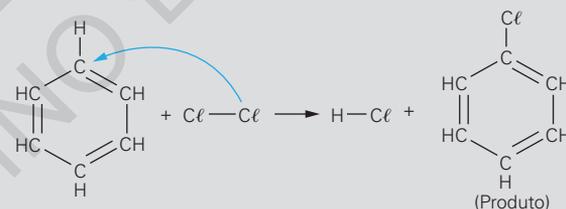


Nome do produto formado: cloreto de etila.

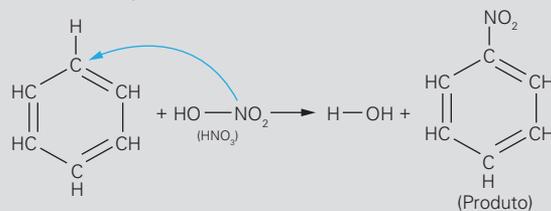
9. A



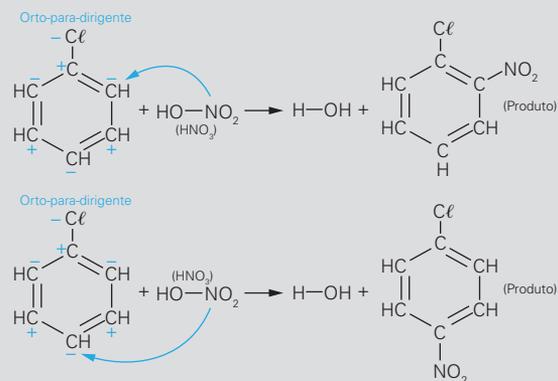
10. a) Produto derivado da monocloração do benzeno com o  $\text{Cl}_2$ :



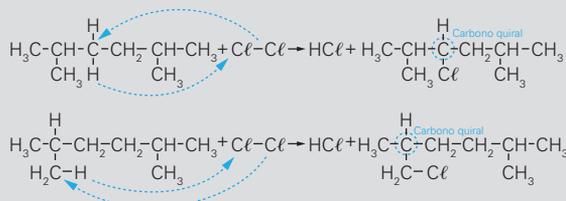
b) Produto derivado da mononitração do benzeno com  $\text{HNO}_3$ :



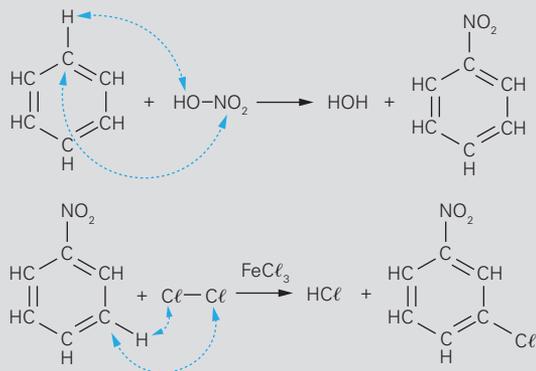
c) Produtos derivados da mononitração da substância clorada do item (a) com  $\text{HNO}_3$ :



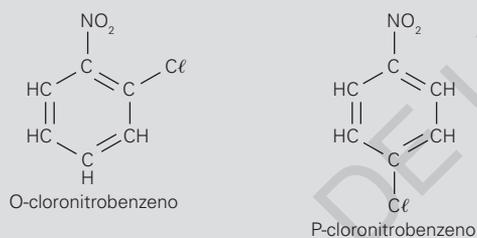
11. B



12. Sequência de reações envolvidas na obtenção do m-cloronitrobenzeno:

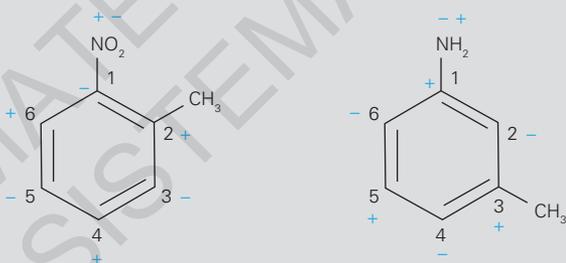


Fórmulas estruturais dos isômeros planos de posição do m-cloronitrobenzeno:



13. C

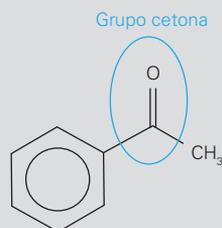
Os hidrogênios ligados aos carbonos "negativados" do anel no processo de indução (efeito mesômero) são substituídos.



