



≡ Moderna **PLUS** >>>

# QUÍMICA

TITO • CANTO

## SUPLEMENTO DE REVISÃO

### Décio Vanzella

Bacharel e licenciado em Química pelas Faculdades Oswaldo Cruz.  
Especialista em Química pelas Faculdades Oswaldo Cruz.  
Professor de Química em escolas particulares de São Paulo.



**Exemplar do professor**



**Coordenação de Projeto e Inovação:** Sérgio Quadros, Sandra Homma

**Coordenação editorial:** Marco Antonio Costa Fioravante, Rita Helena Bröckelmann

**Edição de texto:** Marise Simões Leal, Luis Fernando Furtado, Rebeca Yatsuzuka, Mauro Faro, Daniela Nanni, Edna Emiko Nomura

**Coordenação de design e projetos visuais:** Sandra Homma

**Projeto gráfico e capa:** Everson de Paula, Marta Cerqueira Leite

Foto: representação artística de uma molécula de fulereno © Russell Kightley/SPL/Latinstock

**Coordenação de produção gráfica:** André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues

**Coordenação de revisão:** Elaine C. del Nero, Lara Milani

**Revisão:** Equipe Moderna

**Coordenação de arte:** Wilson Gazzoni Agostinho, Aderson Oliveira

**Edição de arte:** Ricardo Yório

**Ilustrações:** Estúdio Manga, Fernando J. Ferreira, Keila Grandis, Studio Caparroz

**Cartografia:** Studio Caparroz

**Editoração eletrônica:** Grapho Editoração

**Coordenação de pesquisa iconográfica:** Ana Lucia Soares

**Pesquisa iconográfica:** Fabio Yoshihito Matsuura, Pamela Rosa

As imagens identificadas com a sigla CID foram fornecidas pelo Centro de Informação e Documentação da Editora Moderna

**Coordenação de bureau:** Américo Jesus

**Tratamento de imagens:** Arleth Rodrigues, Fabio N. Precendo,

Luiz C. Costa, Rodrigo Fragoso, Rubens M. Rodrigues

**Pré-impressão:** Everton L. de Oliveira, Helio P. de Souza Filho, Marcio H. Kamoto

**Coordenação de produção industrial:** Wilson Aparecido Troque

**Impressão e acabamento:**

---

**Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)**  
**(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)**

Peruzzo, Francisco Miragaia  
Química na abordagem do cotidiano / Francisco  
Miragaia Peruzzo (Tito), Eduardo Leite do Canto.  
– 5. ed. – São Paulo : Moderna, 2009.

Obra em 3 v.  
Conteúdo: V. 1. Química geral e inorgânica –  
v. 2. Físico-química – v. 3. Química orgânica  
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) I. Canto, Eduardo  
Leite do. II. Título.

09-07090

CDD-540.7

**Índices para catálogo sistemático:**

1. Química : Ensino médio 540.7

**ISBN 978-85-16-06344-3 (LA)**

**ISBN 978-85-16-06345-0 (LP)**

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Todos os direitos reservados

**EDITORA MODERNA LTDA.**

Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho  
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904  
Vendas e Atendimento: Tel. (0\_\_11) 2602-5510  
Fax (0\_\_11) 2790-1501  
www.moderna.com.br  
2009

Impresso no Brasil

1 3 5 7 9 10 8 6 4 2



# Apresentação

Ao final do terceiro ano do Ensino Médio faz-se necessária uma revisão dos três anos de curso. O *Suplemento de revisão* foi organizado para esse momento.

Ele acompanha o terceiro livro da Coleção **Moderna Plus – Química** e está organizado em 24 temas que sintetizam os principais conceitos dos três anos de curso. O texto destaca as palavras-chave do tema, organizando as informações essenciais. Imagens, gráficos, tabelas e esquemas auxiliam na compreensão e fixação dos conceitos revisados.

Para cada tema, o material traz quatro páginas com questões de vestibulares e de exames nacionais selecionadas de diversos estados brasileiros.

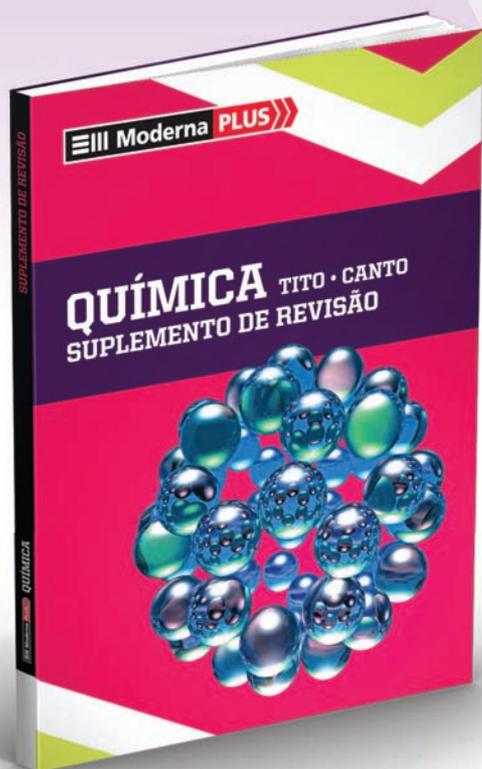
Ao longo do *Suplemento de revisão*, há remissões para o **Portal Moderna Plus**, que contém recursos multimídia como simuladores, vídeos, animações e textos para complementar o aprendizado.

O *Suplemento de revisão* é um importante auxílio no estudo e na preparação para os exames de ingresso nas universidades.

Bons estudos!



# ORGANIZAÇÃO DO SUPLEMENTO



O Suplemento de revisão apresenta a síntese dos principais tópicos dos três anos de curso, acompanhada por questões de vestibulares.

## Temas

Seleção de 24 temas que sintetizam os conceitos principais dos três anos de curso.

## Estudo dos gases

Os gases não apresentam forma nem volume próprios, têm grande compressibilidade (capacidade de redução de volume) e grande expansibilidade (ocupam o volume de todo o recipiente em que se encontram). Essas propriedades são explicadas pela teoria cinética dos gases e pelas leis que fundamentam essa teoria. As variáveis do estado gasoso são a **pressão**, a **temperatura** e o **volume**.

### Unidades de medida

- ▶ Pressão: mmHg, atm e Pa
- ▶ Temperatura: °C, escala kelvin
- ▶ Volume: cm<sup>3</sup>, mL, dm<sup>3</sup>, L e m<sup>3</sup>

### Transformações gasosas

- ▶ As substâncias no estado gasoso são caracterizadas pela pressão, pela temperatura e pelo volume, que estão relacionados entre si. Se ocorrer mudança em algumas dessas variáveis, o estado do gás muda. Essas propriedades podem ser explicadas pela Teoria cinética dos gases.

### Teoria cinética dos gases

- ▶ As partículas de um gás estão em movimento constante e desordenado.
- ▶ Quanto maior a temperatura, maior a velocidade das partículas.
- ▶ Praticamente não há atração entre as partículas, pois elas se movimentam em linha reta e só mudam de direção quando colidem umas com as outras ou com as paredes do recipiente.
- ▶ A distância entre as partículas de um gás é maior do que o seu diâmetro.

### Transformações envolvendo massa fixa do gás

#### 1. Relação entre volume e pressão de um gás em temperatura constante – Transformação isotérmica

- ▶ Quanto menor for o volume de um gás, maior o número de colisões entre as moléculas e as paredes do recipiente.
- ▶ Quanto maior a pressão exercida por um gás, menor será o seu volume.

#### Lei de Boyle

- ▶ O volume de um gás confinado a uma temperatura constante é inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$$

### Transformação isotérmica

Mantendo-se a temperatura constante, quanto maior o volume, menor a pressão.

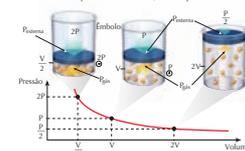


Figura 1

#### 2. Relação entre temperatura e volume de um gás em pressão constante – Transformação isobárica

- ▶ Quanto maior a temperatura de um gás, maior o número de colisões e maior o volume que as partículas ocupam.

#### Primeira Lei de Charles e Gay-Lussac

- ▶ Se uma dada quantidade de gás é aquecida ou resfriada a uma pressão constante, seu volume variará na mesma proporção que sua temperatura termodinâmica.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante}$$

### Transformação isobárica

Mantendo-se a pressão constante, quanto maior a temperatura, maior o volume.

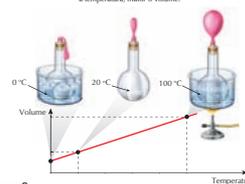


Figura 2

## Síntese do conteúdo

Texto organizado, com esquemas, tabelas, gráficos e imagens, destacando as palavras-chave.

Um pequeno texto informa resumidamente o tema a ser tratado na dupla de páginas.

### 3. Relação entre temperatura e pressão de um gás em volume constante – Transformação isocórica ou isovolumétrica

Quanto maior a temperatura de um gás, maior a velocidade com que as partículas se movimentam, acarretando um aumento da pressão.

#### Segunda Lei de Charles e Gay-Lussac

Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{constante}$$

#### Transformação isovolumétrica

Mantendo-se o volume constante, quanto maior a temperatura, maior a pressão.

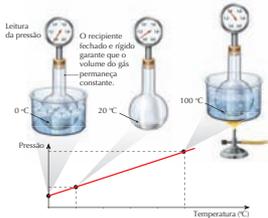


Figura 3

#### Equação geral dos gases

As três leis dos gases podem ser agrupadas em uma única expressão conhecida como:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

#### Observações

- O volume de um gás é igual ao volume do recipiente em que ele está.
- Temperatura é o resultado da agitação das moléculas no estado gasoso; sua medida é sempre dada na escala kelvin.
- $T$  (kelvin) =  $t$  (graus Celsius) + 273
- A pressão que um gás exerce é resultado da colisão das moléculas do gás contra as paredes do recipiente em que ele está.
- 1 atm = 760 mmHg = 101,3 kPa
- Nível do mar:  $P_{\text{atmosfera}} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

- P e V devem estar sempre na mesma unidade nos dois membros da expressão.
- Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  
P = 1 atm = 760 mmHg  
T = 273 K ou t = 0 °C

#### Quantidade fixa da substância no estado gasoso

##### Exemplo

Uma amostra de 30 L de um gás está a 27 °C e à pressão de 1,5 atm. Qual será o volume ocupado por essa amostra a 227 °C e 3 atm?

##### Resolução

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1,5 \times 30}{300} = \frac{3,0 \times V_2}{500}$$

Logo,  $V_2 = 25 \text{ L}$ .

#### Equação de Clapeyron - Equação de estado de um gás

$$PV = nRT$$

Em que:

- P = pressão a que está submetido o gás
- V = volume (espaço) ocupado pelo gás
- n = quantidade de matéria correspondente à mostra do gás, expressa em mol
- R = constante universal dos gases
- T = temperatura absoluta em kelvin

- Se a pressão for dada em atm,  
 $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$ .
- Se a pressão for dada em mmHg,  
 $R = 62,3 \text{ mmHg} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$ .

#### Pressão parcial

É a pressão exercida por um gás em uma mistura gasosa, como se ela ocupasse sozinha o volume do recipiente que contém a mistura.

#### Determinação da pressão parcial

$P_A = x_A \times P$ , em que  $x_A = \frac{n_A}{n}$   
Em que:  $P_A$  = pressão parcial que o gás A exerce  
 $x_A$  = fração molar do componente A

P = pressão total

Para uma mistura gasosa, a pressão total será igual à soma das pressões parciais de cada componente:

$$P = P_A + P_B + P_C$$

Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Simulador: Transformações dos gases

Conteúdo digital Moderna Plus  
Remissão para o Portal Moderna Plus, que contém recursos multimídia como: simuladores, vídeos, animações e textos complementares.

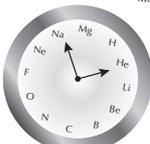
#### No Vestibular

Para cada tema, quatro páginas com questões de vestibulares de todo o país, selecionadas com o intuito de auxiliar na compreensão e fixação dos conteúdos revisados.

#### Ligações químicas

#### No Vestibular

1. (UFRR) Um professor decidiu decorar seu laboratório com um "relógio de Química" no qual, no lugar das horas, estivessem alguns elementos, dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura.



Indique a fórmula mínima e o tipo de ligação do composto eletricamente neutro que é formado quando o relógio do professor marca:

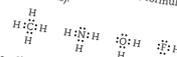
- nove horas.
- sete horas e cinco minutos.

2. (Unesp) Linus Pauling, falecido em 1994, recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

- Identificar dois grupos de elementos da Tabela Periódica que apresentem, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.
- Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

3. (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis):



Consulte a Classificação Periódica dos Elementos e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:

- fósforo e hidrogênio.
- enxofre e hidrogênio.
- flúor e carbono.

4. (UFC-CE) As forças intermoleculares são responsáveis por várias propriedades físicas e químicas das moléculas, as moléculas de  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  e  $\text{Br}_2$ .

- Quais as principais forças intermoleculares presentes nessas espécies?
- Ordene essas espécies em ordem crescente de temperatura de fusão.



# SUMÁRIO

<b>Tema 1</b>	<b>Matéria, substâncias e misturas</b>	<b>8</b>
<b>Tema 2</b>	<b>Estrutura atômica</b>	<b>14</b>
<b>Tema 3</b>	<b>Tabela periódica</b>	<b>20</b>
<b>Tema 4</b>	<b>Ligações químicas</b>	<b>26</b>
<b>Tema 5</b>	<b>Funções inorgânicas</b>	<b>32</b>
<b>Tema 6</b>	<b>Reações inorgânicas</b>	<b>38</b>
<b>Tema 7</b>	<b>Cálculos químicos e suas unidades de medida</b>	<b>44</b>
<b>Tema 8</b>	<b>Estudo dos gases</b>	<b>50</b>
<b>Tema 9</b>	<b>Estudo das soluções</b>	<b>56</b>
<b>Tema 10</b>	<b>Concentração das soluções</b>	<b>62</b>
<b>Tema 11</b>	<b>Propriedades coligativas</b>	<b>68</b>
<b>Tema 12</b>	<b>Processos eletroquímicos</b>	<b>74</b>
<b>Tema 13</b>	<b>Eletrólise</b>	<b>80</b>
<b>Tema 14</b>	<b>Termoquímica</b>	<b>86</b>
<b>Tema 15</b>	<b>Cinética química</b>	<b>92</b>
<b>Tema 16</b>	<b>Equilíbrio químico</b>	<b>98</b>
<b>Tema 17</b>	<b>Equilíbrio iônico</b>	<b>104</b>
<b>Tema 18</b>	<b>Radioatividade</b>	<b>110</b>
<b>Tema 19</b>	<b>Química dos compostos de carbono e hidrocarbonetos</b>	<b>116</b>
<b>Tema 20</b>	<b>Principais classes funcionais de compostos orgânicos</b>	<b>122</b>
<b>Tema 21</b>	<b>Propriedades físicas e caráter ácido e básico nos compostos orgânicos</b>	<b>128</b>
<b>Tema 22</b>	<b>Isomeria</b>	<b>134</b>
<b>Tema 23</b>	<b>Reações orgânicas</b>	<b>140</b>
<b>Tema 24</b>	<b>Polímeros e macromoléculas</b>	<b>146</b>

# Matéria, substâncias e misturas

A maior parte das substâncias que utilizamos no dia a dia é resultado da transformação de substâncias encontradas na natureza, submetidas a processos físicos e químicos que alteraram suas características iniciais.

## Matéria

- ▶ É constituída por todas as substâncias que nos envolvem.
- ▶ Tem massa e ocupa volume.
- ▶ Pode ser encontrada em um dos três estados: **sólido**, **líquido** e **gasoso**.
- ▶ Quando as partículas de uma substância ganham ou perdem energia, ela pode mudar de estado.

## Características dos estados físicos da matéria

<b>Sólido</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- A força de atração entre as partículas é intensa, e elas estão muito próximas umas das outras.</li> <li>- A matéria possui massa e forma definidas e volume fixo.</li> </ul>
<b>Líquido</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- As partículas estão mais distantes umas das outras, e a força de atração entre elas não é muito intensa.</li> <li>- A matéria possui volume e massa fixos e adquire a forma do recipiente.</li> </ul>
<b>Gasoso</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- As partículas estão muito afastadas, e praticamente não há força de atração entre elas.</li> <li>- A matéria, no estado gasoso, possui massa fixa e não tem volume nem forma definidos.</li> </ul>

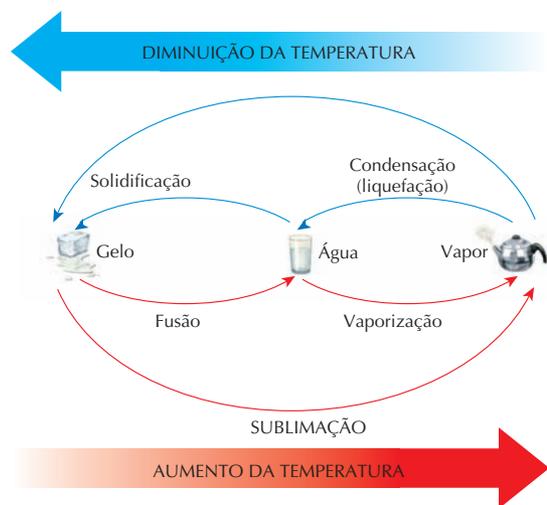


Figura 1



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Estados da água*

No gráfico a seguir pode-se verificar o processo de aquecimento de uma substância pura, do estado sólido ao estado gasoso.

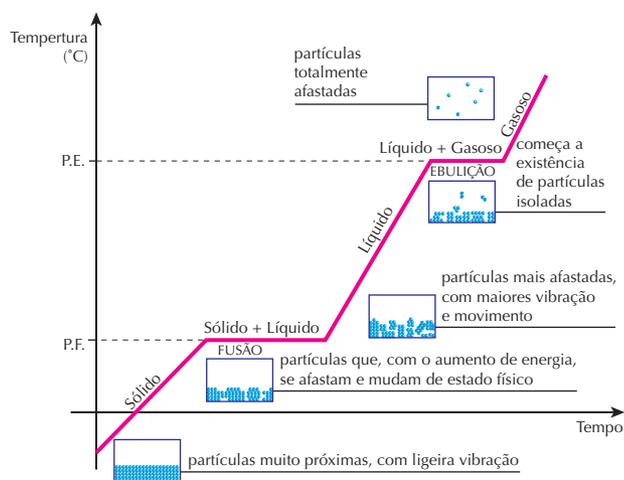


Figura 2  
Mudança do estado físico da água.

## Elementos, misturas e substâncias

<b>Elementos</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Não podem se decompor em substâncias mais simples.</li> <li>- Possuem apenas um tipo de átomo. Exemplos: metais e não metais.</li> </ul>
<b>Misturas</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Não há reações químicas entre as substâncias componentes da mistura.</li> <li>- São constituídas por substâncias diferentes em quantidades variáveis (composição variável).</li> <li>- As propriedades originais das substâncias constituintes não se alteram e possuem composição variável. Exemplos: ar (mistura de gases), petróleo (mistura de hidrocarbonetos), água do mar (mistura de sais dissolvidos na água).</li> </ul>
<b>Substâncias</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- São produzidas por transformações químicas.</li> <li>- Possuem composição e fórmula definidas, e os elementos químicos que as constituem só podem ser separados por decomposição (transformação química). Exemplos: água (<math>H_2O</math>), metano (<math>CH_4</math>), dióxido de carbono (<math>CO_2</math>).</li> </ul>

Os materiais estão sujeitos a transformações físicas ou químicas.

## Transformações físicas

- ▶ Não ocorre formação de uma nova substância. Apenas a aparência e a forma são alteradas. Exemplos: solidificação da água, evaporação de um líquido.

## Transformações químicas

- ▶ Ocorre a formação de uma nova substância. A composição dos materiais se altera, formando um novo material. Exemplos: corrosão do aço de uma chapa, escurecimento da prata de uma colher.



Enxofre

Ferro

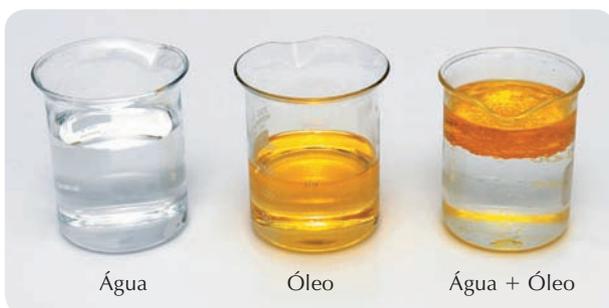
Enxofre + Ferro



Água

Açúcar

Água + Açúcar



Água

Óleo

Água + Óleo

Figura 3

## Identificação de substâncias: propriedades características

As substâncias apresentam um aspecto uniforme e um conjunto de propriedades características que permite identificá-las e diferenciá-las umas das outras.

### Algumas propriedades características

- ▶ **Ponto de fusão e ponto de ebulição:** temperaturas em que as substâncias puras mudam de estado físico, à pressão atmosférica normal.
- ▶ **Densidade:** relação entre a massa e o volume ocupado por uma amostra de substância pura e que pode ser representada por:

$$d = m/v$$

- ▶ **Solubilidade:** quantidade máxima de uma substância (**soluto**) que se dissolve em certa quantidade fixa de outra substância (**solvente**), a uma determinada temperatura.

Os químicos utilizam essas propriedades para reconhecer e comprovar a pureza das substâncias.

## Separação de misturas

É possível separar duas ou mais substâncias presentes em uma mistura utilizando suas propriedades características. As misturas podem ser **homogêneas** ou **heterogêneas**.

### Misturas homogêneas

- ▶ Apresentam **uma só fase** em toda a sua extensão.
- ▶ Denomina-se **soluto** o componente menos abundante; na maioria das vezes, é um sólido.
- ▶ Denomina-se **solvente** o componente mais abundante; normalmente é um líquido.

**Principais métodos de separação:** evaporação, destilação simples, destilação fracionada e cromatografia.

Exemplos: ar atmosférico (21% de oxigênio, pequenas quantidades de gases nobres e dióxido de carbono são alguns dos solutos, além de 78% de gás nitrogênio, que é solvente), água do mar (sais dissolvidos representam os solutos).

A água vaporiza-se e resta sal sólido no balão de destilação.

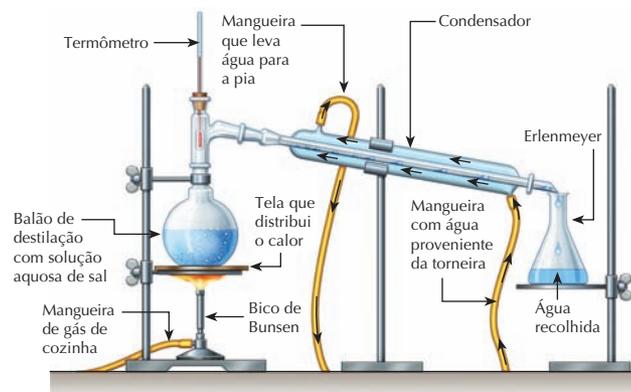


Figura 4

Na representação, solução aquosa de sal é separada por destilação simples.

### Misturas heterogêneas

- ▶ Apresentam **duas ou mais fases** em toda a sua extensão. Exemplos: leite, tinta, mistura de água com barro.

**Principais métodos de separação:** centrifugação, filtração e decantação.



Figura 5

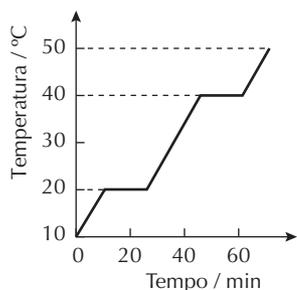
## No Vestibular

1. (UFRRJ) Um dos critérios utilizados pelos químicos para classificar as substâncias leva em consideração, principalmente, o tipo de elemento e o número de átomos desse elemento. Muitas propriedades são decorrentes dessas combinações. A tabela a seguir contém propriedades de algumas substâncias.

Substâncias	P.F. (°C)	P.E. (°C)	d (g/mL)	Solubilidade em H <sub>2</sub> O
Glicerina	20	290	1,26	muito solúvel
Eugenol	-7,5	263	1,07	insolúvel
Etanodiol	-144	35	0,84	pouco solúvel

- a) Em que estado físico se encontra a glicerina num dia muito frio, com a temperatura próxima a 0 °C?  
**Sólido.**
- b) Uma mistura de eugenol e glicerina pode ser separada por adição de água? Justifique.  
**Sim, pois a glicerina é solúvel na água, e o eugenol não.**

2. (UFV-MG) O gráfico ao lado representa a variação de temperatura observada ao se aquecer uma substância A durante cerca de 80 minutos.



- a) A faixa de temperatura em que a substância A permanece sólida é: **10 °C a 20 °C**.
- b) A faixa de temperatura em que a substância A permanece líquida é: **20 °C a 40 °C**.
- c) A temperatura de ebulição da substância A é: **40 °C**.

3. (UnB-DF)

- a) Faça a correspondência entre o estado físico e suas características:

Estado físico	Características
(1) Sólido	(3) Partículas muito afastadas sem atração entre elas e com movimento aleatório e intenso.
(2) Líquido	(2) Partículas meio afastadas com atração entre elas e com movimento moderado.
(3) Gasoso	(1) Partículas muito próximas que só vibram e com grande atração entre elas.

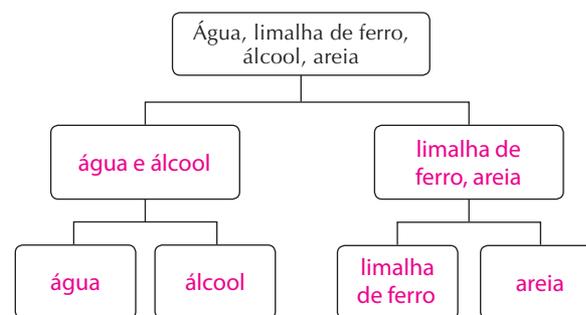
- b) Uma substância pura tem ponto de ebulição PE = 82 °C e ponto de fusão PF = -27 °C. Qual é o estado físico em que se encontra esta substância a uma temperatura de 38 °C?

**Líquido.**

4. (UFV-MG) Uma mistura constituída de água, limalha de ferro, álcool e areia foi submetida a três processos de separação, conforme fluxograma.

Identifique os processos 1, 2 e 3 e complete as caixas do fluxograma com os resultados destes processos.

Processo 1	<b>filtração</b>
Processo 2	<b>destilação fracionada</b>
Processo 3	<b>separação magnética</b>



5. (Fuvest-SP) O composto orgânico sólido, ácido ftálico, utilizado na síntese de corantes, pode estar impurificado por naftaleno, matéria-prima para sua obtenção. Baseando-se na tabela abaixo, descreva um procedimento que permita separar o ácido ftálico do naftaleno, obtendo o primeiro no estado sólido.

Solvente	Água fria	Água quente	Álcool frio	Álcool quente	Éter frio	Éter quente
Naftaleno	I	I	S	M	S	M
Ácido ftálico	P	M	S	S	P	P

M = muito solúvel S = solúvel I = insolúvel  
P = parcialmente solúvel

**Deve-se colocar água quente na mistura dos sólidos para separar o naftaleno, que é insolúvel em água quente; ele não se dissolve e vai ficar retido no papel de filtro. O ácido ftálico, muito solúvel em água quente, vai passar pelo filtro na forma de solução. Para isolar o ácido ftálico da água, deixa-se esfriar a solução, de maneira que o ácido ftálico sólido se separe da água fria.**

6. (Unicamp-SP) Tem-se as seguintes misturas:

- I. areia e água
- II. álcool e água
- III. água e pouco sal de cozinha

Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil de papel e, em seguida, o líquido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?

**I, e o resíduo era areia.**

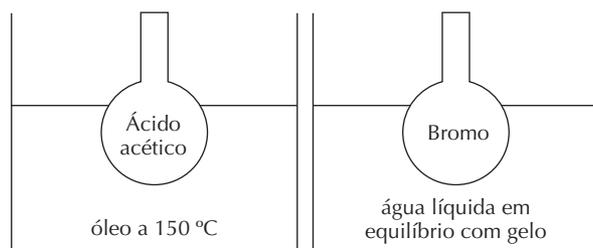
b) Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?

**III, e o resíduo era o sal.**

7. (Fuvest-SP) Observe o sistema abaixo representado e determine o estado físico do ácido acético e do bromo, respectivamente.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
Ácido acético	17	118
Bromo	-7	59

Ácido acético e bromo, sob pressão de 1 atm, estão em recipientes imersos em banhos, como mostrado:



	Ácido acético	Bromo
a)	Líquido	Líquido
b)	Sólido	Sólido
<b>c)</b>	Gasoso	Líquido
d)	Líquido	Gasoso
e)	Gasoso	Gasoso

(UFSM-RS, adaptada) Leia o texto abaixo e responda à atividade a seguir.

A história da maioria dos municípios gaúchos coincide com a chegada dos primeiros portugueses, alemães, italianos e de outros povos. No entanto, por meio dos vestígios materiais encontrados nas pesquisas arqueológicas, sabemos que outros povos, anteriores aos citados, protagonizaram a nossa história.

8. Os primeiros habitantes cozinhavam seus alimentos sobre pedras aquecidas, dentro de recipientes de couro cheios de água ou envolvidos em folhas vegetais e cobertas por terra.

Classifique em físicos e químicos os fenômenos a seguir.

1. Físico
2. Químico
- a) Cozer alimentos
- b) Evaporar água
- c) Queimar madeira

A sequência correta é:

- a) 1a - 1b - 1c.
- d) 2a - 1b - 2c.**
- b) 2a - 1b - 1c.
- e) 2a - 2b - 1c.
- c) 1a - 2b - 2c.

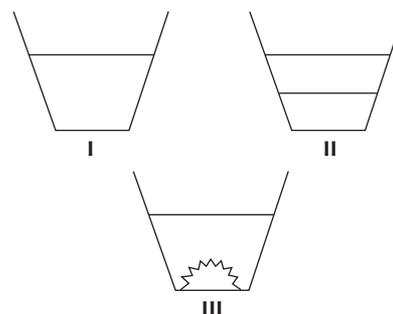
9. (Ufes) Considere os seguintes sistemas:

- I. Nitrogênio e oxigênio;
- II. Etanol hidratado;
- III. Água e mercúrio.

Assinale a alternativa correta.

- a) Os três sistemas são homogêneos.
- b) O sistema I é homogêneo e formado por substâncias simples.**
- c) O sistema II é homogêneo e formado por substâncias simples e composta.
- d) O sistema III é heterogêneo e formado por substâncias compostas.
- e) O sistema III é uma solução formada por água e mercúrio.

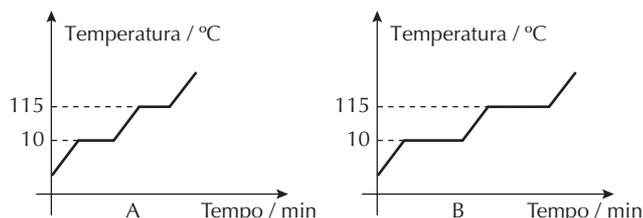
10. (UFPE) Considere os vasos I, II e III a seguir:



Qual das alternativas corresponde à identificação mais adequada dos seus conteúdos?

- a) vaso I (zinco + água); vaso II (querosene + água); vaso III (cloreto de sódio + água).
- b) vaso I (cloreto de sódio + água); vaso II (querosene + água); vaso III (zinco + água).**
- c) vaso I (querosene + água); vaso II (zinco + água); vaso III (cloreto de sódio + água).
- d) vaso I (cloreto de sódio + água); vaso II (zinco + água); vaso III (querosene + água).
- e) vaso I (zinco + água); vaso II (cloreto de sódio + água); vaso III (querosene + água).

11. (Ufla-MG) Os gráficos A e B abaixo correspondem a duas experiências de aquecimento controlado de uma substância pura hipotética.



Considerando-se que o aquecimento foi feito sob as mesmas condições em ambas as experiências, é **correto** afirmar que:

- a) as temperaturas correspondentes à fusão da substância são diferentes em A e B.  
 b) a substância não pode ser fundida.  
 c) a substância não sofre mudança de fase no intervalo de temperatura de 0 °C a 115 °C.  
 d) a massa da substância utilizada na experiência B é maior que a massa da substância utilizada em A.  
 e) a ebulição da substância na experiência A ocorre a uma temperatura inferior à da experiência B.
12. (Uece) O tratamento da água que a Cagece distribui consiste basicamente na adição de sulfato de alumínio, cloro, flúor e outros produtos químicos. A água, após o tratamento, classifica-se como:
- a) mistura homogênea.  
 b) mistura heterogênea.  
 c) mistura azeotrópica.  
 d) substância simples.

13. (UFPE) Associe as atividades diárias contidas na primeira coluna com as operações básicas de laboratório e fenômenos contidos na segunda coluna.

- (1) preparar um refresco de cajá a partir do suco concentrado ( ) sublimação  
 ( ) diluição  
 (2) adoçar o leite ( ) filtração  
 (3) preparar chá de canela ( ) extração  
 (4) usar naftalina na gaveta ( ) dissolução  
 (5) coar a nata do leite

Os números da segunda coluna, lidos de cima para baixo, são:

- a) 3, 2, 5, 4, 1.  
 b) 1, 3, 4, 5, 2.  
 c) 4, 3, 2, 1, 5.  
 d) 3, 2, 4, 5, 1.  
 e) 4, 1, 5, 3, 2.
14. (UFPI) Arqueologistas usam diferença de densidade para separar as misturas que obtêm por escavação. Indique a opção correta para uma amostra que contém a seguinte composição:

Composição	Densidade (g/cm <sup>3</sup> )
Carvão	0,3 - 0,6
Ossos	1,7 - 2,0
Areia	2,2 - 2,4
Solo	2,6 - 2,8
Pedras	2,6 - 5,0

- a) Se a mistura acima é adicionada a uma solução que tem densidade de 2,1 g/cm<sup>3</sup>, o material correspondente a ossos e a carvão deverá flutuar.  
 b) É possível separar ossos dos demais componentes usando um líquido que tenha densidade no intervalo de 0,6 g/cm<sup>3</sup> a 1,7 g/cm<sup>3</sup>.  
 c) A utilização da água não é recomendada, pois neste solvente todos os componentes da mistura afundarão.

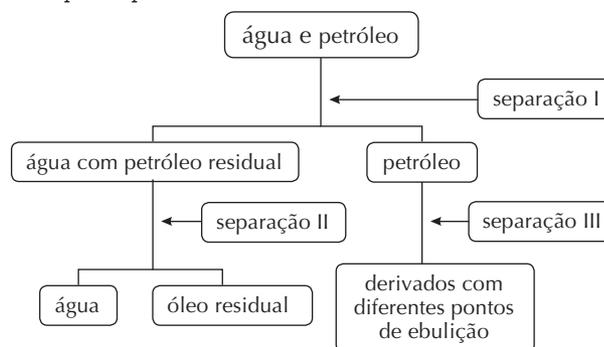
- d) Em soluções de densidade 2,5 g/cm<sup>3</sup>, a fração da mistura correspondente a pedra e solo flutuará, e os demais componentes afundarão.  
 e) Líquido de densidade 2,2 g/cm<sup>3</sup> separará os componentes pedra e solo dos demais.

15. (PUC-Minas) Considere os experimentos equacionados:

- I. água  $\xrightarrow{\text{corrente elétrica}}$  gás hidrogênio + gás oxigênio  
 II. gelo  $\xrightarrow{\text{calor}}$  água líquida  
 III. papel  $\xrightarrow{\text{fogo}}$  gás carbônico + água  
 IV. iodo (s)  $\xrightarrow{\text{calor}}$  iodo (g)  
 V. vinho  $\longrightarrow$  vinagre  
 VI. barra de ferro  $\longrightarrow$  ferrugem

Assinale os experimentos que representam fenômenos químicos.

- a) I, II, III e IV.  
 b) I, III, V e VI.  
 c) II, III, V e VI.  
 d) I, IV, V e VI.
16. (UEG-GO) Considere o esquema a seguir, que mostra uma cadeia de produção de derivados do petróleo e seus processos de separação, representados em I, II e III, e responda ao que se pede.



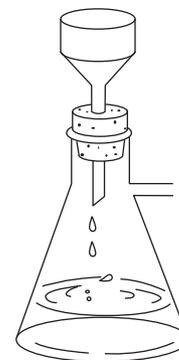
- a) Qual o método adequado para a separação dos componentes da mistura obtida após o processo de separação III? Admitindo não existir grandes diferenças entre as temperaturas de ebulição dos componentes individuais da mistura, explique sua resposta.

É a destilação fracionada, pois quando existe uma mistura de componentes com pontos de ebulição próximos não é adequado fazer a destilação simples (única etapa). Na destilação fracionada a mistura é submetida várias vezes à vaporização e à condensação (ocorrem microdestilações). Os vapores condensados na última etapa estão enriquecidos com o componente mais volátil, tornando o processo mais eficiente em relação à destilação simples.

- b) Qual método de separação seria adequado à etapa I? Justifique sua resposta.
- Como a água é uma substância polar e o petróleo uma mistura de hidrocarbonetos (apolares), forma-se um sistema bifásico. Nesse caso, é adequado utilizar a decantação, método no qual os líquidos imiscíveis, de diferentes densidades, podem ser separados.**
- 
17. (Uece) Quando dois ou mais líquidos formam uma mistura heterogênea, dizemos que são líquidos imiscíveis. Na separação de líquidos imiscíveis, a forma mais adequada é utilizar:
- balão de destilação e condensador.
  - balão de fundo redondo e proveta.
  - funil de decantação e erlenmeyer.
  - funil de Büchner e béquero.
18. (Ufes) Uma amostra de gasolina comum apresentou vários intervalos de destilação. Em relação à gasolina, é correto afirmar que se trata de:
- uma substância simples.
  - um elemento químico.
  - uma solução homogênea.
  - uma solução heterogênea.
  - um composto químico.
19. (Ufes) Na perfuração de uma jazida petrolífera, a pressão dos gases faz com que o petróleo jorre. Ao reduzir-se a pressão, o petróleo bruto para de jorrar e tem de ser bombeado. Devido às impurezas que o petróleo bruto contém, ele é submetido a dois processos mecânicos de purificação, antes do refino: separá-lo da água salgada e separá-lo de impurezas sólidas, como areia e argila. Esses processos mecânicos de purificação são, respectivamente:
- decantação e filtração.
  - decantação e destilação fracionada.
  - filtração e destilação fracionada.
  - filtração e decantação.
  - destilação fracionada e decantação.
20. (UFPI) Para aumentar o desempenho dos microcomputadores está sendo usado um artifício que resulta em produção excessiva de calor, que pode danificar a máquina. Para resfriar os componentes aquecidos está sendo usado um sistema de refrigeração com nitrogênio (N<sub>2</sub>) líquido. Analise as afirmativas quanto às características do nitrogênio líquido.
- Tem comportamento de gás ideal na temperatura de liquefação.
  - É facilmente obtido da liquefação do ar e subsequente destilação fracionada.
  - É facilmente compressível na temperatura ambiente.

Marque a opção correta.

- Apenas I é verdadeira.
  - Apenas II é verdadeira.
  - Apenas III é verdadeira.
  - Apenas I e II são verdadeiras.
  - Apenas II e III são verdadeiras.
21. (Uece) Sobre o equipamento da figura ao lado, assinale o correto.
- É usado para separar líquidos imiscíveis de densidades diferentes.
  - É constituído de funil de Büchner, erlenmeyer e trompa de água.
  - O funil apresenta furos que dispensam a utilização do papel de filtro.
  - É adequado para reduzir a pressão interna, apressando a separação dos componentes da mistura.