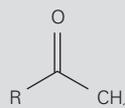
14. 31 (01 + 02 + 04 + 08 + 16)

01. Correto. As reações apresentadas no enunciado são reações de substituição do anel aromático.

02. Correto.



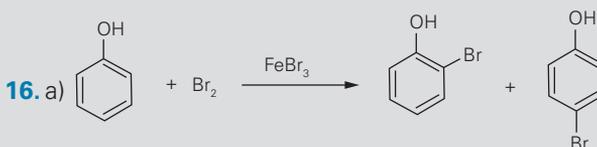
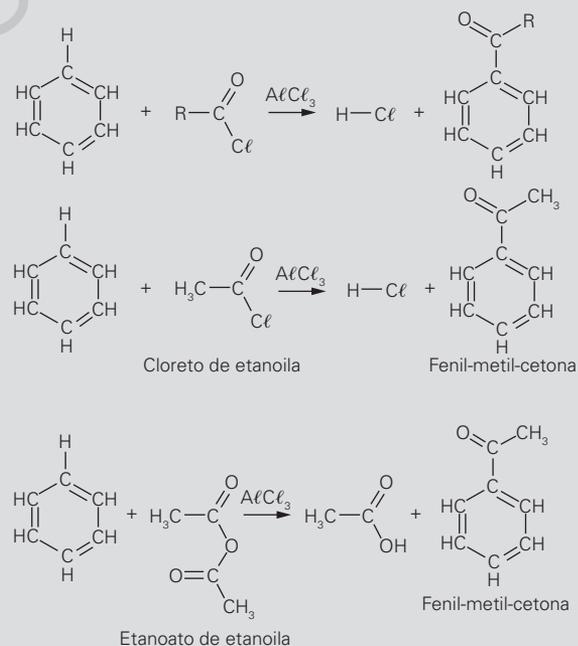
04. Correto. Nesse tipo de reação, ocorre a substituição de um hidrogênio ligado ao anel aromático por um grupo acila.



08. Correto. Haverá a substituição do bromo em vez da do cloro no anel benzênico

16. Correto. O anel aromático é formado em ambos os produtos.

15. A

O benzeno sofre acilação de Friedel-Crafts, com  $\text{AlCl}_3$  a  $80^\circ\text{C}$ , produzindo a fenilmetilcetona, então:

b) A:  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ; B:  $\text{AlCl}_3$

Função de B: funciona como catalisador da reação.

### 17. B

I. Incorreta. A ligação não ocorreu nas posições orto ou para.

II. Correta. A reação ocorreu na posição meta, o que indica que o grupo A é meta dirigente.

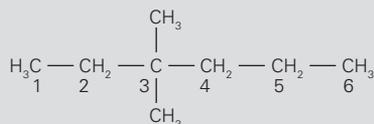
III. Incorreta. Não houve adição, porque não ocorreu nenhuma quebra da ligação dupla (ligação  $\pi$ ).

IV. Correta. Houve a substituição de um hidrogênio do anel aromático por  $-\text{SO}_3\text{H}$ .

### Estudo para o Enem

#### 18. D

O cloro pode substituir um hidrogênio das posições 1, 2, 4, 5, 6, da cadeia principal. Também pode substituir um hidrogênio de qualquer um dos grupos metila.



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

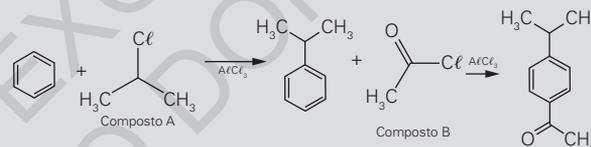
### 19. C

Trata-se de uma reação de substituição. É um processo no qual um átomo de hidrogênio do benzeno é substituído por um átomo de cloro do  $\text{Cl}_2$ . O hidrogênio substituído irá ligar-se ao outro átomo de cloro, formando, assim, o ácido clorídrico.

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

### 20. D



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 20 REAÇÕES ORGÂNICAS - ELIMINAÇÃO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudadas as reações de eliminação, que podem ocorrer de duas maneiras: intermolecular e intramolecular. Tais reações também ocorrem em condições específicas, pois sempre há concorrência com as reações de substituição.