22. (Enem-MEC) Na fabricação de qualquer objeto metálico, seja um parafuso, uma panela, uma joia, um carro ou um foguete, a metalurgia está presente na extração de metais a partir dos minérios correspondentes, na sua transformação e sua moldagem. Muitos dos processos metalúrgicos atuais têm em sua base conhecimentos desenvolvidos há milhares de anos, como mostra o quadro:

Milênio antes de Cristo	Métodos de extração e operação
Quinto milênio a.C.	Conhecimento do ouro e do cobre nativos
Quarto milênio a.C.	Conhecimento da prata e das ligas de ouro e prata Obtenção de cobre e chumbo a partir de seus minérios Técnicas de fundição
Terceiro milênio a.C.	Obtenção do estanho a partir do minério Uso do bronze
Segundo milênio a.C.	Introdução do fole e aumento da temperatura de queima Início do uso do ferro
Primeiro milênio a.C.	Obtenção do mercúrio e dos amálgamas Cunhagem de moedas

Podemos observar que a extração e o uso de diferentes metais ocorreram a partir de diferentes épocas. Uma das razões para que a extração e o uso do ferro tenham ocorrido após a do cobre ou estanho é:

- a inexistência do uso de fogo que permitisse sua moldagem.
- a necessidade de temperaturas mais elevadas para sua extração e moldagem.
- o desconhecimento de técnicas para a extração de metais a partir de minérios.
- a necessidade do uso do cobre na fabricação do ferro.
- seu emprego na cunhagem de moedas, em substituição ao ouro.

# Estrutura atômica

O **átomo** é constituído por uma região central denominada **núcleo**, que é rodeado por uma camada exterior denominada **eletrosfera**, onde se localizam os elétrons.

## Núcleo

- ▶ O núcleo é muito pequeno, representando menos de 0,1% do volume total do átomo.
- ▶ Contém 99,9% da massa do átomo, sendo, portanto, muito maciço e muito denso.
- ▶ É constituído de partículas denominadas **prótons** (massa relativa: 1 unidade; carga elétrica relativa: +1) e **nêutrons** (massa relativa: 1 unidade; carga elétrica: 0).
- ▶ Durante as transformações químicas, o núcleo dos átomos permanece inalterado.

## Número atômico (Z)

- ▶ Representa a **quantidade de prótons** presentes no núcleo.
- ▶ O número de prótons de um átomo é uma característica que não se modifica durante as reações químicas.
- ▶ Todos os átomos de um **mesmo** elemento químico apresentam o mesmo **número atômico**.

## Número de massa (A)

- ▶ Representa a **soma de prótons e nêutrons** presentes no núcleo.

## Isótopos

- ▶ O **número de nêutrons** nos átomos de um elemento pode variar. Átomos com o **mesmo número atômico e diferentes números de massa** são chamados de **isótopos**.

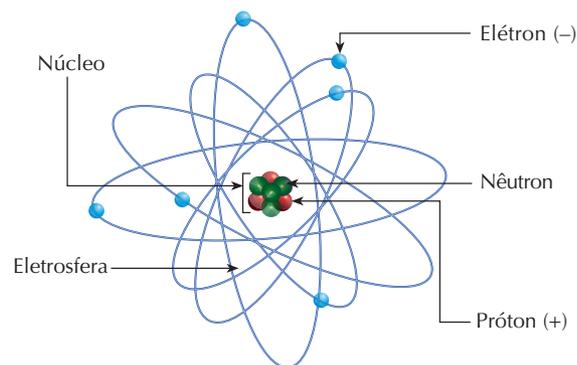
Exemplo: Existem três isótopos do hidrogênio: hidrogênio representado por  ${}^1_1\text{H}$ , o deutério representado por  ${}^2_1\text{H}$  e o trítio representado por  ${}^3_1\text{H}$ .

Para representar o isótopo de um elemento químico, deve-se colocar o número de massa na parte superior e o número atômico na parte inferior, à esquerda do símbolo do elemento.

## Eletrosfera

- ▶ Corresponde a 99,9% do volume do átomo e está carregada negativamente.
- ▶ Constituída de partículas chamadas **elétrons**.
- ▶ O elétron apresenta uma massa muito pequena (1.836 vezes menor que a massa do próton ou que a massa do nêutron).
- ▶ O elétron apresenta carga negativa (carga relativa -1).
- ▶ A carga do elétron neutraliza a carga do próton.

### Estrutura do átomo



#### Figura 1

O nêutron é uma partícula eletricamente neutra e de massa igual à do próton. O próton é uma partícula com carga elétrica positiva. O elétron é uma partícula com carga elétrica negativa e com massa 1.836 vezes menor que a do próton. Um átomo apresenta raio 10 mil a 200 mil vezes maior que o de seu núcleo. A ilustração é esquemática e está fora de proporção.

## Camadas

- ▶ Os elétrons se distribuem em áreas ao redor do núcleo que são denominadas **camadas**. Os elétrons das camadas mais internas (mais próximos do núcleo) possuem menos energia que os elétrons que se encontram nas camadas mais externas (mais afastadas do núcleo). A distribuição eletrônica de um átomo descreve o arranjo dos elétrons em torno do núcleo.
- ▶ São sete as camadas ou níveis de energia da eletrosfera de um átomo. Essas camadas são representadas por letras ou números e, para cada uma, há uma quantidade máxima de elétrons que podem coexistir em movimento sem que haja repulsão entre eles.

Distribuição eletrônica em camadas ou níveis de energia	
Camada ou nível de energia	Número máximo de elétrons
1 ou K	2
2 ou L	8
3 ou M	18
4 ou N	32
5 ou O	32
6 ou P	18
7 ou Q	2

Exemplos:

Flúor - número atômico 9:  $K = 2$ ;  $L = 7$

Magnésio - número atômico 12:  $K = 2$ ;  $L = 8$ ;  $M = 2$

- Com base no modelo de Bohr e nas características dos gases nobres, a estabilidade dos átomos é alcançada quando estes ficam com 8 elétrons na última camada. Quando o átomo ganha elétrons, ele se torna um íon negativo (ânion), e quando ele perde elétrons torna-se um íon positivo (cátion).

### Modelo atômico de Bohr

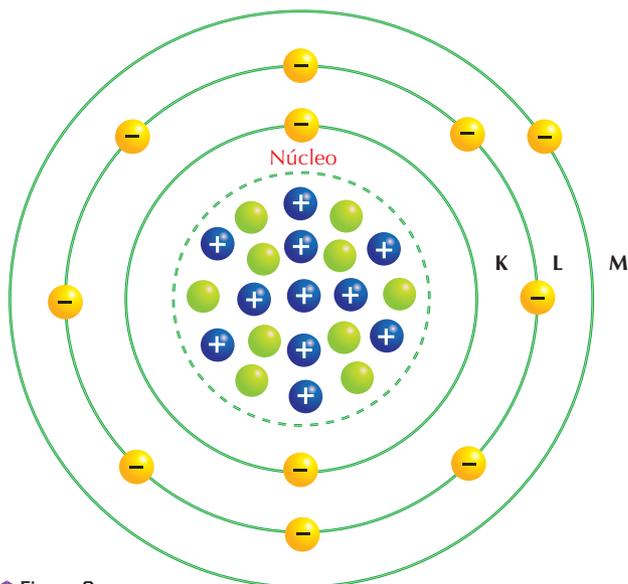


Figura 2

## Evolução dos modelos atômicos

- Teoria dos quatro elementos (Empédocles/Aristóteles):** Toda matéria seria constituída pelos elementos água, terra, fogo e ar.
- Teoria atômica de Leucipo/Demócrito - 400 a.C.:** Toda matéria seria formada por átomos pequenos, sólidos e indivisíveis.
- Teoria atômica de Dalton (Teoria da bola de bilhar) - 1808:** Essa teoria foi baseada nos fatos e evidências experimentais a seguir:
  - A matéria é formada por pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas **átomos**. Átomos de um mesmo elemento químico têm massa e tamanho iguais. Átomos de elementos diferentes têm massa e tamanho diferentes.
  - Cada substância é formada pela combinação de átomos numa proporção de números inteiros e pequenos.
  - Numa reação química, os átomos não são criados nem destruídos.
- Teoria atômica de Thomson (Modelo do pudim de passas) - 1897:** Verificou-se, experimentalmente, a existência de partículas negativas (elétrons) no átomo. O átomo deveria, então, ser formado por uma esfera de carga elétrica positiva com elétrons incrustados que neutralizariam essa carga.

- Teoria atômica de Rutherford - 1911:** Baseada na experiência da dispersão da radiação alfa por uma lâmina fina de ouro. A maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (núcleo) dotada de carga positiva, onde estão os prótons. Na região ao redor do núcleo (eletrosfera) estão os elétrons em movimento.
- Teoria atômica de Bohr - 1913:** Nos átomos, os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares chamadas **camadas** ou **níveis de energia**. Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia, isto é, a energia quantizada.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>

Animação: Experimento de Rutherford

### Evolução dos modelos atômicos

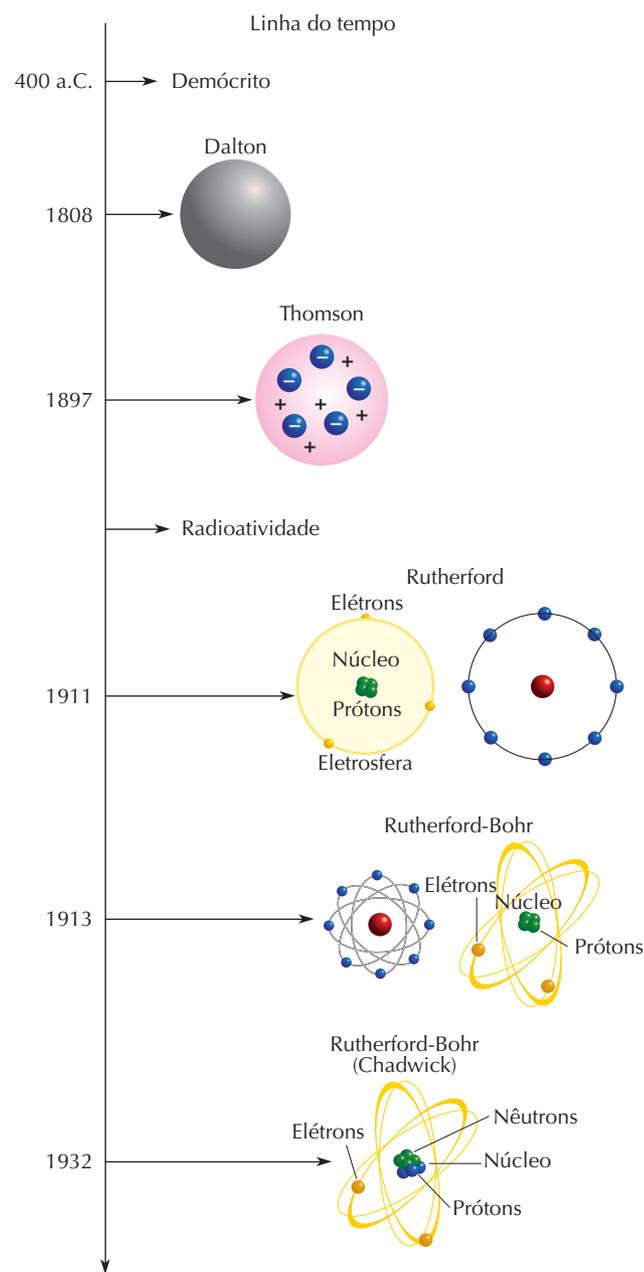


Figura 3

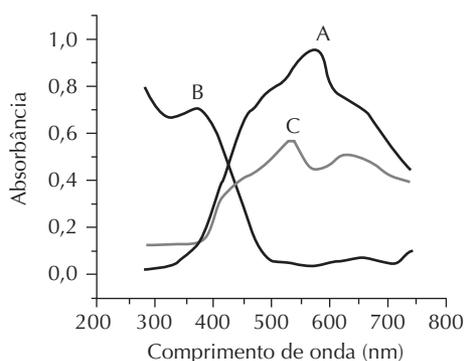
## No Vestibular

## 1. (Unicamp-SP)

Atribuir ao doente a culpa dos males que o afligem é procedimento tradicional na história da humanidade. Na Idade Média, a sociedade considerava a hanseníase um castigo de Deus para punir os ímpios. No século XIX, quando a tuberculose adquiriu características epidêmicas, dizia-se que a enfermidade acometia pessoas enfraquecidas pela vida de vassalagem. Com a epidemia de Aids, a mesma história: apenas os promíscuos adquiririam o HIV. Coube à ciência demonstrar que são bactérias os agentes causadores de tuberculose e hanseníase, que a Aids é transmitida por um vírus, e que esses micro-organismos são alheios às virtudes e fraquezas humanas. O mesmo preconceito se repete agora com a obesidade, até aqui interpretada como condição patológica associada ao pecado da gula. No entanto, a elucidação dos mecanismos de controle da fome e da saciedade tem demonstrado que engordar ou emagrecer está longe de ser mera questão de vontade.

VARELA, Dráuzio. O gordo e o magro. *Folha de S.Paulo*, 12 nov. 2005. Ilustrada. (Adaptado.)

No texto, Dráuzio Varela contesta a prática de se “atribuir ao doente a culpa dos males que o afligem, (...) procedimento tradicional na história da humanidade”. No entanto, a exposição exagerada ao sol, sem o devido uso de protetores, é uma atitude que o indivíduo assume por conta própria, mesmo sendo alertado de que isso pode ser altamente prejudicial à sua saúde. Problemas de câncer de pele são fortemente associados à exposição aos raios ultravioleta (UV), uma região do espectro de comprimentos de onda menores que os da luz visível, sendo que a luz visível vai de 400 a 800 nm. Alguns filtros solares funcionam absorvendo radiação UV, num processo que também leva à decomposição das substâncias ativas ali presentes, o que exige aplicações subsequentes do protetor. Quanto maior o fator de proteção solar do filtro (FPS) mais o protetor absorve a luz UV (maior é sua absorvência). A figura a seguir mostra o espectro de absorção (absorvência em função do comprimento de onda da luz incidente) de três substâncias (A, B e C), todas na mesma concentração.



- a) Qual dessas substâncias você escolheria para usar como um componente ativo de um protetor solar? Justifique.

Quanto maior o fator de proteção solar do filtro

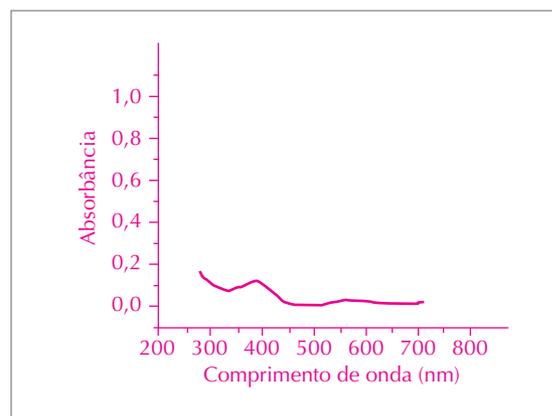
(FPS), mais o protetor absorve a luz UV (maior é sua

absorvência). Na figura, a substância que apresenta

a maior absorvência para comprimentos de onda

menores que 400 nm é a B.

- b) Considerando as informações do texto da questão, redesenhe um possível espectro de absorção da substância que você escolheu no item a, após esta ter sido exposta ao sol durante algumas horas. Justifique.



Alguns filtros solares funcionam absorvendo radiação

UV, em um processo que também leva à decomposição

das substâncias ativas ali presentes, o que exige

aplicações subsequentes do protetor. Devido à absorção

de radiação ultravioleta, ocorre a decomposição da

substância B. Consequentemente, ocorrem a diminuição

da concentração do componente ativo e a redução da

absorvência, como podemos observar num possível

espectro de absorção da substância B.

2. (Unicamp-SP, modificada) Dois átomos genéricos A e B são isótopos e suas características constam do quadro abaixo:

Elemento	Z	A
A	$2x - 6$	$x + 18$
B	$x + 4$	$40 - x$

- a) Qual o somatório do número de nêutrons dos átomos A e B?

O somatório é 30 ( $2x - 6 = x + 4$ ;  $x = 10$ )

Elemento	Z	A
A	$2 \cdot 10 - 6 = 14$	$10 + 18 = 28$
B	$10 + 4 = 14$	$40 - 10 = 30$

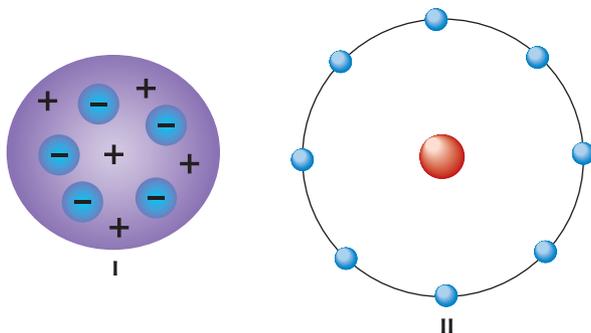
Nêutrons de A =  $28 - 14 = 14$ .

Nêutrons de B =  $30 - 14 = 16$ ; portanto,  $16 + 14 = 30$ .

- b) Demonstre sua distribuição por camadas.

2, 8, 4

3. (UFRS) Observe as figuras abaixo, considerando-as modelos atômicos.



Qual desses modelos é o mais atual e qual o nome do cientista que o estudou?

- a) I, Dalton. d) II, Rutherford.  
 b) II, Dalton. e) II, Thomson.  
 c) I, Thomson.

4. (PUC-MG) Considere as representações genéricas das espécies X, Y, R e Z.



É correto afirmar que as espécies que apresentam o mesmo número de nêutrons são:

- a) X e  $\text{Z}^{2+}$ . b) X e Y. c) Y e  $\text{R}^{2-}$ . d) Y e  $\text{Z}^{2+}$ .

( $17 - 8$ ) = ( $16 - 7$ ) = 9

5. (PUC-MG) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando os nomes dos cientistas com os modelos atômicos.

- |                  |     |  |
|------------------|-----|--|
| 1. Dalton        | ( ) | Descoberta do átomo e seu tamanho relativo.  |
| 2. Rutherford    | ( ) | Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.   |
| 3. Niels Bohr    | ( ) | Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número. |
| 4. J. J. Thomson | ( ) | Os átomos giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.                                |

Assinale a sequência **correta** encontrada:

- a) 1 - 2 - 4 - 3. c) 2 - 1 - 4 - 3. e) 4 - 1 - 2 - 3.  
 b) 1 - 4 - 3 - 2. d) 3 - 4 - 2 - 1.

6. (PUC-Minas)

Os interruptores brilham no escuro graças a uma substância chamada sulfeto de zinco ( $\text{ZnS}$ ), que tem a propriedade de emitir um brilho amarelo-esverdeado depois de exposta à luz. O sulfeto de zinco é um composto fosforescente. Ao absorver partículas luminosas, os elétrons são estimulados e afastados para longe do núcleo. Quando você desliga o interruptor, o estímulo acaba e os elétrons retornam, aos poucos, para seus lugares de origem, liberando o excesso de energia na forma de fótons. Daí a luminescência.

(Texto adaptado do artigo de aplicações da fluorescência e fosforescência, de Daniela Freitas.)

A partir das informações do texto, pode-se concluir que o melhor modelo atômico que representa o funcionamento dos interruptores no escuro é o de:

- a) Rutherford. c) Thomson.  
 b) Bohr. d) Heisenberg.

7. (PUC-RS) Um experimento conduzido pela equipe de Rutherford consistiu no bombardeamento de finas lâminas de ouro, para estudo de desvios de partículas alfa. Rutherford pôde observar que a maioria das partículas alfa atravessava a fina lâmina de ouro, uma pequena parcela era desviada de sua trajetória e uma outra pequena parcela era refletida. Rutherford então idealizou um outro modelo atômico, que explicava os resultados obtidos no experimento.

Em relação ao modelo de Rutherford, afirma-se que:

- I. o átomo é constituído por duas regiões distintas: o núcleo e a eletrosfera.
- II. o núcleo atômico é extremamente pequeno em relação ao tamanho do átomo.
- III. os elétrons estão situados na superfície de uma esfera de carga positiva.
- IV. os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, denominadas níveis, com valores determinados de energia.

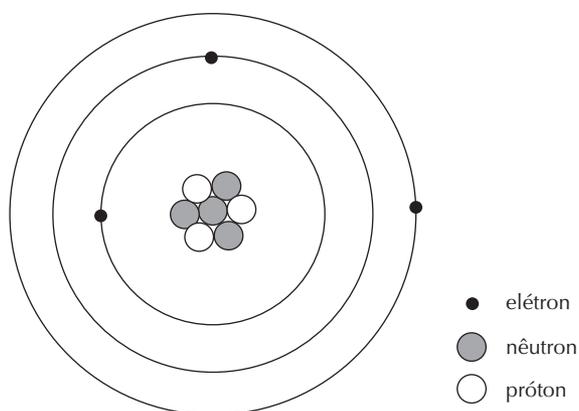
As afirmativas corretas são, apenas:

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

8. (Uece) Dissolva  $\text{NaCl}$  em água. Em seguida, mergulhe um pedaço de madeira na solução, retire-o e deixe secar. Ao queimá-lo, aparece uma chama amarela. Este fenômeno ocorre porque:

- a) o calor transfere energia aos elétrons desta substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos, emitindo luz.  
 b) o calor transfere energia aos elétrons desta substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais baixos, emitindo luz.  
 c) o calor transfere energia aos elétrons desta substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos. Quando estes elétrons "excitados" voltam a níveis energéticos inferiores, eles devolvem a energia absorvida sob forma de luz.  
 d) os elétrons, para não se deslocarem do seu nível energético, ao receberem calor, emitem luz.

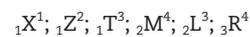
9. (Uerj) A figura a seguir foi proposta por um ilustrador para representar um átomo de lítio (Li) no estado fundamental, segundo o modelo de Rutherford-Bohr.



Constatamos que a figura está incorreta em relação ao número de:

- a) nêutrons no núcleo.  
b) partículas no núcleo.  
c) elétrons por camada.  
d) partículas na eletrosfera.
10. (UFU-MG) O átomo é a menor partícula que identifica um elemento químico. Este possui duas partes, a saber: uma delas é o núcleo constituído por prótons e nêutrons e a outra é a região externa – a eletrosfera – por onde circulam os elétrons. Alguns experimentos permitiram a descoberta das características das partículas constituintes do átomo.
- Em relação a essas características, assinale a alternativa correta.
- a) Prótons e elétrons possuem massas iguais a cargas elétricas de sinais opostos.  
b) Entre as partículas atômicas, os elétrons têm maior massa e ocupam maior volume no átomo.  
c) Entre as partículas atômicas, os prótons e nêutrons têm maior massa e ocupam maior volume no átomo.  
d) Entre as partículas atômicas, os prótons e nêutrons têm mais massa, mas ocupam um volume muito pequeno em relação ao volume total do átomo.
11. (UFV-MG) Um átomo constituído por 56 prótons, 82 nêutrons e 54 elétrons apresenta número atômico e número de massa, respectivamente, iguais a:
- a) 56 e 136.  
b) 82 e 110.  
c) 54 e 56.  
d) 56 e 138.  
e) 54 e 138.
12. (Fuvest-SP) Na Teoria Atômica de Dalton os átomos:
- a) são divisíveis, contendo prótons e elétrons.  
b) são indivisíveis.  
c) possuem uma região central denominada núcleo com prótons.  
d) possuem elétrons na eletrosfera.  
e) possuem carga elétrica negativa.

13. (Unesp) Próton e elétron possuem:
- a) massas iguais e cargas elétricas de mesmo sinal.  
b) massas diferentes e cargas elétricas de mesmo sinal.  
c) massas diferentes e cargas elétricas opostas.  
d) massas iguais e cargas elétricas opostas.  
e) massas iguais e cargas elétricas nulas.
14. (UFPR) Atualmente, um elemento químico é definido em termos do seu número de prótons, ou seja, um elemento químico terá exatamente o mesmo número de prótons, mas não necessariamente o mesmo número de nêutrons. Com base nisto, examine as representações químicas a seguir e analise as proposições. (As letras maiúsculas podem representar qualquer átomo.)



- I. X, Z e T são representações de um elemento químico e, portanto, devem ter um mesmo símbolo químico.  
II. M e L são representações de um elemento químico e, portanto, devem ter um mesmo símbolo químico.  
III. X, Z e T são isóbaros entre si e M e L são isótonos entre si.  
IV. T, L e R são isóbaros entre si e Z, L e R são isótopos entre si.  
V. X não possui nenhum nêutron, e Z e T possuem 1 e 2 nêutrons respectivamente.
- As proposições falsas são somente:
- a) I e II.  
b) I, II e III.  
c) III e IV.  
d) IV e V.  
e) I, III e V.

15. (UFF-RJ) Os elementos químicos prestam-se a inúmeras aplicações relacionadas ao nosso cotidiano. Para se montar, por exemplo, uma célula fotoelétrica – dispositivo capaz de gerar uma corrente ou tensão elétrica, quando excitado por luz – são utilizados, para constituir o ânodo, metais como o rubídio (Rb) e o céσιο (Cs), sobre os quais a luz incidirá.

A utilização desses elementos está no fato de apresentarem:

a) pequenos raios atômicos.  
b) elevados potenciais de ionização.  
c) elevada eletroafinidade.  
d) elevada eletronegatividade.  
e) baixos potenciais de ionização.

16. (UFPE) As primeiras energias de ionização de K ( $Z = 19$ ), Ca ( $Z = 20$ ) e S ( $Z = 16$ ) são, respectivamente,  $418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $589,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  e  $999,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Alguns comentários sobre estes números podem ser feitos.
1. O enxofre apresenta a menor energia de ionização, pois é o elemento de menor número atômico entre os três.  
2. A energia de ionização do potássio é a menor, pois se trata de um elemento com apenas um elétron na última camada, o que facilita sua remoção.  
3. A energia de ionização do potássio é menor do que a de cálcio, pois este último apresenta número atômico maior e dois elétrons de valência, estando com o mesmo número de camadas eletrônicas.



# Tabela periódica

A tabela periódica é formada por linhas horizontais (períodos) e verticais (grupos ou famílias), onde os elementos estão organizados em ordem crescente do número atômico.

## Períodos

- ▶ As linhas **horizontais** dos elementos são chamadas de **períodos**.
- ▶ Os períodos são numerados de 1 a 7; os átomos dos elementos, em cada período, apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas.
- ▶ Cada período possui elementos com propriedades diferentes.
- ▶ Com exceção do primeiro período, todos os outros começam com metais e terminam com não metais (ametais).

## Família ou grupos

- ▶ As linhas **verticais** dos elementos são chamadas de **famílias** ou **grupos**.
- ▶ Cada família possui elementos com propriedades semelhantes.
- ▶ As famílias são numeradas de 1 a 18; os átomos dos elementos, em cada família, apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência.

## Metais e não metais

- ▶ Os metais estão representados em azul na tabela ao lado.
- ▶ Os metais representam a grande maioria dos elementos.

## Elementos de transição

- ▶ Os elementos de transição estão localizados entre as famílias 3 e 12 da tabela periódica. Apesar de estarem em uma mesma família, podem apresentar propriedades diferentes dos demais.

## Nomes de algumas famílias

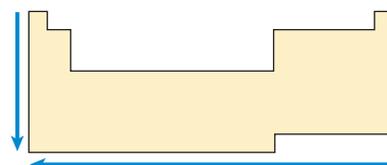
- ▶ Família ou grupo 18 – gases nobres: na natureza, apresentam-se como átomos isolados. Nas condições ambientes são gasosos e não reagem entre si nem com outros elementos.
- ▶ Família ou grupo 17 – halogênios: encontram-se como moléculas diatômicas, com exceção do astato.
- ▶ Família ou grupo 1 – metais alcalinos: extremamente reativos.
- ▶ Família ou grupo 2 – metais alcalino-terrosos: são muito reativos.
- ▶ O **hidrogênio** é o primeiro elemento da tabela periódica, mas não pertence a nenhuma família. Possui apenas um elétron e forma moléculas diatômicas.

## Propriedades periódicas

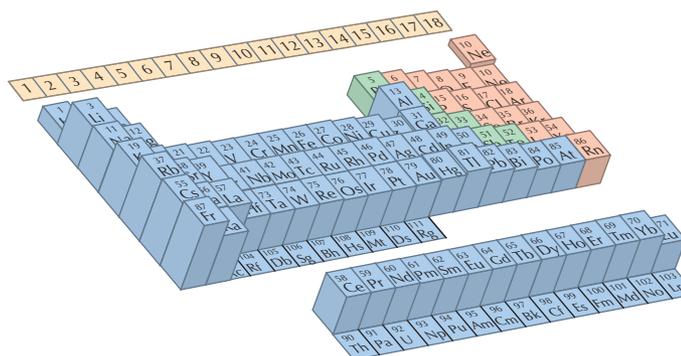
- ▶ As propriedades periódicas apresentam um comportamento previsível ao longo da tabela e variam periodicamente em função do número atômico.

## Raio atômico

- ▶ O raio atômico define o tamanho do átomo e corresponde à distância média do elétron mais externo até o núcleo.
- ▶ Em uma família, à medida que aumenta o número atômico aumenta o raio e, em um período, conforme aumenta o número atômico, diminui o raio.



Sentido crescente dos raios atômicos nos grupos e períodos.



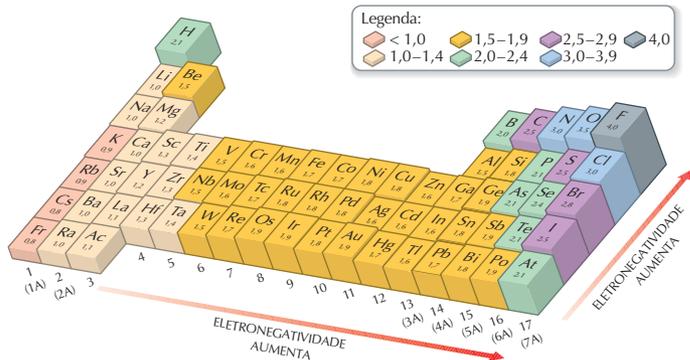
Fonte: SUCHOCKI, John. *Conceptual Chemistry – Understanding our world of atoms and molecules*. 2. ed. São Francisco: Pearson/Benjamin Cummings, 2004. p. 162.

### Figura 1

Representação ilustrada dos raios atômicos na tabela periódica: a altura da barra é proporcional ao raio atômico do elemento.

## Eletronegatividade

- ▶ Eletronegatividade é a medida relativa da tendência de um átomo de atrair elétrons quando se liga a outro átomo.
- ▶ Quanto menor o raio, maior a eletronegatividade. Os elementos situados à direita e na parte superior da Tabela Periódica são os que têm átomos com menores raios e os mais eletronegativos.



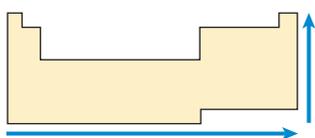
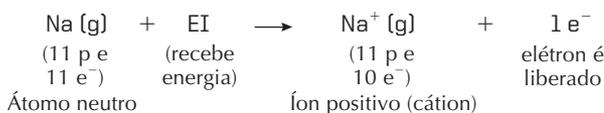
Fonte: MOORE, J. W. et al. *Chemistry – the molecular science*. 2. ed. Belmont: Thomson/Brooks/Cole, 2005. p. 355.

Figura 2

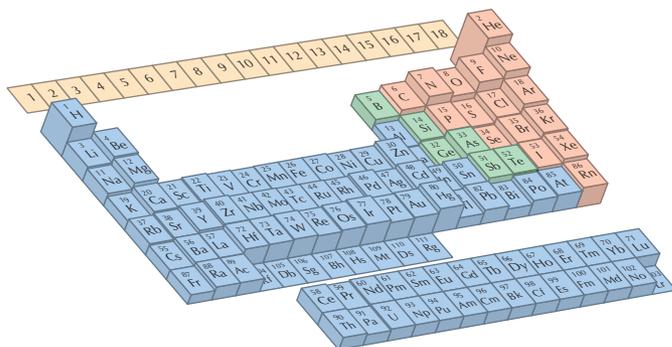
Representação ilustrada das eletronegatividades na tabela periódica: a altura da barra é proporcional à eletronegatividade do elemento.

## Energia de ionização

- A energia (ou potencial) de ionização (EI) indica a quantidade de energia que deve ser fornecida a um átomo isolado em estado gasoso para se retirar dele o elétron mais afastado do núcleo e produzir íons positivos.
- Para os elementos de uma mesma família, à medida que aumenta o número atômico, diminui a energia de ionização e, em um período, conforme aumenta o número atômico, maior é a energia de ionização.
- Os **metais** apresentam baixa energia de ionização; logo, perdem elétrons (se transformam em **cátions**) com facilidade, enquanto os não metais apresentam alta energia de ionização e têm mais dificuldade para perder elétrons.



A energia de ionização cresce no sentido inverso do raio atômico.



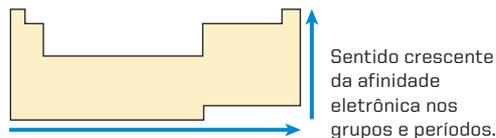
Fonte: SUCHOCKI, John. *Conceptual chemistry – understanding our world of atoms and molecules*. 2. ed. São Francisco: Pearson/Benjamin Cummings, 2004. p. 162.

Figura 3

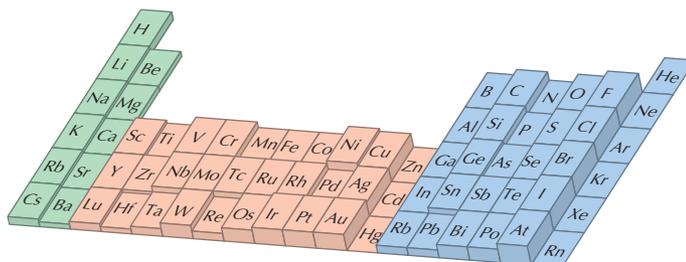
Representação ilustrada da energia de ionização na tabela periódica: a altura da barra é proporcional à primeira energia de ionização de cada elemento.

## Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

- A afinidade eletrônica indica a energia que é liberada por um átomo que se encontra no estado gasoso quando um elétron é adicionado à sua eletrosfera.



Sentido crescente da afinidade eletrônica nos grupos e períodos.

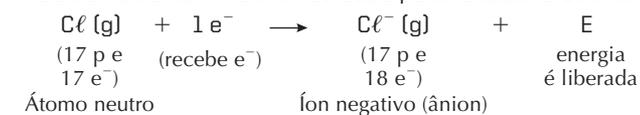


Fonte: OXTOPY; GILLIS; NACHTRIEB. *Principles of modern chemistry*. 5. ed. Londres: Thompson/Brooks/Cole, 2004. p. 556.

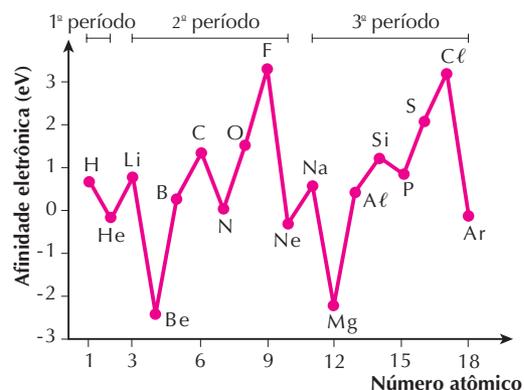
Figura 4

Representação das afinidades eletrônicas na tabela periódica: a altura da barra é proporcional à afinidade eletrônica de cada elemento.

- Para os elementos de uma mesma família, à medida que aumenta o número atômico diminui a afinidade eletrônica e, em um período, conforme aumenta o número atômico, maior é a afinidade eletrônica.
- Os **não metais** apresentam alta afinidade eletrônica; logo, recebem elétrons (se transformam em ânions) com facilidade, enquanto os metais apresentam baixa afinidade eletrônica e têm mais dificuldade para receber elétrons.



### Gráfico da afinidade eletrônica em função do número atômico



Fonte: Baseado em CHANG, R. *Chemistry*. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 1994. p. 313.

Figura 5

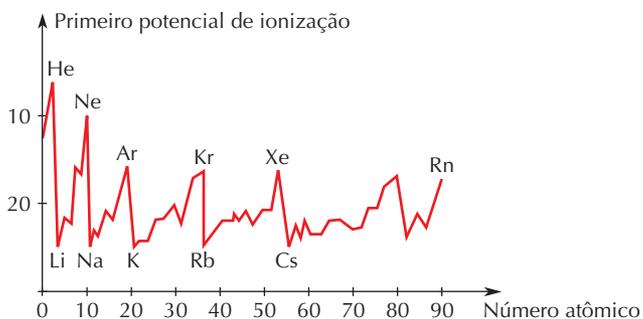
Representação gráfica da afinidade eletrônica de alguns elementos. A afinidade eletrônica negativa significa que a energia é absorvida quando o átomo recebe  $1 \text{ e}^-$ .



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Tabela periódica

## No Vestibular

1. (UEG-GO) O gráfico a seguir indica a primeira variação do potencial de ionização, em função dos números atômicos. Analise o gráfico, consulte a Tabela Periódica e responda às questões a seguir:



- a) Considere os elementos Na, F e S. Coloque-os em ordem crescente de potencial de ionização.

Na < S < F

- b) O gráfico mostra que os gases nobres apresentam altos ou baixos potenciais de ionização em relação aos seus números atômicos? Explique.

Os gases nobres têm alto potencial de ionização, pois apresentam grande estabilidade. Gases nobres com número atômico baixo (He e Ne) têm potencial de ionização mais alto por serem átomos pequenos e apresentarem os elétrons da 1ª e da 2ª camada eletrônica mais atraídos pelo núcleo. Com o aumento do número atômico, a partir do argônio os potenciais de ionização assumem valores mais próximos entre si.

2. (Ufes) Na tabela a seguir são dadas informações sobre os núcleos de 4 átomos neutros.

Átomo	Número de massa (A)	Número de nêutrons (N)
A	19	10
B	23	12
C	35	18
D	39	20

Associe os pares de átomos que possuem propriedades químicas semelhantes. Justifique.

Por apresentarem o mesmo número de elétrons na camada de valência, os pares A-C e B-D pertencem à mesma família.

3. (UFRJ) O carbono apresenta diferentes formas cristalinas alotrópicas. O diamante, de ocorrência natural rara, tem a mesma estrutura cristalina do silício e do germânio, os quais podem ser empregados na fabricação de dispositivos semicondutores. Recentemente, foi descoberto como produzir diamante com pureza suficiente para, também, ser utilizado na fabricação de semicondutores.

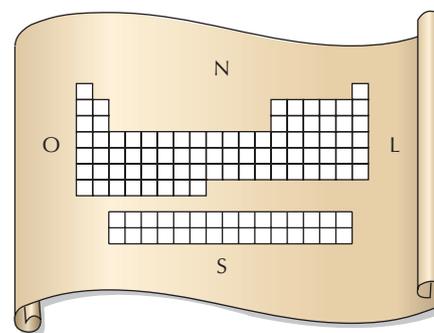
Identifique, entre os três elementos químicos mencionados, aquele que pertence ao terceiro período da Tabela Periódica. Escreva seu símbolo e o número total de elétrons do seu nível mais energético.

Silício (Si) – número de elétrons no nível mais energético: 4.

4. (Ufla-MG) Entre os pares de elementos químicos apresentados, o par cujos elementos têm propriedades químicas semelhantes é:

- a) F e Ne.                      c) Mg e Mn.  
b) Li e Be.                     d) Ca e Mg.

5. (Fatec-SP) Imagine que a Tabela Periódica seja o mapa de um continente, e que os elementos químicos constituem as diferentes regiões desse território.



A respeito desse “mapa” são feitas as seguintes afirmações:

- I. Os metais constituem a maior parte do território desse continente.  
II. As substâncias simples gasosas, não metálicas, são encontradas no nordeste e na costa leste desse continente.  
III. Percorrendo-se um meridiano (isto é, uma linha reta no sentido norte-sul), atravessam-se regiões cujos elementos químicos apresentam propriedades químicas semelhantes.

Dessas afirmações:

- a) apenas I é correta.  
b) apenas I e II são corretas.  
c) apenas I e III são corretas.  
d) apenas II e III são corretas.  
e) I, II e III são corretas.