### Para ir além

FUHRHOP, J.; PENZLIN, G. *Organic synthesis*, 2. ed. Nova York: VCH Pub, Inc., 1994.

MARCH, J. *Advanced organic chemistry: reactions, mechanisms, and structure*. 4. ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1992.

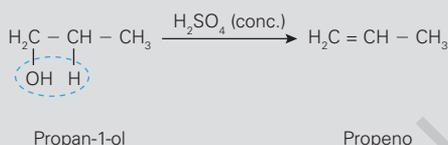
SMITH, M. B. *Síntese orgânica*. 4. ed. Rio de Janeiro: Elsevier, 2017.

### Exercícios propostos

7. A

I) Correta.

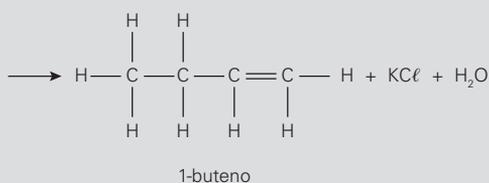
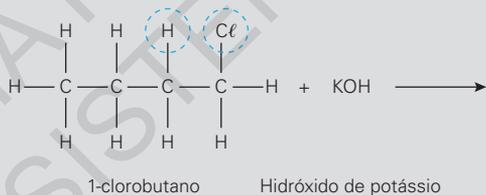
A desidratação intramolecular do propan-1-ol forma o propeno.



II) Correta. Em ambas as desidratações, o ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) concentrado age como agente desidratante.

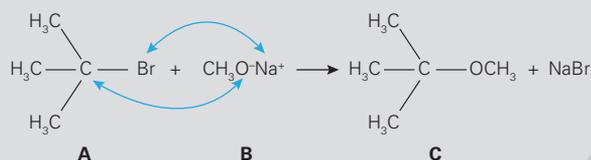
III) Incorreta. A reação de formação do aleno apresenta  $\Delta H > 0$  (endotérmica), logo é favorecida por temperaturas mais elevadas. A reação de desidratação intermolecular apresenta  $\Delta H < 0$  (exotérmica), logo é favorecida por temperaturas mais baixas.

8.



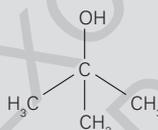
9. B

Em relação aos produtos, é correto afirmar que o metil-tercetil-éter (C) é formado por uma reação de substituição; e D, por uma reação de eliminação.

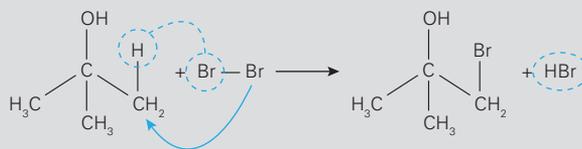
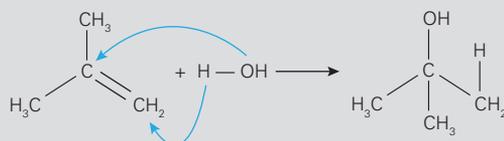
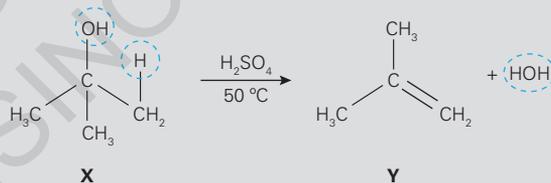


10.

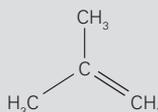
a) Fórmula do composto X:



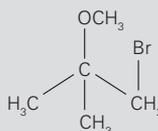
Rota de síntese do 1-bromo-2-metil-2-propanol:



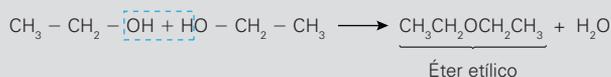
b) Fórmula do composto Y:



c) Fórmula estrutural do composto orgânico que seria formado se, em vez de água, o solvente utilizado na última reação química fosse o metanol:



11. C

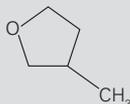


12. a) Ciclopentanol

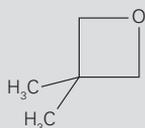
b) A desidratação intramolecular de um álcool, em meio ácido, leva à eliminação de água, gerando um alceno:



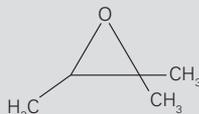
c) Temos:



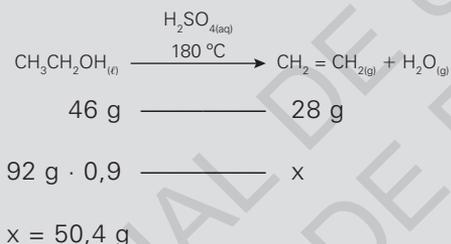
ou



ou



13. D



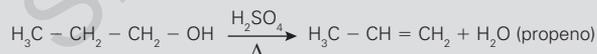
14. A reação que ocorre é:



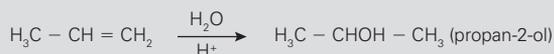
Formação do but-2-eno

15. A

A primeira reação é uma desidratação intramolecular que ocorre em meio ácido e sob alta temperatura, gerando um alceno.



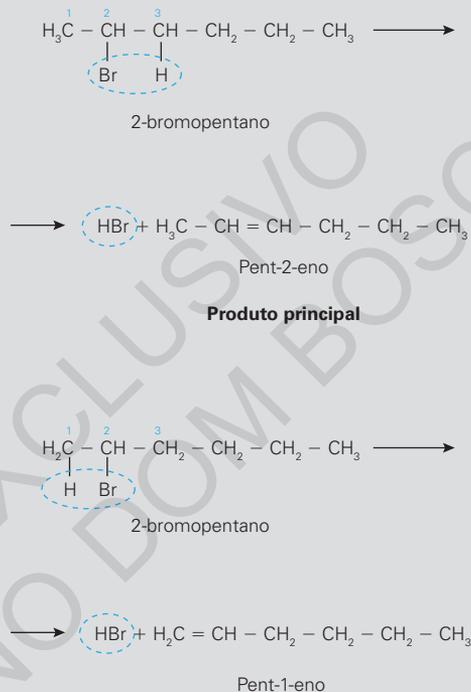
A segunda reação é uma hidratação ácida, e, segundo a regra de Markovnikov, o hidrogênio da molécula de água "entra" no carbono mais hidrogenado, e a hidroxila "entra" no carbono menos hidrogenado.



O composto II é isômero de posição do 1-propanol.

16. F – F – V – V – F

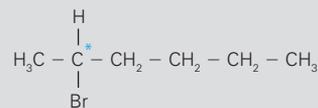
Reações de eliminação do 2-bromopentano:



Falsa. O produto A é o majoritário, de acordo com a regra de Saytzeff.

Falsa. Apenas o produto A apresenta isomeria *cis-trans*.

Verdadeira. O composto de partida é um haleto orgânico que possui um centro assimétrico (\*).



2-bromopentano

Verdadeira. Os produtos A e B são isômeros de posição em relação à dupla-ligação.

Falsa. O subproduto dessa reação é o HBr.

17. B

A estabilidade dos alcenos, segundo a regra de Saytzeff, é maior nos compostos menos hidrogenados (carbonos terciários > carbonos secundários > carbonos primários). Dessa forma, o composto mais estável é o  $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}(\text{CH}_3)$ , seguido do  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$  e, por fim, do  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ .



## 21 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ALCENOS

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão estudados os processos de oxidação e redução de compostos orgânicos pela verificação da variação do Nox. Além disso, serão vistos os tipos de reação oxidativa, tais como oxidação branda, enérgica e ozonólise. Veremos que, na ozonólise, a presença do zinco metálico tem a finalidade de impedir a oxidação do aldeído formado.

### Para ir além

Reações de oxidação do cicloexeno catalisadas pelo MnTPPCl/MCM-41, utilizando H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> e TBHP. *Sociedade Brasileira de Química* (SBQ). Disponível em:

<<http://sec.s bq.org.br/cdrom/29ra/resumos/T0667-1.pdf>>.

Acesso em: dez. 2018.

Ozonólise: a busca por um mecanismo. *Química Nova*. Disponível em:

<[http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol35No7\\_1482\\_33-ED11855.pdf](http://quimicanova.s bq.org.br/imagebank/pdf/Vol35No7_1482_33-ED11855.pdf)>.

Acesso em: dez. 2018.

### Exercícios propostos

#### 7. C

I) Correta. O Codaten® possui a função alceno, que, ao reagir com permanganato de potássio, altera a coloração de violeta para castanho.

II) Incorreta. O Energil C® possui a função álcool, que, ao reagir com o reagente de Jones, apresenta a coloração verde. Já o Tylenol® não possui a função álcool, logo não se observa a coloração verde nele.

III) Incorreta. As fórmulas do óxido de manganês IV, do sulfato de cromo III, do cloreto férrico e do bicarbonato de sódio são respectivamente: MnO<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub> e NaHCO<sub>3</sub>.

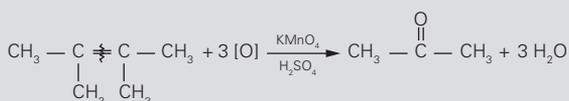
IV) Correta. A Aspirina® possui a função ácido carboxílico, que, ao reagir com bicarbonato de sódio, libera gás carbônico.

#### 8. A

A reação de ozonólise do ciclo-hexeno produz o composto hexanodial.

#### 9. D

A reação de ozonólise do 2,3-dimetilbut-2-eno produz propanona (acetona), conforme esquematizado a seguir.



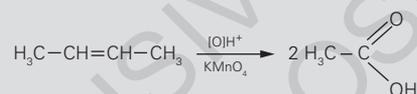
2,3-dimetilbut-2-eno

Propanona

#### 10. 29 (01 + 04 + 08 + 16)

01) Correta. O número de oxidação do carbono em compostos orgânicos pode variar de -4 a +4, dependendo da eletronegatividade dos elementos ligados a esse átomo de carbono, pois o carbono possui quatro elétrons de valência.

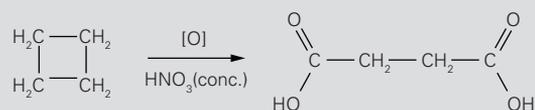
02) Incorreta. Uma solução de permanganato de potássio concentrado em meio ácido oxida a molécula de 2-buteno a ácido etanoico.



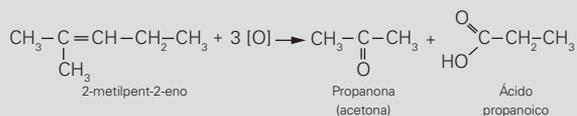
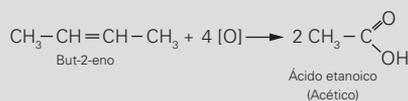
04) Correta. Uma solução de dicromato de potássio concentrado em meio ácido oxida álcoois primários a ácidos carboxílicos e álcoois secundários a cetonas.

08) Correta. Aldeídos podem ser oxidados a ácidos carboxílicos mesmo em soluções oxidantes fracas, como podem ser reduzidos a álcoois primários em solução redutora.

16) Correta. O ácido butanodioico pode ser produzido por meio do ciclobutano em solução de HNO<sub>3</sub> concentrado.

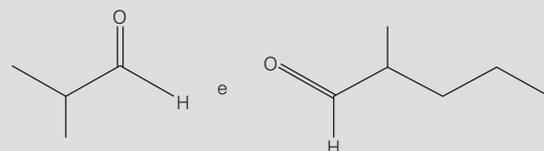


#### 11. E



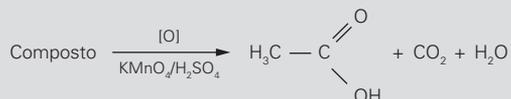
#### 12. a) 2,5-dimetil-3-octeno

#### b)



## 13. A

A reação que ocorre é:



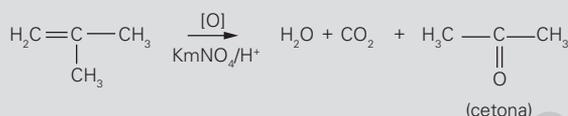
Assim, temos o propeno:  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$ .

## 14. 10 (02 + 08)

01) Incorreto. Soluções aquosas de dicromato de potássio e permanganato de potássio, concentradas, em meio ácido e a quente, são fortes soluções oxidantes.

02) Correto. A oxidação de alcenos na presença de uma solução diluída de permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ), em meio levemente alcalino (oxidação branda), leva à formação de diálcoois vicinais.