6. (PUC-RS) Considerando-se a posição dos elementos na tabela periódica, é correto afirmar que, entre os elementos indicados a seguir, o de menor raio e maior energia de ionização é o:

- a) alumínio.                      c) fósforo.                      e) rubídio.  
b) argônio.                        d) sódio.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7. (FGV-SP) A figura apresenta uma parte da Tabela Periódica:

14	15	16	17
6 C		8 O	
	15 P		
32 Ge		34 Se	35 Br

Dentre os elementos considerados, aquele que apresenta átomo com maior raio atômico e aquele que apresenta a primeira energia de ionização mais alta são, respectivamente:

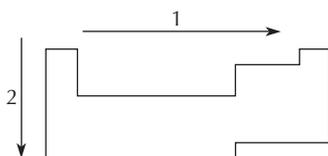
- a) Ge e O.                      c) Br e Se.                      e) C e Se.  
b) Ge e Br.                      d) P e C.

8. (UFMG, adaptada) A maioria dos elementos químicos é formada por metais.

Comparando-se as características de metais e de não metais situados em um mesmo período da Tabela Periódica, é **correto** afirmar que os átomos de metais têm:

- a) menores tamanhos.  
b) maior eletronegatividade.  
c) menor número de elétrons de valência.  
d) maiores energias de ionização.

9. (UFRS) Considere o desenho a seguir, referente à Tabela Periódica dos elementos.



As setas 1 e 2 referem-se, respectivamente, ao aumento de valor das propriedades periódicas:

- a) eletronegatividade e raio atômico.  
b) raio atômico e eletroafinidade.  
c) raio atômico e caráter metálico.  
d) potencial de ionização e eletronegatividade.  
e) potencial de ionização e potencial de ionização.

10. (UFV-MG) O raio atômico é uma propriedade periódica fundamental, pois tem implicações diretas sobre outras propriedades periódicas importantes, tais como energias de ionização e eletronegatividade. A figura a seguir ilustra a variação dos raios atômicos para os elementos representativos (excluídos os metais de transição):

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Analisando a figura acima, assinale a afirmativa incorreta:

- a) O elemento cério tem energia de ionização bem menor que o elemento flúor.  
b) O oxigênio é mais eletronegativo que o alumínio.  
c) As energias de ionização diminuem, nas colunas, com o aumento dos raios atômicos.  
d) A eletronegatividade aumenta nos períodos com a diminuição dos raios atômicos.  
e) Os átomos de cloro perdem elétrons mais facilmente do que os de cálcio.

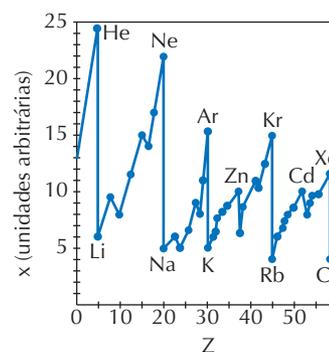
11. (Unifesp) Na tabela a seguir, é reproduzido um trecho da classificação periódica dos elementos.

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

A partir da análise das propriedades dos elementos, está correto afirmar que:

- a) a afinidade eletrônica do neônio é maior que a do flúor.  
b) o fósforo apresenta maior condutividade elétrica que o alumínio.  
c) o nitrogênio é mais eletronegativo que o fósforo.  
d) a primeira energia de ionização do argônio é menor que a do cloro.  
e) o raio do íon  $Al^{3+}$  é maior que o do íon  $Se^{2-}$ .

12. (UFMG, adaptada) Examine atentamente o gráfico que mostra a variação de determinada propriedade X com o número atômico Z e assinale a alternativa correta.



- a) A propriedade X é uma propriedade periódica.  
b) O valor de X aumenta proporcionalmente com Z.  
c) X é uma propriedade aperiódica.  
d) O comportamento dos elementos independe do número atômico.  
e) Através da análise do gráfico nada se pode dizer quanto à periodicidade dos elementos.

13. (Unesp, adaptada) Leia as afirmativas abaixo e responda.

- I. Os elementos da família 1A recebem 1 próton.  
II. Os elementos da família 7A recebem 1 elétron.  
III. As famílias são determinadas pelo número de elétrons da última camada de um átomo.

Estão corretas as afirmativas:

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

14. (UFSC) Sabendo que um elemento tem um elétron na 4ª camada, sendo ela a mais energética, podemos afirmar que:  
 I. o número total de elétrons desse átomo é igual a 19.  
 II. esse apresenta quatro camadas eletrônicas.  
 III. a sua configuração eletrônica é (K)2 (L)8 (M)8 (N)1  
 a) Apenas as afirmações I e II são corretas.  
 b) Apenas a afirmação II é correta.  
 c) Apenas a afirmação III é correta.  
 d) As afirmações II e III são corretas.  
 e) As afirmações I, II e III são corretas.
15. (Efe-MG) As propriedades dos elementos são funções periódicas de sua (seu):  
 a) massa atômica.  
 b) diâmetro atômico.  
 c) raios atômico e iônico.  
 d) número atômico.  
 e) número de oxidação.
16. (UFRN) O período e o grupo em que se situa um elemento de configuração eletrônica  $K = 2; L = 8; M = 5$  são:  
 a) 1, IIB.                      c) 2, IIIA.                      e) 3, IIB.  
 b) 3, VA.                      d) 6, IIIA.
17. (UEL-PR) Na classificação periódica, os elementos químicos situados nas colunas 1A e 2A são denominados, respectivamente:  
 a) halogênios e metais alcalinos.  
 b) metais alcalinos e metais alcalino-terrosos.  
 c) halogênios e calcogênios.  
 d) metais alcalinos e halogênios.  
 e) halogênios e gases nobres.
18. (UFG-GO) O céscio-137, causa da tragédia de Goiânia em 1987, é isótopo do  ${}_{55}\text{Cs}^{133}$ . Em relação à Tabela Periódica, o céscio pertence à família dos:  
 a) alcalinos.                      d) gases nobres.  
 b) alcalino-terrosos.                      e) halogênios.  
 c) calcogênios.
19. (UFPE) Considerando os elementos X ( $Z = 17$ ) e Y ( $Z = 12$ ), podemos afirmar que:  
 a) X é metal e Y é ametal.  
 b) X e Y são metais.  
 c) X é ametal e Y é metal.  
 d) X e Y são ametais.  
 e) X e Y são semimetais.
20. (Uece) Na configuração eletrônica de um gás nobre há quatro níveis energéticos. O número atômico desse elemento é:  
 a) 2.                      c) 18.                      e) 54.  
 b) 10.                      d) 36.
21. (Unesp) Assinale a alternativa que apresenta apenas compostos constituídos por elementos calcogênios e alcalino-terrosos.  
 a)  $\text{CaO}; \text{BeO}; \text{NaCl}; \text{H}_2\text{O}$ .  
 b)  $\text{Ba}_2\text{O}; \text{Na}_2\text{SO}_4; \text{NaCl}; \text{CaO}$ .  
 c)  $\text{MgSO}_4; \text{H}_2\text{O}; \text{Al}_2\text{O}_3; \text{MgO}$ .  
 d)  $\text{CaO}; \text{KCl}; \text{H}_2\text{S}; \text{SO}_2$ .  
 e)  $\text{CaSO}_4; \text{MgO}; \text{MgSO}_4; \text{CaO}$ .
22. (UFPI) Um dos isótopos do elemento químico A, localizado na família IIA do 4º período da classificação periódica, tem igual quantidade de prótons e nêutrons. O número de massa do isótopo é:  
 a) 10.  
 b) 20.  
 c) 40.  
 d) 50.  
 e) 60.
23. (UFMA) Na Tabela Periódica, estão no mesmo grupo elementos que apresentam o mesmo número de:  
 a) elétrons no último nível de energia.  
 b) elétrons celibatários ou desemparelhados.  
 c) núcleos (prótons + nêutrons).  
 d) níveis de energia.  
 e) cargas elétricas.
24. (Unesp) Os elementos  ${}_x\text{A}$ ,  ${}_{x+1}\text{B}$  e  ${}_{x+2}\text{C}$  pertencem a um mesmo período da Tabela Periódica. Se B é um halogênio, pode-se afirmar que:  
 a) A tem 5 elétrons no último nível e B tem 6 elétrons no último nível.  
 b) A tem 6 elétrons no último nível e C tem 2 elétrons no último nível.  
 c) A é um calcogênio e C é um gás nobre.  
 d) A é um metal alcalino e C é um gás nobre.  
 e) A é um metal e C é um ametal.
25. (UFRN) Dados os átomos A ( $Z = 13$ ) e B ( $Z = 17$ ), temos:  
 I. O átomo A possui maior raio atômico.  
 II. O átomo A possui maior energia de ionização.  
 III. O átomo A é ametal e o átomo B é um metal.  
 Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):  
 a) I.  
 b) II.  
 c) III.  
 d) I e III.  
 e) I, II e III.
26. (UFRS) A energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro gasoso é chamada de:  
 a) entalpia de formação.  
 b) afinidade eletrônica.  
 c) eletronegatividade.  
 d) energia de ionização.  
 e) energia de ligação.
27. (UFRJ) A tabela a seguir complementa as informações contidas no primeiro e no segundo período da Tabela Periódica e mostra os raios atômicos, em picômetros, de alguns elementos:
- |     |     |     |     |     |     |    |
|-----|-----|-----|-----|-----|-----|----|
| Li  | Be  | B   | C   | N   | O   | F  |
| 152 | 111 | 88  | 77  | 70  | 66  | 64 |
| Na  | Mg  | Al  | Si  | P   | S   | Cl |
| 186 | 160 | 143 | 117 | 110 | 104 | 99 |
- Note que, nas colunas verticais, os raios atômicos crescem de cima para baixo e, nas linhas horizontais, os raios atômicos crescem da direita para a esquerda.

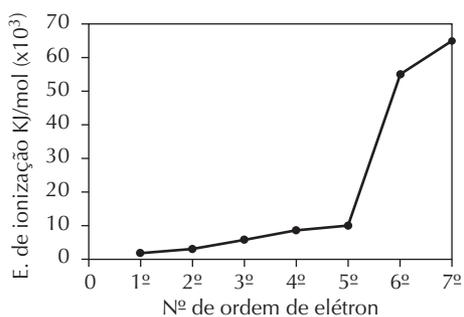
- a) Explique por que o raio atômico do elemento sódio é maior do que o raio atômico do elemento cloro.

Ambos apresentam três níveis de energia. O sódio possui 11 prótons no núcleo, enquanto o cloro possui 17 prótons no núcleo. Com isso, a atração do núcleo do átomo de sódio sobre os elétrons é menor do que a atração do núcleo do átomo de cloro. Como a atração é menor, o raio é maior.

- b) Escreva a fórmula e o nome do sal composto pelos elementos lítio, carbono e oxigênio, sabendo que o carbono se encontra no seu mais alto grau de oxidação.

$\text{Li}_2\text{CO}_3$  (carbonato de lítio)

28. (UFMG) As sucessivas energias de ionização do nitrogênio estão representadas no gráfico.



Dados: N (Z = 7)

- a) Explique a variação observada nos valores de energia de ionização entre o primeiro e o quinto elétron.

A energia necessária para arrancar o 2º elétron é maior porque, após arrancar o 1º elétron, o átomo ficou com 7 prótons e 6 elétrons. A atração exercida pelo núcleo sobre cada elétron é maior, sendo necessária uma energia maior para arrancá-lo.

- b) Explique por que o valor da energia de ionização do sexto elétron é muito maior do que a do quinto.

Ocorreu mudança de camada para o nível mais interno.

29. (Unicamp-SP) Considere as seguintes informações sobre os elementos químicos X, Y e Z:

Elemento	Família ou grupo	Período
X	do oxigênio	2
Y	14	2
Z	dos alcalinos	4

- a) Quais são os elementos X, Y e Z?

Os elementos X, Y e Z são, respectivamente, oxigênio (O), carbono (C) e potássio (K).

- b) A combinação de dois desses elementos pode formar substâncias não iônicas e gasosas à temperatura e pressão ambientes.

A combinação de X e Y pode originar CO e CO<sub>2</sub>.

- c) Escreva a fórmula de uma substância iônica e sólida formada pela combinação dos três elementos.

$\text{K}_2\text{CO}_3$  (carbonato de potássio)

30. (UFPA, adaptada) Relacione as colunas a seguir associando as famílias de elementos químicos e as colunas a que pertencem na Tabela Periódica. Numere a segunda coluna de acordo com a primeira:

- |                             |               |
|-----------------------------|---------------|
| 1. metais alcalinos         | (5) coluna 0  |
| 2. metais alcalino-terrosos | (3) coluna 6A |
| 3. calcogênios              | (4) coluna 7A |
| 4. halogênios               | (2) coluna 2A |
| 5. gases nobres             | (1) coluna 1A |

31. (UFPE) A eletronegatividade e o raio atômico dos elementos são duas propriedades periódicas, e portanto importantes para a previsão das características químicas dos compostos. Os primeiros cinco elementos do grupo 2 (metais alcalino-terrosos) são: Be, Mg, Ca, Sr e Ba, em ordem crescente do número atômico. Com o aumento do número atômico ao longo do grupo, podemos afirmar que:

- a) a eletronegatividade e o raio atômico crescem.  
 b) a eletronegatividade cresce e o raio atômico decresce.  
 c) a eletronegatividade e o raio atômico decrescem.  
 d) a eletronegatividade decresce e o raio atômico cresce.  
 e) a eletronegatividade se mantém, enquanto o raio atômico cresce.

32. (UFRS) O quadro a seguir apresenta valores comparativos de duas propriedades periódicas, medidos em unidades convenientes à propriedade.

Elemento	Propriedade 1	Propriedade 2
${}_4\text{Be}$	1,12	215
${}_{20}\text{Ca}$	1,97	141
${}_{34}\text{Se}$	1,40	225

As propriedades 1 e 2 podem ser, respectivamente:

- a) potencial de ionização e eletropositividade.  
 b) raio atômico e potencial de ionização.  
 c) afinidade eletrônica e raio atômico.  
 d) eletronegatividade e potencial de ionização.  
 e) eletronegatividade e eletropositividade.

# Ligações químicas

Uma ligação química ocorre quando há atração entre os átomos. Em cada ligação as partículas positivas são atraídas pelas partículas negativas. Se um dos átomos perde elétrons, o outro deve ganhar elétrons para que os átomos possam adquirir cargas elétricas opostas e se atrair, estabelecendo uma ligação entre eles.

## Ligação metálica

Os **metais** são formados por redes gigantes de átomos que se unem por meio da ligação metálica.

Esse tipo de ligação explica as principais propriedades dos metais:

- Conduzem corrente elétrica.
- São brilhantes e maleáveis (podem ser transformados em lâminas).
- Apresentam alta condutibilidade térmica e temperatura de fusão elevada.

Exemplos: ferro (Fe), cobre (Cu), alumínio (Al).

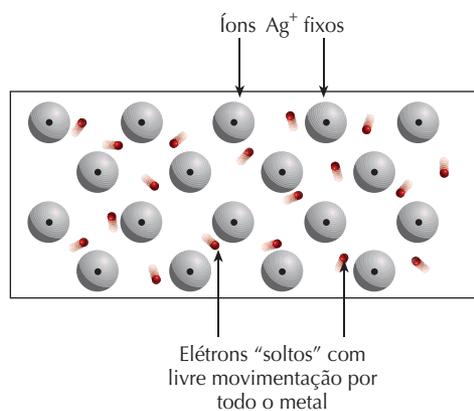


Figura 1  
Representação da ligação metálica da prata.

## Ligação iônica

É a ligação que ocorre entre átomos de **metais** e **não metais**. Átomos de elementos metálicos se unem a átomos de elementos não metálicos por meio da transferência de elétrons.

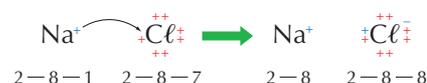
Os metais doam elétrons transformando-se em **cátions** (íons metálicos carregados positivamente), e os não metais ganham elétrons transformando-se em **ânions** (íons de não metais carregados negativamente).

Em um composto iônico no estado sólido, os cátions e os ânions estão ordenados regularmente, originando um agregado chamado **retículo cristalino** ou **crystal iônico**.

Esse tipo de ligação explica as principais propriedades dos compostos iônicos:

- São sólidos.
- Conduzem corrente elétrica apenas em solução aquosa ou no estado líquido (quando fundidos).
- Apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição.

Exemplos: cloreto de sódio ( $NaCl$ ), iodeto de potássio (KI), cloreto de magnésio ( $MgCl_2$ ).



## Retículo cristalino iônico

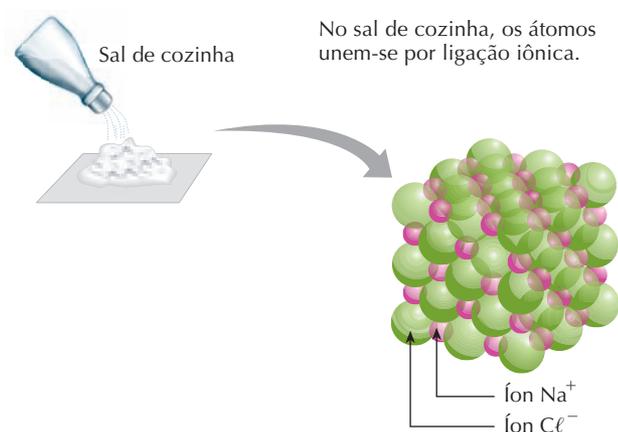


Figura 2  
As cargas elétricas opostas mantêm os íons do  $Na^+$  e do  $Cl^-$  unidos.

## Ligação covalente

É a ligação que ocorre entre átomos de **não metais**. Átomos de elementos não metálicos unem-se pelo compartilhamento de um, dois ou três pares de elétrons. Esse tipo de ligação é chamado **covalente**, e as substâncias formadas são denominadas **moléculas**.

As ligações covalentes podem ser **polares** ou **apolares**. Se a ligação ocorrer entre **átomos iguais** é chamada de ligação covalente **apolar**, e se a ligação ocorrer entre **átomos diferentes** é chamada de ligação covalente **polar**.

Esse tipo de ligação explica as principais propriedades dos compostos moleculares:

- Podem ser sólidos, líquidos ou gasosos.
- Não conduzem corrente elétrica nos estados sólido e líquido.
- Apresentam baixos pontos de fusão e de ebulição.

Exemplos: hidrogênio ( $H_2$ ), água ( $H_2O$ ), dióxido de carbono ( $CO_2$ ), cloro ( $Cl_2$ ).



## Forças intermoleculares

- Do mesmo modo que existem forças de atração entre átomos de cargas opostas, existe também atração entre as moléculas. Essas interações só são possíveis devido à atração entre a **extremidade com caráter positivo** de uma molécula e a **extremidade com caráter negativo** de outra molécula.
- Existem três tipos de forças de atração entre as moléculas:

Moléculas	Interações intermoleculares
Polares	Dipolo-dipolo ou dipolo permanente-dipolo permanente Ligações (pontes) de hidrogênio
Apolares	Dipolo instantâneo-dipolo induzido

- O conjunto das forças intermoleculares é chamado de **forças de van der Waals**.

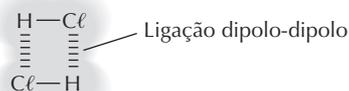
## Intensidade das forças intermoleculares

- Comparando moléculas com tamanhos e massas parecidos, pode-se dizer que:
  - as interações dipolo instantâneo-dipolo induzido representam as menores forças intermoleculares.
  - as interações dipolo permanente-dipolo permanente representam forças intermoleculares intermediárias.
  - as interações por ligações de hidrogênio representam as forças intermoleculares mais intensas.

## Moléculas polares

- São moléculas que apresentam dipolos elétricos. O átomo mais eletronegativo da molécula atrai os elétrons para si, fazendo com que surja uma carga elétrica parcial negativa e, ao redor do átomo menos eletronegativo, surja uma carga elétrica parcial positiva.

Exemplo disso é a atração entre as moléculas do cloreto de hidrogênio ( $\text{HCl}$ ). O cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio. Logo, sobre o cloro surge a carga parcial negativa e, sobre o hidrogênio, a carga parcial positiva.



As **ligações de hidrogênio** ocorrem entre **moléculas polares** quando um átomo muito **eletronegativo** (flúor, oxigênio ou nitrogênio) de uma molécula atrai o átomo de **hidrogênio** (pouco eletronegativo) de outra molécula. São as interações mais intensas entre os diferentes tipos de forças intermoleculares.