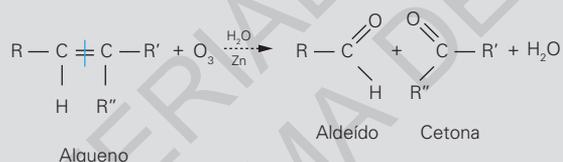
04) Incorreto. A oxidação enérgica do metilpropeno leva à formação de  $\text{CO}_2$  e uma cetona.



08) Correto. A acetona é um líquido à temperatura ambiente, que apresenta odor característico e é solúvel tanto em água como em solventes orgânicos.

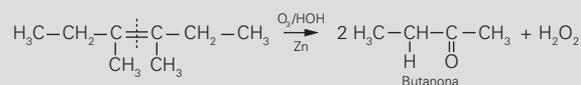
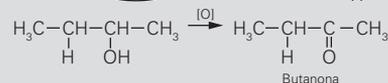
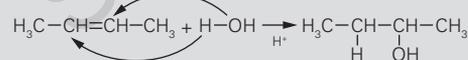
## 15. D

Genericamente, podemos representar a ozonólise do 4-metil-oct-4-eno por:



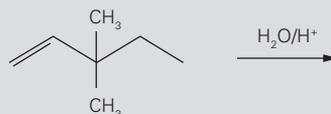
## 16. E

Com base na descrição fornecida no enunciado, vem:

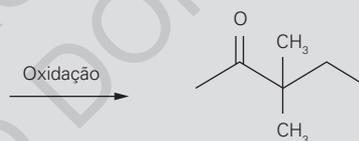
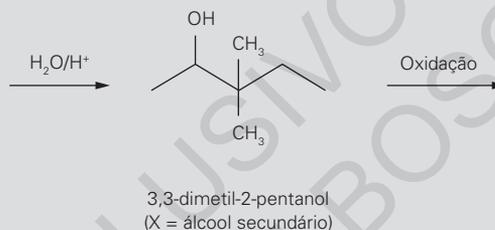


## 17. B

O processo descrito pode ser representado por:



3,3-dimetil-1-penteno  
(alceno)

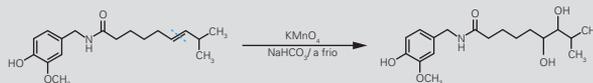


3,3-dimetilpentanona  
(Y = cetona)

## Estudo para o Enem

## 18. A

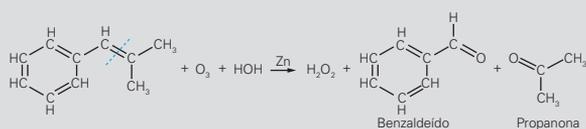
Os alcenos são oxidados pelo  $\text{KMnO}_4$  (permanganato de potássio) em meio básico ( $\text{NaHCO}_3$  ou  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) ou em meio neutro, formando diálcoois vicinais denominados glicóis. O oxidante brando mais usado é o  $\text{KMnO}_4/\text{NaHCO}_3$ , conhecido como reativo de Baeyer. Em solução alcalina e fria, o  $\text{KMnO}_4$  é um oxidante brando.



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

19. A

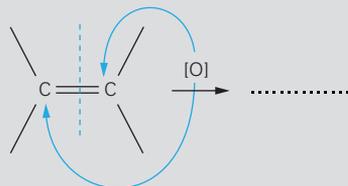


**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

20. A

Essas modificações são resultantes de ocorrência de reações de oxidação.



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO DO SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

## 22 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO DE ÁLCOIS E REAÇÕES DE REDUÇÃO

### Comentário sobre o módulo

Neste módulo, serão abordadas as reações de oxidação que ocorrem com os álcoois, assim como as reações de redução que os produzem.

### Para ir além

BRAATHEN, C. Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro. *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 3-5, 1997.

FERREIRA, E. C.; MONTES, R. A química da produção de bebidas alcoólicas. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 50-51, 1999.

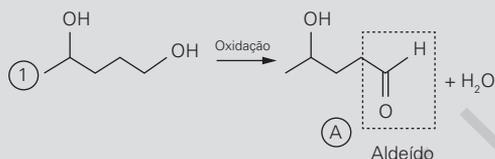
FERREIRA, G. A. L.; MÓL, G.; SILVA, R. R. Bafômetro: um modelo demonstrativo. *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 32-33, 1997.

MENDONÇA, R. J.; CAMPOS, A. F.; JÓFILI, Z. M. S. O conceito de oxidação-redução nos livros didáticos de química orgânica do ensino médio. *Química Nova na Escola*, n. 20, p. 45-48, 2004.

### Exercícios propostos

7. D

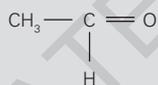
O produto A precisa apresentar um grupo aldeído.



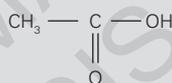
O produto B precisa conter um átomo de oxigênio e um átomo de carbono a menos do que o composto A.



8. I) Etanal ou acetaldéido:

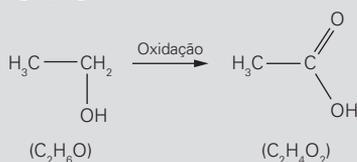


II) Ácido etanoico ou ácido acético:



9. A

O produto orgânico que se forma nessa reação é  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ . Trata-se de um ácido carboxílico.

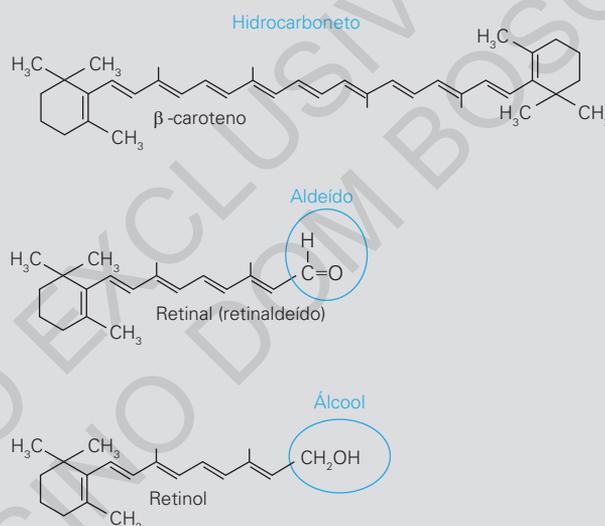


10. a) Não, porque, se fosse oxidado completamente, deveria produzir  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

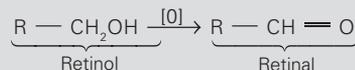
b) A pessoa alcoolizada, ao soprar por um tubo descartável, promove uma reação química com geração de corrente elétrica, pela qual os elétrons passam através de um circuito elétrico e são detectados exatamente pela geração de uma corrente elétrica.

11. A

I) Correta.



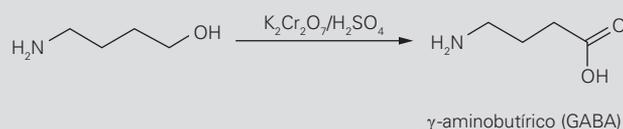
II) Correta.



III) Incorreta. O retinol e o retinal possuem fórmulas moleculares diferentes, não sendo, portanto, isômero. (retinol:  $\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}$ ; retinal:  $\text{C}_{20}\text{H}_{28}\text{O}$ ).

IV) Incorreta. O retinal é oxidado ao se transformar em ácido retinoico.

12.

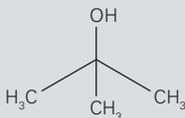


Os álcoois primários, quando expostos a um agente oxidante, como o dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) ou o permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ), em meio ácido, podem sofrer oxidação a aldeído e, finalmente, a ácido carboxílico.

13. D

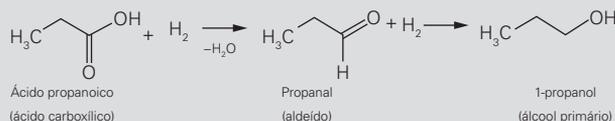
Álcoois terciários não se oxidam em soluções com permanganato de potássio. O único álcool

terciário, das alternativas, que não é capaz de reagir é o 2-metilpropan-2-ol.