São exemplos a atração que existe entre as moléculas de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), a atração entre moléculas de fluoreto de hidrogênio ( $\text{HF}$ ) e a atração entre moléculas de amônia ( $\text{NH}_3$ ).

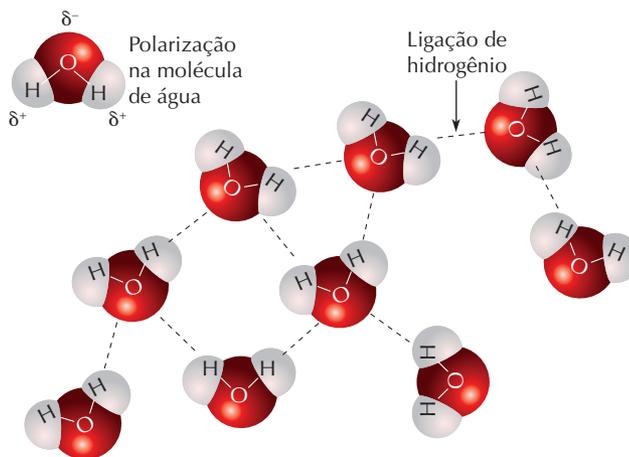
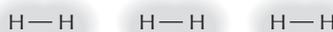


Figura 3  
Ligações de hidrogênio na água.

## Moléculas apolares

- São moléculas que não apresentam dipolos e cujas cargas elétricas se encontram distribuídas homogêneas por toda a sua extensão.
- Em uma molécula, os elétrons dos átomos estão em contínuo movimento. Num determinado instante, pode haver mais elétrons em um lado da molécula do que no outro, fazendo com que surjam nesse momento um polo elétrico parcial negativo e um polo elétrico parcial positivo.

Como exemplo, podemos destacar a atração entre as moléculas de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ). Os dois átomos da molécula apresentam a mesma eletronegatividade, mas com o movimento dos elétrons surgem os dipolos instantâneos.



## Forças intermoleculares e ponto de ebulição

- Comparando substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, quanto maior o tamanho da molécula (maior massa molecular), maior o ponto de ebulição.
- Comparando substâncias com massas moleculares próximas, quanto mais intensas as forças intermoleculares, maior o ponto de ebulição.

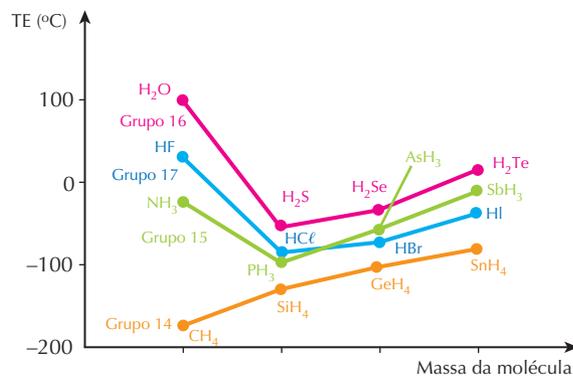
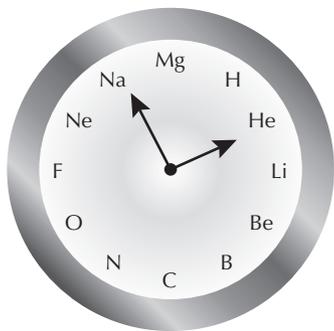


Figura 4  
Ponto de ebulição dos hidretos das famílias 14, 15, 16 e 17.

## No Vestibular

1. (UFRJ) Um professor decidiu decorar seu laboratório com um “relógio de Química” no qual, no lugar das horas, estivessem alguns elementos, dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura.



Indique a fórmula mínima e o tipo de ligação do composto eletricamente neutro que é formado quando o relógio do professor marca:

- a) nove horas.

$MgF_2$ ; ligação iônica

- b) sete horas e cinco minutos.

$NH_3$ ; ligação covalente

2. (Unesp) Linus Pauling, falecido em 1994, recebeu o Prêmio Nobel de Química em 1954, por seu trabalho sobre a natureza das ligações químicas. Através dos valores das eletronegatividades dos elementos químicos, calculados por Pauling, é possível prever se uma ligação terá caráter covalente ou iônico.

Com base nos conceitos de eletronegatividade e de ligação química, pede-se:

- a) Identificar dois grupos de elementos da Tabela Periódica que apresentam, respectivamente, as maiores e as menores eletronegatividades.

Maior eletronegatividade: 7A;

menor eletronegatividade: 1A.

- b) Que tipo de ligação apresentará uma substância binária, formada por um elemento de cada um dos dois grupos identificados?

Ligação iônica, pois elementos com alta

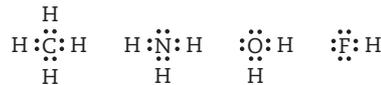
eletronegatividade atraem elétrons (formando

ânions), e elementos com baixa eletronegatividade

doam elétrons (formando cátions), ocorrendo assim a

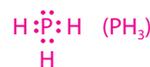
transferência dos elétrons.

3. (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis):

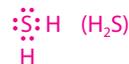


Consulte a Classificação Periódica dos Elementos e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos seguintes elementos:

- a) fósforo e hidrogênio.



- b) enxofre e hidrogênio.



- c) flúor e carbono.



4. (UFC-CE) As forças intermoleculares são responsáveis por várias propriedades físicas e químicas das moléculas, como, por exemplo, a temperatura de fusão. Considere as moléculas de  $F_2Cl_2$  e  $Br_2$ .

- a) Quais as principais forças intermoleculares presentes nessas espécies?

As forças intermoleculares presentes são do tipo

interações de Van der Waals (dipolo instantâneo-dipolo induzido).

- b) Ordene essas espécies em ordem crescente de temperatura de fusão.

$F_2Cl_2$  e  $Br_2$ .

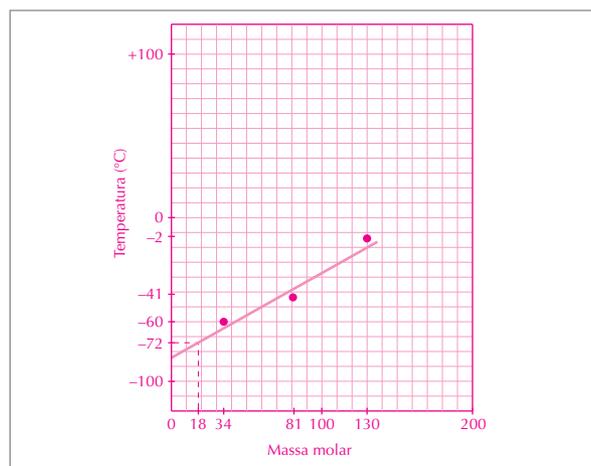
5. (PUC-RJ) Observe a Tabela 1. Dessa tabela faça um gráfico relacionando os pontos de ebulição dos compostos listados com suas respectivas massas molares. Do gráfico, deduza o valor esperado para o ponto de ebulição da água (massa molar igual a 18) e complete a Tabela 2 com o valor encontrado. Explique, então, a diferença observada entre o valor deduzido do gráfico e o assinalado como valor real (100 °C).

Fórmula	Massa molar	Ponto de ebulição (°C)
H <sub>2</sub> S	34	-60
H <sub>2</sub> Se	81	-41
H <sub>2</sub> Te	130	-2

Tabela 1

	Fórmula	Massa molar	Ponto de ebulição (°C)
Valor esperado	H <sub>2</sub> O	18	-72
Valor real	H <sub>2</sub> O	18	100

Tabela 2



O valor esperado para o ponto de ebulição da água é -72 °C

(ver no gráfico).

Dada a grande diferença de eletronegatividade entre o hidrogênio e o oxigênio, a ligação H-O na água é fortemente polar. Isso faz com que moléculas de água se liguem umas às outras através das pontes (ligações) de hidrogênio, que são interações muito fortes, fazendo com que o ponto de ebulição da água seja elevado.

6. (Unicamp-SP) Considere três substâncias: CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O e três temperaturas de ebulição: 373 K, 112 K e 240 K. Levando-se em conta a estrutura e a polaridade das moléculas dessas substâncias, pede-se:

a) Correlacionar as temperaturas de ebulição às substâncias.

PE (CH<sub>4</sub>) = 112 K; PE (NH<sub>3</sub>) = 240 K e PE (H<sub>2</sub>O) = 373 K

- b) Justificar a correlação que você estabeleceu.

CH<sub>4</sub> – moléculas atraídas por forças de Van der Waals

(dipolo instantâneo-dipolo induzido); portanto, PE

baixo.

H<sub>2</sub>O e NH<sub>3</sub> – massas moleculares próximas – a molécula

H<sub>2</sub>O possui maior polaridade; portanto, PE (H<sub>2</sub>O) > PE (NH<sub>3</sub>).

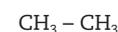
7. (UFBA, modificada) Forneça a ordem crescente de pontos de ebulição das substâncias com as fórmulas abaixo, justificando sua escolha.



(I)



(II)



(III)

I: apresenta maior ponto de ebulição, pois as moléculas unem-se por pontes de hidrogênio.

II e III: moléculas apolares unem-se por forças de Van der Waals (dipolo instantâneo-dipolo induzido).

A substância III deve possuir ponto de ebulição mais alto que II, por ter moléculas maiores.

Logo, temos: II < III < I.

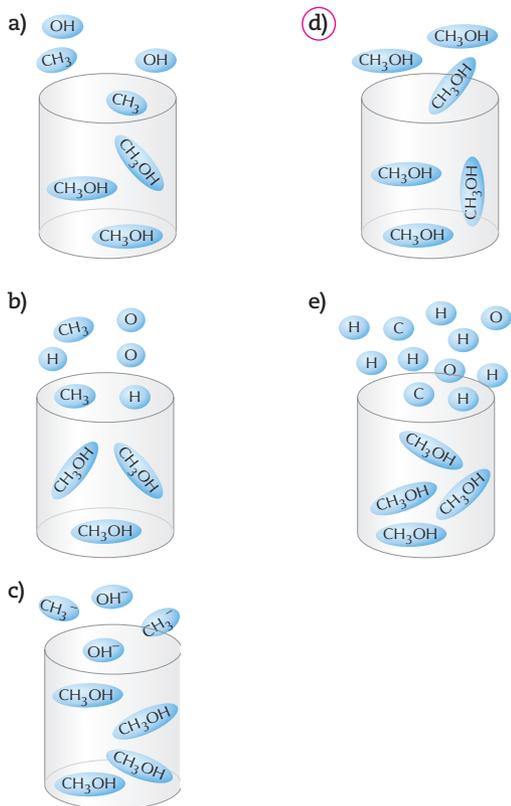
8. (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela abaixo:

Amostra	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Condução de corrente elétrica	
			A 25 °C	A 100 °C
A	801	1.413	Isolante	Condutor
B	43	182	Isolante	–
C	1.535	2.760	Condutor	Condutor

Segundo a tabela, as substâncias A, B e C podem apresentar estados físicos diferentes devido ao tipo de ligação. Conclui-se então que o composto iônico, o molecular e o metálico são respectivamente:

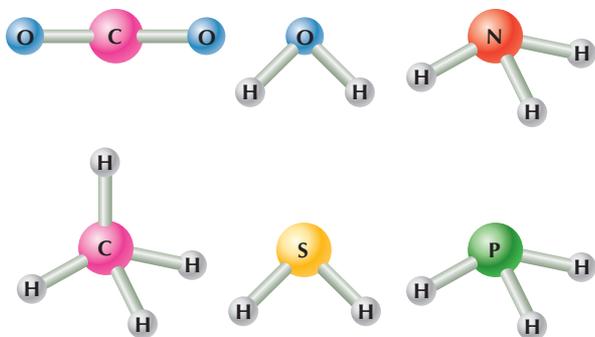
- a) A, B, C.  
b) B, C, A.  
c) C, A, B.  
d) C, B, A.  
e) A, C, B.

9. (UFMG) A figura que melhor representa a evaporação do metanol  $\text{CH}_3\text{OH}$  é:



10. (FGV-SP) O conhecimento das estruturas das moléculas é um assunto bastante relevante, já que as formas das moléculas determinam propriedades das substâncias, como odor, sabor, coloração e solubilidade.

As figuras apresentam as estruturas das moléculas  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{PH}_3$ .



Quanto às forças intermoleculares, a molécula que forma ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio) com a água é:

- a)  $\text{H}_2\text{S}$ .      c)  $\text{NH}_3$ .      e)  $\text{CO}_2$ .  
b)  $\text{CH}_4$ .      d)  $\text{PH}_3$ .

11. (Ufal) Cada átomo de F ( $Z = 9$ ) possui 7 elétrons na camada de valência. Átomos de F não são estáveis nas condições ambiente de P e T. Unem-se facilmente formando a molécula  $\text{F}_2$ , com ligação por 1 par de elétrons entre os átomos. Sendo assim, o número total de elétrons que circundam cada átomo de F, na molécula  $\text{F}_2$ , é:

- a) 18.      c) 12.      e) 2.  
b) 14.      d) 10.

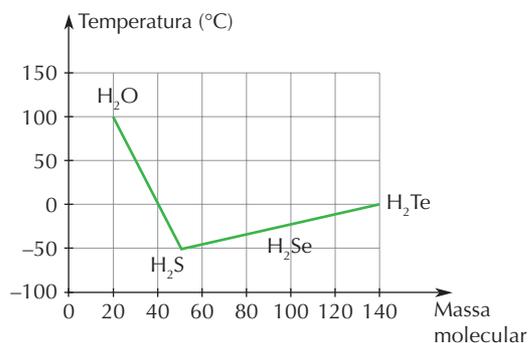
12. (UFPE) Considerando os seguintes haletos de hidrogênio HF,  $\text{HCl}$ , e  $\text{HBr}$ , pode-se afirmar que:

- a) a molécula mais polar é HF.  
b) a molécula mais polar é  $\text{HCl}$ .  
c) todos os três são compostos iônicos.  
d) somente HF é iônico, pois o flúor é muito eletronegativo.  
e) somente  $\text{HBr}$  é covalente, pois o bromo é um átomo muito grande para formar ligações iônicas.

13. (Ufla-MG) O alumínio e o cobre são largamente empregados na produção de fios e cabos elétricos. A condutividade elétrica é uma propriedade comum dos metais. Este fenômeno deve-se:

- a) à presença de impurezas de ametais que fazem a transferência de elétrons.  
b) ao fato de os elétrons nos metais estarem fracamente atraídos pelo núcleo.  
c) à alta afinidade eletrônica desses elementos.  
d) à alta energia de ionização dos metais.  
e) ao tamanho reduzido dos núcleos dos metais.

14. (PUC-MG) Analise o gráfico, que apresenta as temperaturas de ebulição de compostos binários do hidrogênio com elementos do grupo 16 (coluna 6A), à pressão de 1 atm.



A partir das informações apresentadas, é **incorreto** afirmar que:

- a) a substância mais volátil é o  $\text{H}_2\text{S}$ , pois apresenta a menor temperatura de ebulição.  
b) a água apresenta maior temperatura de ebulição, pois apresenta ligações de hidrogênio.  
c) todos os hidretos são gases à temperatura ambiente, exceto a água, que é líquida.  
d) a 100 °C, a água ferve, rompendo as ligações covalentes antes das intermoleculares.

15. (UFSCar-SP) A tabela apresenta os valores de ponto de ebulição (P.E.) de alguns compostos de hidrogênio com elementos dos grupos 14, 15 e 16 da Tabela Periódica.

	Grupo 14		Grupo 15		Grupo 16	
	Compostos	P.E. (°C)	Compostos	P.E. (°C)	Compostos	P.E. (°C)
2ª período	$\text{CH}_4$	X	$\text{NH}_3$	Y	$\text{H}_2\text{O}$	+100
3ª período	$\text{SiH}_4$	-111	$\text{PH}_3$	-88	$\text{H}_2\text{S}$	-60
4ª período	$\text{GeH}_4$	-88	$\text{AsH}_3$	-62	$\text{H}_2\text{Se}$	Z

Os compostos do grupo 14 são formados por moléculas apolares, enquanto os compostos dos grupos 15 e 16 são formados por moléculas polares.

Considerando as forças intermoleculares existentes nestes compostos, as faixas estimadas para os valores de X, Y e Z são, respectivamente:

- a)  $> -111, > -88$  e  $> -60$ .  
 b)  $> -111, > -88$  e  $< -60$ .  
 c)  $< -111, < -88$  e  $> -60$ .  
 d)  $< -111, < -88$  e  $< -60$ .  
 e)  $< -111, > -88$  e  $> -60$ .

16. (Uerj) Um laboratório recebe três amostras para análise. A tabela a seguir descreve algumas de suas principais características.

Amostra	Aspecto do material	Condutividade elétrica à temperatura ambiente	Ponto de fusão	Ponto de ebulição
I	Sólido	Alta	-	-
II	Pó branco	Muito baixa	194 °C	-
III	Pó branco	Muito baixa	714 °C	1.412 °C

Três elementos químicos fazem parte da constituição das amostras; no entanto, cada uma é composta por apenas dois deles. Os átomos desses três elementos, no estado fundamental, possuem 2, 3 e 7 elétrons de valência situados na terceira camada eletrônica.

Explique a alta condutividade elétrica da amostra I, a partir de sua composição química, e indique as fórmulas das substâncias presentes nas amostras II e III.

A amostra I é constituída por material sólido com alta

condutividade elétrica; portanto, apresenta elétrons

livres para movimentar-se. Conclui-se que é formada

por elementos com pequeno número de elétrons na

última camada, ou seja, metais: Mg e Al. No 3º período o

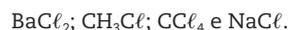
elemento com 7 elétrons na camada de valência é o cloro,

com 3 é o alumínio e com 2 é o magnésio. Portanto:

Amostra II:  $AlCl_3$ .

Amostra III:  $MgCl_2$ .

17. (Unesp, adaptada) Considere os seguintes compostos, todos contendo cloro:



Sabendo que o sódio pertence ao grupo 1, o bário ao grupo 2, o carbono ao grupo 14, o cloro ao grupo 17 da Tabela Periódica e que o hidrogênio tem número atômico igual a 1:

- a) transcreva a fórmula química dos compostos iônicos e identifique-os, fornecendo seus nomes.

$BaCl_2$ : cloreto de bário.

$NaCl$ : cloreto de sódio.

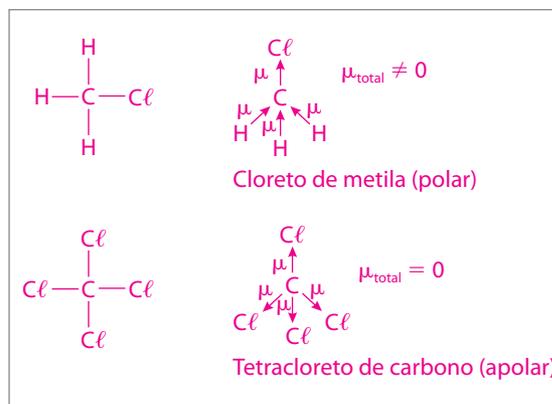
- b) apresente a fórmula estrutural para os compostos covalentes e identifique a molécula que apresenta o momento dipolar resultante diferente de zero (molécula polar).

O cloreto de metila ( $CCl_4$ ) é polar; não há elétrons

sobrando no átomo central e tem todos os ligantes

iguais; portanto, é uma molécula apolar. O  $CH_3Cl$  tem

um ligante diferente, portanto é uma molécula polar.



18. (CFT-CE) Considerando os seguintes elementos: hidrogênio ( $Z = 1$ ), sódio ( $Z = 11$ ), carbono ( $Z = 6$ ) e enxofre ( $Z = 16$ ), é correto afirmar que:

- a) a ligação formada entre átomos de carbono e enxofre é iônica.  
 b) a ligação formada entre hidrogênio e sódio é covalente.  
 c) o composto formado por hidrogênio e enxofre tem fórmula molecular  $S_2H$ .  
 d) o composto formado por sódio e enxofre é sólido em condição ambiente.  
 e) o composto  $CH_4$ , formado entre carbono e hidrogênio, é polar.

19. (UFRRS, adaptada) Nas substâncias  $CO_2$ ,  $CaO$ ,  $C$  e  $CsF$ , os tipos de ligações químicas predominantes são, respectivamente:

- a) covalente, iônica, covalente e iônica.  
 b) covalente, covalente, metálica e iônica.  
 c) iônica, covalente, covalente e covalente.  
 d) iônica, iônica, metálica e covalente.  
 e) covalente, covalente, covalente e iônica.

20. (UFU-MG) A molécula apolar que possui ligações polares é

- a)  $CH_3Cl$ .  
 b)  $CHCl_3$ .  
 c)  $Cl_2$ .  
 d)  $CCl_4$ .

21. (Unesp) Qual a fórmula do composto formado entre os elementos  ${}_{20}Ca^{40}$  e  ${}_{17}Cl^{35}$  e qual a ligação envolvida?

- a)  $CaCl$ , iônica.  
 b)  $CaCl$ , covalente.  
 c)  $CaCl_2$ , iônica.  
 d)  $CaCl_2$ , covalente.  
 e)  $Ca_2Cl$ , iônica.

# Funções inorgânicas

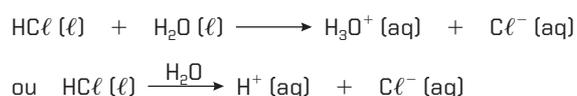
As substâncias compostas são agrupadas de acordo com suas propriedades químicas. Ácidos, bases, sais e óxidos podem ser classificados de acordo com sua solubilidade na água. Esse critério determina a classificação das substâncias em eletrólitos (soluções condutoras de eletricidade) e não eletrólitos (soluções não condutoras de eletricidade).

As soluções condutoras de eletricidade apresentam íons livres que podem ser formados pela ionização de substâncias moleculares ou pela dissociação de substâncias iônicas.

## Ionização

› Fenômeno em que ocorre a formação de íons a partir da quebra das ligações covalentes das substâncias moleculares.

Exemplo:



Os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{Cl}^-$  não existiam. Eles foram gerados a partir da quebra da ligação covalente do  $\text{H}-\text{Cl}$  pela adição da água.

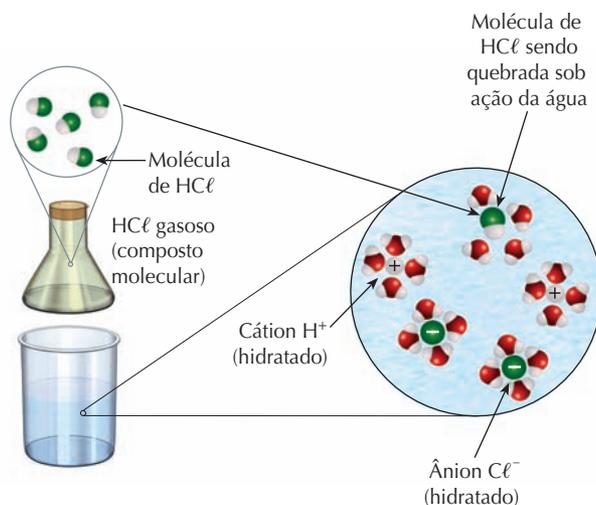


Figura 1 Ionização do  $\text{HCl}$ .

## Dissociação

› Fenômeno em que ocorre a separação dos íons presentes no composto iônico.

Exemplo:



Os íons já existentes foram separados pela adição de água.

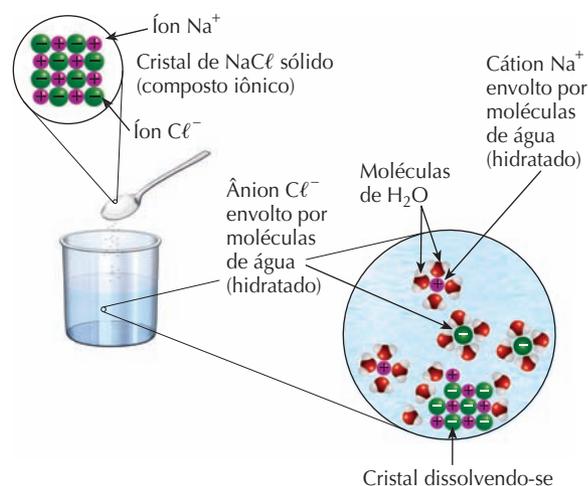
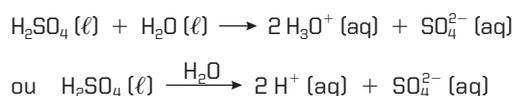


Figura 2 Dissociação iônica do  $\text{NaCl}$ .

## Ácidos

› Os ácidos são substâncias moleculares que, em solução aquosa, se ionizam, formando íons  $\text{H}^+$  e um ânion.

Exemplo:



## Características dos ácidos

- › São soluções eletrolíticas (conduzem corrente elétrica).
- › Têm sabor azedo.
- › Reagem com metais (como  $\text{Mg}$  e  $\text{Zn}$ ) formando o gás hidrogênio.
- › Reagem com  $\text{CaCO}_3$  (calcáreo) produzindo  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono).
- › Alteram de maneira específica a cor dos indicadores ácido-base (papel de tornassol azul fica vermelho).

## Nomenclatura dos ácidos

› A fórmula geral do ácido é  $\text{H}_n\text{A}$ . O nome de um ácido é determinado pela substituição da terminação do ânion formado na ionização pela terminação do ácido.

Terminação do ânion	Terminação do ácido
eto	ídrico
ato	ico
ito	oso

## Ácidos fortes e ácidos fracos

- ▶ **Ácido forte:** Quando os ácidos interagem completamente com água, apresentam grau de ionização maior que 50% e geram uma grande quantidade de íons.
- ▶ **Ácido fraco:** Quando os ácidos não interagem completamente com água, apresentam grau de ionização menor que 5% e geram uma pequena quantidade de íons.

Principais ácidos fortes	Principais ácidos fracos
HCl - ácido clorídrico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> - ácido carbônico
HNO <sub>3</sub> - ácido nítrico	CH <sub>3</sub> COOH - ácido acético
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> - ácido sulfuroso

Quanto maior o grau de ionização, maior a força do ácido. O grau de ionização dos ácidos ( $\alpha$ ) pode ser determinado por:

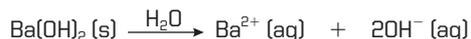
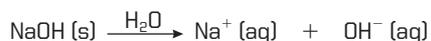
$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$



**Conteúdo digital Moderna PLUS** <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeos: *O caráter ácido do dióxido de carbono, Indicadores ácido-base e produtos cotidianos e O sangue do diabo*

## Bases

- ▶ Bases são substâncias iônicas que, em solução aquosa, liberam o ânion OH<sup>-</sup> e um cátion.
- Exemplos:



## Características das bases

- ▶ Produzem soluções eletrolíticas (conduzem corrente elétrica).
- ▶ Têm sabor amargo.
- ▶ São escorregadias.
- ▶ Alteram de maneira específica a cor dos indicadores ácido-base (o papel de tornassol vermelho fica azul).

## Nomenclatura das bases

- ▶ A fórmula geral das bases é X(OH)<sub>n</sub>. O nome de uma base é formado pelo nome do ânion OH<sup>-</sup> (hidróxido) e pelo nome do cátion que a compõe (X<sup>n+</sup>).

## Bases fortes e bases fracas

- ▶ **Base forte:** Apresenta grande quantidade de íons OH<sup>-</sup> (bases com grande solubilidade em água).
  - ▶ **Base fraca:** Apresenta pequena quantidade de íons OH<sup>-</sup> (bases com pequena solubilidade em água).
- Obs.:** O NH<sub>4</sub>OH (hidróxido de amônio) é uma base molecular pouco dissociada, portanto é uma **base fraca**.

Principais bases fortes	Principais bases fracas
Bases dos metais alcalinos: LiOH; NaOH; KOH	Bases dos metais de transição, hidróxido de amônio e amina: NH <sub>4</sub> OH, Fe(OH) <sub>3</sub> , Zn(OH) <sub>2</sub>

## Sais

- ▶ Sais são compostos iônicos em que o íon H<sup>+</sup> do ácido é substituído por um cátion metálico e possuem ânion diferente do OH<sup>-</sup>.
- ▶ O sal pode ser obtido com a água a partir de uma reação entre um ácido e uma base chamada de **reação de neutralização**.

Exemplo:



## Nomenclatura dos sais

- ▶ O nome do sal é formado pelo nome do ânion e pelo nome do cátion.

## Óxidos

- ▶ Os óxidos são compostos binários em que um dos elementos é o **oxigênio (mais eletronegativo)** e o outro é algum elemento **menos eletronegativo** que o oxigênio.
- ▶ Quando o átomo de oxigênio está ligado a um metal, temos um **óxido metálico** ou **iônico** e, quando o oxigênio está ligado a um não metal, temos um **óxido não metálico** ou **molecular**.

## Classificação e propriedades dos óxidos

- ▶ Os **óxidos metálicos** reagem com ácidos, formando sal e água. Por isso são chamados **óxidos básicos**.
- ▶ Os **óxidos não metálicos** reagem com bases, formando sal e água. Por isso são chamados de **óxidos ácidos**.

Óxidos metálicos (óxidos iônicos)	Óxidos não metálicos (óxidos moleculares)
Óxido + nome do metal: óxido de sódio - Na <sub>2</sub> O óxido de cálcio - CaO óxido de alumínio - Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Utilizam-se os prefixos (mono, di, tri, tetra) + nome do elemento: monóxido de carbono - CO trióxido de enxofre - SO <sub>3</sub> dióxido de carbono - CO <sub>2</sub>



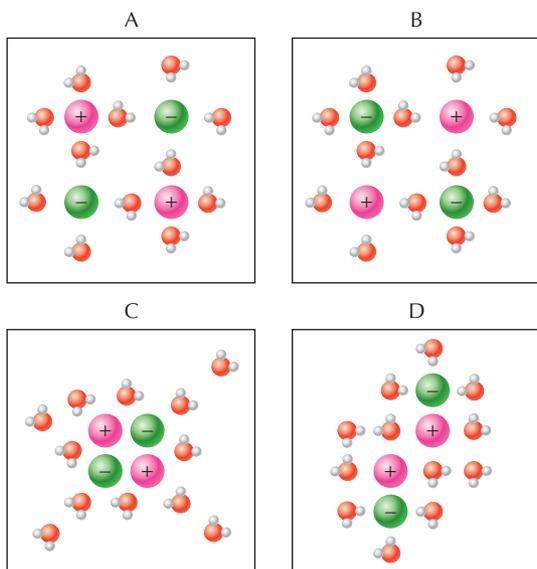
**Conteúdo digital Moderna PLUS** <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: *Solubilidade de dois compostos de magnésio*

## No Vestibular

1. (Unesp) O fato de uma solução permitir a passagem da corrente elétrica nos permite concluir que o soluto:
- também conduz a corrente elétrica quando puro.
  - tem todas as suas moléculas ionizadas.
  - é iônico.
  - é molecular.
  - pode ser iônico ou molecular.
2. (Cefet-CE) Todos os compostos a seguir, ao serem colocados em água, formam base de Arrhenius, exceto:
- Na (s)
  - NH<sub>3</sub>(ℓ)
  - MgO (s)
  - SO<sub>3</sub>(g)
3. (UFPA) O ácido clorídrico puro (HCl) é um composto que conduz muito mal a eletricidade. A água pura (H<sub>2</sub>O) é um composto que também conduz muito mal a eletricidade; no entanto, ao dissolvermos o ácido na água, formamos uma solução que conduz muito bem a eletricidade, o que se deve à:
- dissociação da água em H<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup>.
  - ionização do HCl, formando H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>.
  - transferência de elétrons da água para o HCl.
  - transferência de elétrons do HCl para a água.
  - reação de neutralização do H<sup>+</sup> da água com o Cl<sup>-</sup> do HCl.
4. (UFRGS) Aos frascos A, B e C, contendo soluções aquosas incolores de substâncias diferentes, foram adicionadas gotas de fenolftaleína. Observou-se que só o frasco A passou a apresentar coloração rósea. Identifique a alternativa que indica substâncias que podem estar presentes em B e C.
- NaOH e NaCl
  - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e HCl
  - NaOH e Ca(OH)<sub>2</sub>
  - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e NaOH
  - NaCl e Mg(OH)<sub>2</sub>
5. (UFRJ) A espécie química H<sub>2</sub>S é um gás venenoso, incolor, formado na putrefação de substâncias orgânicas naturais que contêm enxofre, sendo responsável pelo cheiro de ovo podre. Queima no ar, com chama azul produzindo SO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O. É encontrado em pequenas quantidades em algumas águas minerais (sulfurosas), e sua utilização é restrita a processos de análises químicas.
- A substância H<sub>2</sub>S quando se encontra em solução aquosa forma um ácido forte.
  - O composto SO<sub>2</sub> é um óxido básico.
  - O composto SO<sub>2</sub> reage com água produzindo H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> por ser um óxido ácido.
  - O composto SO<sub>2</sub> não reage com água.
  - O H<sub>2</sub>S é um ácido de Arrhenius classificado como hidrácido e oxiácido.
6. (UFRJ) Quando o solo é excessivamente ácido, agricultores procuram diminuir a acidez por meio da adição de substâncias com propriedades alcalinas. Com essa finalidade, um dos produtos utilizados é o:
- NaCl
  - CaO
  - Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>
  - KClO<sub>4</sub>
7. (UFPE) Anidrido sulfúrico é a denominação do óxido de enxofre, que, ao reagir com água, forma o ácido sulfúrico, um dos causadores das chuvas ácidas. Qual deve ser a fórmula molecular desse óxido?
- SO<sub>2</sub>
  - SO<sub>3</sub>
  - S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
  - SO<sub>4</sub>
  - S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
8. (Fuvest-SP) Com base na frase seguinte: "A água da chuva em ambientes não poluídos, na ausência de raios e relâmpagos, é ácida devido à dissolução do \_\_\_\_\_, que dá origem ao ácido \_\_\_\_\_". Identifique a alternativa correta:
- CO<sub>2</sub>, carbônico.
  - SO<sub>2</sub>, sulfuroso.
  - P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, fosfórico.
  - N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, nitroso.
  - N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, nítrico.
9. (Fuvest-SP)
- Qual o nome do produto de uso doméstico que contém ácido acético?  
**Vinagre.**
  - Indique quatro espécies químicas (íons, moléculas) que existem em uma solução aquosa de ácido acético (H<sub>3</sub>CCOOH).
- $$\text{H}_3\text{CCOOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_3\text{CCOO}^-$$

Molécula de ácido	Molécula de água	Íon hidroxônio	Íon acetato
----------------------	---------------------	-------------------	----------------
10. (Unicamp-SP) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para a irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se, desde a mais remota antiguidade, que a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo a não ser necessária a irrigação, a salinização não ocorre.
- Como se pode explicar a salinização do solo?  
**Quando a água usada na irrigação evapora, os sais nela dissolvidos permanecem no solo, provocando o fenômeno da salinização.**
  - Por que a água da chuva não provoca salinização?  
**A água da chuva não contém sais dissolvidos; portanto, quando evapora, ela não deixa resíduo salino.**

11. (UFMG) O cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , é um sólido iônico que apresenta alta solubilidade em água. As figuras apresentam quatro modelos distintos para descrever a solvatação do  $\text{NaCl}$  pelas moléculas de água.



Legenda:   
 ● Átomo de hidrogênio    + Cátion sódio   
 ● Átomo de oxigênio    - Ânion cloreto

- a) Indique se a molécula de água é polar ou apolar. Justifique sua resposta considerando a polaridade das ligações O-H.

**A molécula de água é polar, pois o oxigênio (O) tem**

**eletronegatividade maior que o hidrogênio (H); as**

**ligações covalentes O-H são polares, fazendo com**

**que a molécula de água tenha maior concentração**

**eletrônica sobre o átomo central.**

- b) Indique qual dos modelos (A, B, C ou D) descreve melhor a solvatação do  $\text{NaCl}$  em uma solução aquosa diluída. Justifique sua resposta, considerando as interações entre as espécies em solução.

**Modelo A. O polo positivo das moléculas de água**

**está ao redor do íon cloreto (-), e o polo negativo**

**das moléculas de água está ao redor do íon sódio (+).**

**Observa-se que isso também ocorre em D; porém,**

**nesse caso, os íons + estão muito próximos, e o texto**

**se refere a uma solução diluída.**

12. (UFV-MG) Como a obtenção de água potável é de fundamental importância para a saúde da população, toda cidade moderna possui uma estação de tratamento de água. Nessa estação a água captada, após passar por uma tela para a remoção de objetos diversos, é submetida a um tratamento químico. Nesse tratamento, inicialmente, adiciona-se sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio. Esses compostos reagem entre si formando um precipitado gelatinoso de hidróxido de alumínio, que se agrega com partículas sólidas em suspensão, resultando na floculação das mesmas, que são removidas por decantação e posterior filtração. Para eliminar agentes patogênicos, adiciona-se cloro gasoso, hipoclorito de sódio ou hipoclorito de cálcio. Em todos esses casos o agente bactericida gerado é o ácido hipocloroso.

- a) Dos reagentes químicos citados no texto, vários pertencem à função sal. Cite o nome de dois deles.

**Hipoclorito de sódio e hipoclorito de cálcio.**

- b) Dê as fórmulas dos sais citados na resposta acima.

**$\text{NaClO}$  e  $\text{Ca(ClO}_2\text{)}$ .**

- c) Qual dos reagentes citados no texto é uma substância simples?

**O cloro gasoso -  $\text{Cl}_2$ .**

- d) Escreva a equação balanceada da reação que ocorre entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio.

**$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 3 \text{CaSO}_4 + 2 \text{Al}(\text{OH})_3$**

13. (UFV-MG, adaptada) Complete o quadro abaixo com as fórmulas e nomes corretos correspondentes.

Cátion	Ânion	Fórmula do composto	Nome do composto
$\text{NH}_4^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{NH}_4\text{Cl}$	Cloreto de amônio
$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{BaCl}_2$	Cloreto de bário
$\text{Ag}^+$	$\text{NO}_3^-$	$\text{AgNO}_3$	Nitrato de prata
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{Fe}_2\text{S}_3$	Sulfeto de ferro III
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{OH}^-$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido de ferro II

14. (Unesp, adaptada) Comparar cloreto de potássio e cloreto de hidrogênio quanto:

- a) ao tipo de ligação de cada composto puro.

**$\text{KCl}(s)$ : ligação iônica;  $\text{HCl}(g)$ : ligação covalente.**

- b) à dissolução de cada um desses compostos em água.

**O  $\text{KCl}(s)$  sofre dissociação iônica; o  $\text{HCl}$  sofre ionização.**

15. (Ufla-MG) O  $\text{H}_2\text{S}$ , também conhecido como gás sulfídrico e gás-do-ovo-podre, é produzido pela decomposição de matéria orgânica vegetal e animal. Na atmosfera, em contato com o oxigênio, o  $\text{H}_2\text{S}$  transforma-se em dióxido de enxofre e água.

a) Escreva a equação que representa a reação completa e balanceada do gás sulfídrico com oxigênio.



b) O trióxido de enxofre reage com água (umidade do ar) e forma um dos ácidos responsáveis pelo fenômeno da chuva ácida. Escreva a fórmula molecular e o nome desse ácido.



16. (UFRJ) A queima do enxofre presente na gasolina e no óleo diesel gera dois anidridos que, combinados com a água da chuva, formam seus ácidos correspondentes.

Escreva a fórmula desses ácidos e indique o ácido mais forte. Justifique sua indicação.

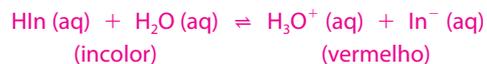
$\text{H}_2\text{SO}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . O ácido mais forte é o  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , pois a

diferença entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio ácido é igual a 2, enquanto no  $\text{H}_2\text{SO}_3$  essa diferença é igual a 1.