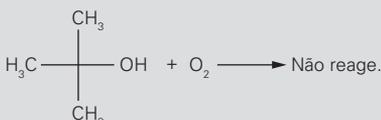


14.28 (04 + 08 + 16)

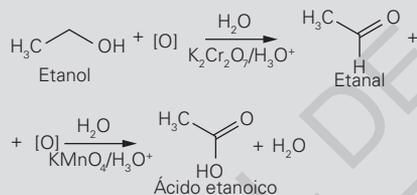
01) Incorreto. A redução dos ácidos carboxílicos forma aldeído e, posteriormente, álcool primário.



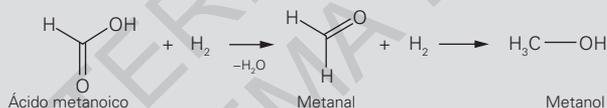
02) Incorreto. O terc-butanol é um álcool terciário, ou seja, é um álcool que possui a hidroxila ligada a um átomo de carbono ligado a três outros átomos de carbono. Alcoóis terciários não sofrem oxidação.



04) Correto. A oxidação de álcoois primários origina, primeiramente, um aldeído e, em seguida, um ácido carboxílico.



08) Correto. A redução de ácidos carboxílicos dá origem a álcoois primários.



16) Correto. Aldeídos podem ser reduzidos a álcoois primários, conforme ilustrado no item anterior.

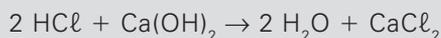
15. B

Os álcoois primários sofrem oxidação parcial (branda), produzindo aldeídos, ou total, produzindo ácidos carboxílicos.

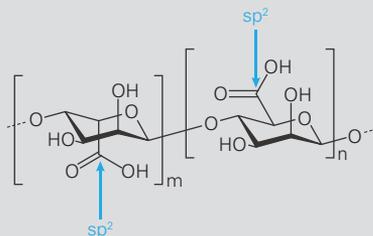
Os álcoois secundários produzem cetonas.

16. a) Equação química de neutralização total:

$\text{CaCl}_2$  (cloreto de cálcio)

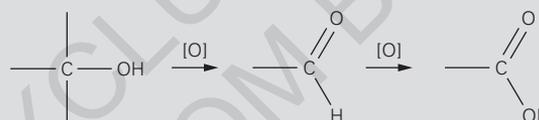


b) Com base na análise da estrutura do alginato, vem:



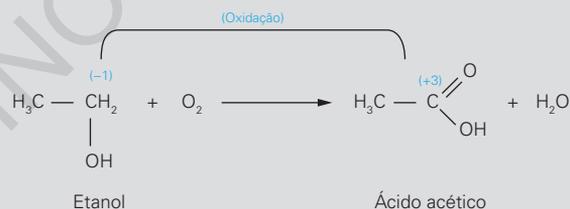
Número de carbonos trigonais planos ( $\text{sp}^2$ ) que estão representados na figura:  $m + n$ .

c) Caso ocorra um processo de oxidação alcoólica total, a função orgânica que pode ser gerada é o ácido carboxílico.



17. C

I) Correta.



II) Incorreta. O Nox do carbono carboxílico do ácido acético é igual a +3.

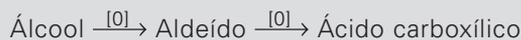
III) Correta. O  $\text{O}_2$  provoca a oxidação do carbono.

IV) Incorreta. O Nox do carbono no etanol é -1.

## Estudo para o Enem

18. C

Observando o esquema de reações, é correto afirmar que a transformação de 1 em 2 e a de 2 em 3 envolvem reações de oxidação.

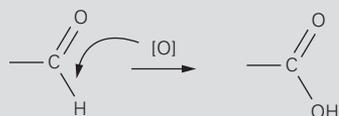


**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 19. C

A reação em que um ácido carboxílico é formado por um aldeído é uma reação de oxidação:



**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

## 20. E

Como o etanol é um álcool primário, o agente oxidante (dicromato de potássio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) oxida-o a um aldeído; nesse caso, ao aldeído acético ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ ).

**Competência:** Apropriar-se de conhecimentos da química para, em situações-problema, interpretar, avaliar ou planejar intervenções científico-tecnológicas.

**Habilidade:** Utilizar códigos e nomenclatura da química para caracterizar materiais, substâncias ou transformações químicas.

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO

MATERIAL DE USO EXCLUSIVO  
SISTEMA DE ENSINO DOM BOSCO



Pearson

PRÉ-VESTIBULAR  
**EXTENSIVO**

3