17. (UFRN) Quando desabrocham, em torno das nove horas da noite, as flores de uma certa trepadeira de jardim são brancas. Mas, ao amanhecer, mostram-se rosadas e, perto do meio-dia, tornam-se vermelhas. Segundo os biólogos, essa mudança de cores favorece a polinização. Ainda brancas, no escuro, atraem mariposas; na claridade, sendo vermelhas, chamam abelhas e borboletas. Os químicos explicam esse lento avermelhar pela presença, nas pétalas dessa flor, de um pigmento com qualidades de indicador ácido-base. Essa substância orgânica, semelhante à fenolftaleína, comporta-se como um ácido muito fraco. Sabe-se que, durante o processo de maturação da flor, seu meio intracelular, inicialmente ácido, se torna alcalino.

Com base nas informações acima, responda às solicitações que seguem.

a) Equacione a reação de ionização desse pigmento indicador em solução aquosa, representando sua molécula por  $\text{HIn}$ .



b) Explique por que a coloração do pigmento na flor madura é vermelha.

Quando madura, a flor fica vermelha porque o meio

se torna alcalino (estão presentes íons  $\text{OH}^-$  em maior

quantidade do que íons  $\text{H}^+$ ), e a reação descrita

anteriormente é deslocada para a direita, pois o íon  $\text{H}^+$

reage com o íon  $\text{OH}^-$ , formando mais água.

18. (Enem-MEC) De acordo com a legislação brasileira, são tipos de água engarrafada que podem ser vendidos no comércio para o consumo humano:

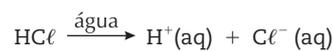
- água mineral: água que, proveniente de fontes naturais ou captadas artificialmente, possui composição química ou propriedades físicas ou físico-químicas específicas, com características que lhe conferem ação medicamentosa;
- água potável de mesa: água que, proveniente de fontes naturais ou captadas artificialmente, possui características que a tornam adequada ao consumo humano;
- água purificada adicionada de sais: água produzida artificialmente por meio da adição à água potável de sais de uso permitido, podendo ser gaseificada.

Com base nessas informações, conclui-se que:

- a) os três tipos de água descritos na legislação são potáveis.
- b) toda água engarrafada vendida no comércio é água mineral.
- c) água purificada adicionada de sais é um produto natural encontrado em algumas fontes específicas.
- d) a água potável de mesa é adequada para o consumo humano porque apresenta extensa flora bacteriana.
- e) a legislação brasileira reconhece que todos os tipos de água têm ação medicamentosa.

19. (CFT-CE) Com relação às funções da química inorgânica, é incorreta a alternativa:

a) A ionização do ácido clorídrico em água pode ser representada por:



- b)  $\text{Na}_2\text{O}$  e  $\text{CaO}$  são classificados como óxidos ácidos.
- c) O ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) é um ácido de Arrhenius, sendo classificado como triácido.
- d) A reação  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  é de neutralização.
- e) A nomenclatura para a substância  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é hidróxido de magnésio.

20. (UERJ) Observe a tabela a seguir, elaborada por um estudante para resumir algumas características de três substâncias:  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{SO}_3$  e  $\text{N}_2\text{O}$ .

Substância	Função	Caráter	Tipo de ligação	Consequência ambiental
$\text{HgCl}_2$	sal	básico	molecular	ação tóxica
$\text{SO}_3$	óxido	ácido	iônica	chuva ácida
$\text{N}_2\text{O}$	óxido	neutro	iônica	efeito estufa

O número de erros conceituais cometidos pelo estudante no preenchimento da tabela é igual a:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.



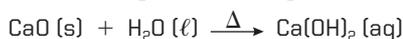
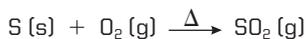
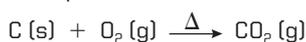
# Reações inorgânicas

Em uma reação química ocorre a transformação de substâncias com determinadas propriedades iniciais (reagentes) em outras com propriedades diferentes (produtos). As principais reações envolvendo as funções inorgânicas são classificadas em reações de adição (síntese), de decomposição (análise), de deslocamento (simples troca), de dupla troca e reações em solução aquosa.

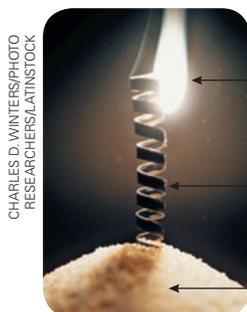
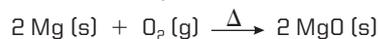
## Reações de adição (ou síntese)

▶ Ocorrem quando duas ou mais substâncias reagem, formando uma substância mais complexa.

Exemplos:



Obs.:  $\Delta$  é o símbolo de aquecimento.



CHARLES D. WINTERS/PHOTO RESEARCHERS/LATINSTOCK

Energia luminosa liberada no local onde está havendo a reação (combustão do magnésio).

**Reagentes:**  
Mg (s)  
O<sub>2</sub> (g) (do ar)

**Produto:**  
MgO (s)

Figura 1  
Reação entre o magnésio metálico e o oxigênio do ar.

## Reações de decomposição (ou análise)

▶ Ocorrem quando uma substância é decomposta em duas ou mais substâncias de estruturas mais simples.

Exemplos:



FOTOS: CHRISTOPHER COOPER/DK LITDA/CORBIS/LATINSTOCK



Figura 2

## Reações de deslocamento (ou simples troca)

▶ Ocorrem quando uma substância simples reage com uma substância composta e consegue deslocar um dos elementos da substância composta. Esse tipo de reação só acontece se a substância simples for formada por elementos mais reativos que os da composta.

▶ **Reatividade dos metais:**

metal alcalino > alcalino-terroso > Al > Zn > Fe > H > Cu > Ag > Pt > Au

▶ **Reatividade dos não metais:**

F > O > Cl > Br > I > S > P > H

Exemplos:



CHARLES D. WINTERS/PHOTO RESEARCHERS/LATINSTOCK

Figura 3  
O zinco é corroído pelo ácido clorídrico porque ele é mais reativo que o hidrogênio:  
 $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

## Reações de dupla troca

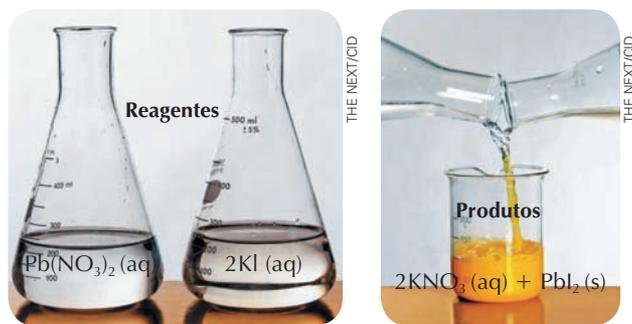
▶ Ocorrem quando duas substâncias compostas reagem e trocam elementos entre si, produzindo duas novas substâncias.

▶ Nesse tipo de reação pode ocorrer liberação de gás, formação de precipitado (composto insolúvel) ou formação de uma substância mais estável em relação aos reagentes (H<sub>2</sub>O, por exemplo).

Exemplos:



Também chamada de reação de neutralização.



Misturando as soluções



Figura 4

Reação entre o nitrato de chumbo e o iodeto de potássio.

## Reações em solução aquosa

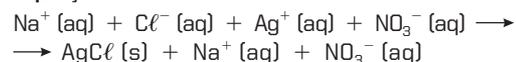
As reações em solução aquosa ocorrem devido à presença de íons livres. Esses íons podem se associar formando substâncias insolúveis (precipitado) ou pouco ionizadas. Podemos representar essas reações por meio de uma equação iônica (equação em que são representados os íons que participam da reação).

Exemplos:

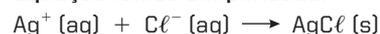
• **Equação completa:**



• **Equação iônica:**



• **Equação iônica simplificada:**

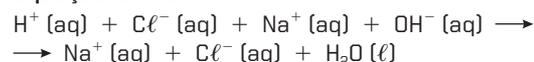


**Reação de neutralização do ácido clorídrico com hidróxido de sódio**

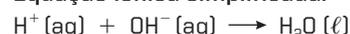
• **Equação completa:**



• **Equação iônica:**



• **Equação iônica simplificada:**



## Reações importantes

Adição de cal (óxido de cálcio) no solo para diminuir a acidez

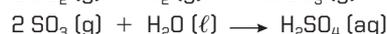
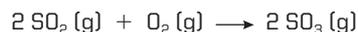
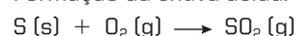


Neutralização da acidez (presença de HCl) do estômago com bicarbonato de sódio

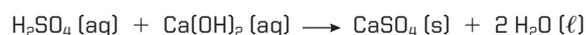


Redução dos efeitos da chuva ácida em centro urbano

• Formação da chuva ácida:



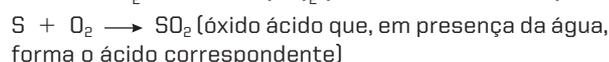
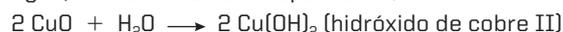
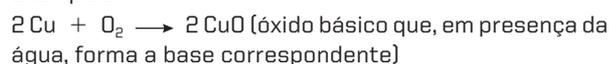
Neutralização da acidez da chuva pela adição de hidróxido de cálcio:



Reações com oxigênio

O oxigênio é um não metal bastante reativo que reage com quase todos os elementos químicos. Essas reações produzem vários tipos de óxidos.

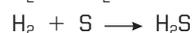
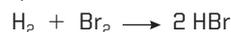
Exemplos:



Reações com hidrogênio

O hidrogênio reage com metais e não metais formando os hidretos.

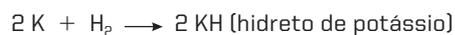
Em reações com não metais formam-se hidretos gasosos, que são moleculares e de caráter ácido.



Obs.: O hidrogênio reage com o oxigênio, formando água, que não tem caráter ácido:

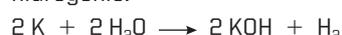


Em reações com metais formam-se hidretos sólidos, iônicos e de caráter básico.



Reações com a água

Metais alcalinos e alcalino-terrosos reagem com água formando os respectivos hidróxidos e liberando gás hidrogênio.



Indicadores ácido-base

Algumas substâncias apresentam a propriedade de mudar de cor na presença de uma solução ácida ou básica. A acidez ou basicidade da solução é dada pelo pH (escala que varia de 0 a 14).

Solução ácida: pH igual a 0 a pH próximo de 7 (quanto mais próximo de 0 maior o caráter ácido).

Solução básica: pH entre 7,1 e 14 (quanto mais próximo de 14 maior o caráter básico).

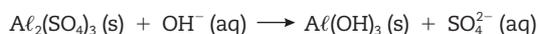
Indicador	Coloração em meio ácido	Coloração em meio básico	Ponto de viragem intervalo de pH
Alaranjado de metila	Vermelho	Amarelo	3,1-4,4
Tornassol	Vermelho	Azul	4,5-8,3
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho	8,3-10,0
Amarelo de alizarina	Amarelo	Violeta	10,1-12,0



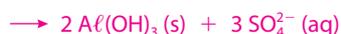
Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: Reações inorgânicas

## No Vestibular

1. (Unicamp-SP) Nas estações de tratamento de água, a adição de sulfato de alumínio forma uma substância gelatinosa que precipita, arrastando impurezas sólidas. O processo pode ser descrito pela seguinte equação química:



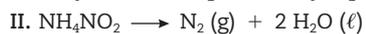
- a) Determine os coeficientes da equação acima.



- b) Qual o nome da substância gelatinosa?

Hidróxido de alumínio.

2. (UFMG) Você sabe como são pressurizadas as bolas de tênis? Antes que as duas partes da bola sejam seladas, pequenas quantidades de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e  $\text{NaNO}_2$  são colocadas dentro de cada uma das metades. O calor utilizado para selar essas duas partes provoca as seguintes reações:



- a) Que gás é responsável pela pressurização da bola?

$\text{N}_2$  (nitrogênio).

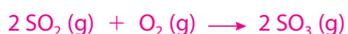
- b) Que classificação cada reação poderia receber?

I – dupla troca II – decomposição

3. (UFBA)

Quando se corta cebola, às vezes se sente um ardor nos olhos. Sabe-se que a cebola ao ser cortada libera o gás dióxido de enxofre. Esse gás reage com o gás oxigênio presente no ar formando o trióxido de enxofre que, em contato com a água (no olho), produz o ácido sulfúrico, que é o responsável pela sensação de ardor nos olhos.

No texto acima foram descritas duas reações químicas. Escreva as equações balanceadas citadas.



4. (Unicamp-SP)

### Acidente espalha carga tóxica em Paulínia

Capotamento de caminhão com 14 toneladas de nitrato de amônio próximo ao Rio Jaguari mobiliza defesa civil de três cidades.

*Correio Popular, Campinas, 19 abr. 1997.*

- a) Escreva a fórmula do composto em questão.



- b) Equacione e balanceie a reação entre um ácido e uma base que produza esse composto.



5. (UFRJ) A cal extinta reage com água formando o hidróxido correspondente. Esse hidróxido reage com ácido clorídrico obtendo uma neutralização parcial ou total se a temperatura estiver acima de 30 °C.

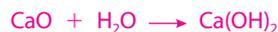
- a) Por que a cal extinta resulta em hidróxido quando colocada em água?

Porque a cal é o óxido de cálcio, que é um óxido básico.

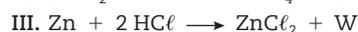
Dessa forma, em contato com a água, será formado

hidróxido de cálcio.

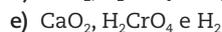
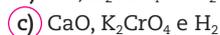
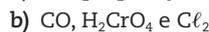
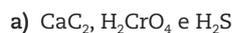
- b) Equacione os três processos citados acima, apresentando o balanceamento.



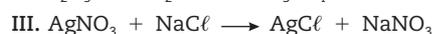
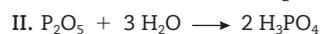
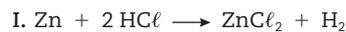
6. (UFRS) Observe a sequência de reações:



Para que as reações acima fiquem corretamente equacionadas, X, Y e W devem ser, respectivamente:



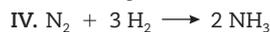
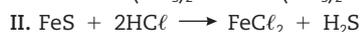
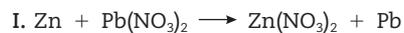
7. (UFMG) Considere as equações:



É considerada reação de decomposição e deslocamento, respectivamente:



8. (UFRJ) A sequência que representa, respectivamente, reações de síntese, análise, simples troca e dupla troca são:



- a) I, II, III e IV.  
 b) III, IV, I e II.  
 c) IV, III, I e II.  
 d) I, III, II e IV.  
 e) II, I, IV e III.
9. (Uece) Além de obedecer às leis ponderais, as reações químicas ainda necessitam atender a determinadas condições. A partir dessas considerações, assinale o correto.
- a) Os ácidos sempre reagem com metais produzindo sal e liberando hidrogênio gasoso.  
 b) Ao reagir com o carbonato de cálcio, o ácido clorídrico produz, ao final, gás carbônico e água.  
 c) Só ocorrerá reação de síntese se juntarmos substâncias simples.  
 d) Em todas as reações de análise ocorre oxirredução.
10. (UFRN) Nas cinco equações químicas enumeradas abaixo, estão representadas reações de simples troca, também chamadas reações de deslocamento:
- 1)  $\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$   
 2)  $3\text{Ni}(\text{s}) + 2\text{AlCl}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{NiCl}_2(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s})$   
 3)  $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$   
 4)  $\text{Sn}(\text{s}) + 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_4(\text{aq}) + 2\text{Cu}(\text{s})$   
 5)  $2\text{Au}(\text{s}) + \text{MgCl}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{AuCl}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{s})$
- Analisando essas equações, com base na ordem decrescente de reatividades mostrada a seguir:  $\text{Mg} > \text{Al} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Ni} > \text{H} > \text{Sn} > \text{Cu} > \text{Ag} > \text{Au}$ , pode-se prever que devem ocorrer espontaneamente apenas as reações de número:
- a) 3, 4 e 5.  
 b) 2, 3 e 5.  
 c) 1, 2 e 3.  
 d) 1, 3 e 4.

11. (UFRN) No texto abaixo, adaptado do romance *Grande sertão: veredas*, de Guimarães Rosa, o jagunço Riobaldo Tatarana descreve, em linguagem literária, a ocorrência de um curioso fenômeno que ele observou.

.....  
 A pois, um dia, num curtume, a faquinha minha, que eu tinha, caiu dentro de um tanque; era só caldo de casca-de-curtir, barbatimão, angico, lá sei que taninos. – Amanhã eu tiro... – falei comigo. Porque era de noite, luz nenhuma eu não tinha. Ah, então saiba: no outro dia, cedo, a faca, o ferro dela, estava roída, quase por metade, carcomido por aquela aguiinha escura e azeda, toda quieta, pouco borbulhando. Deixei, mais pra ver... Sabe o que foi? Pois, nessa mesma tarde, da faquinha, só se achava o cabo... O cabo – por não ser de frio metal, mas de chifre de veado galheiro.  
 .....

Considerando que o líquido citado (caldo de casca-de-curtir) continha bastante tanino (ácido tânico) dissolvido, a reação química (corrosão do ferro pelo ácido) descrita acima foi do tipo:

- a) síntese. c) deslocamento.  
 b) dupla troca. d) decomposição.

12. (Ufes) Quando o mineral magnesita, composto principalmente de carbonato de magnésio, é tratado com ácido clorídrico, observa-se uma efervescência e despreendimento de um gás inodoro. Qual a alternativa que indica corretamente o gás que é liberado nessa reação?

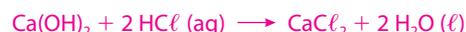
- a)  $\text{H}_2\text{CO}_3$  c)  $\text{H}_2$  e)  $\text{O}_2$   
 b)  $\text{Cl}_2$  d)  $\text{CO}_2$

13. (UFPE) O aumento do pH de uma solução pode ser feito pela adição de cal viva, isto é, óxido de cálcio. A reação da cal viva com água, seguida da reação com ácido clorídrico, pode ser representada pelas seguintes equações químicas:

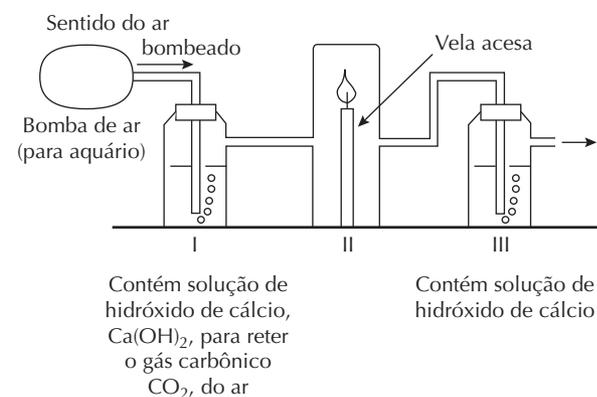


As substâncias 1 e 2 são, respectivamente:

- a) carbonato de cálcio e perclorato de cálcio.  
 b) hidróxido de cálcio e perclorato de cálcio.  
 c) hidróxido de cálcio e cloreto de cálcio.  
 d) peróxido de cálcio e cloreto de cálcio.  
 e) hidróxido de cálcio e hipoclorito de cálcio.



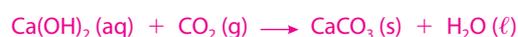
14. (Unicamp-SP) Para se manter a vela acesa, na aparelhagem a seguir esquematizada, bombeia-se ar, continuamente, através do sistema.



- a) O que se observará no frasco III, após um certo tempo?

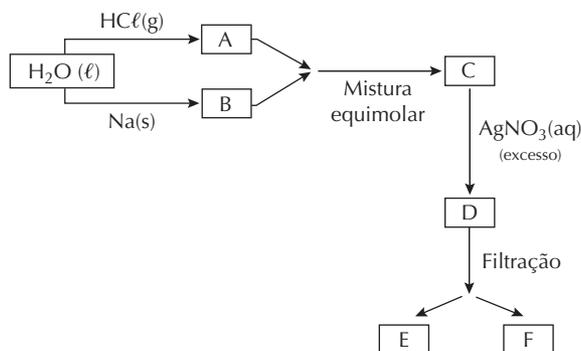
Observa-se a turvação da solução.

- b) Escreva a equação química que representa a reação verificada no frasco III.



(a turvação deve-se à formação do  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , insolúvel)

15. (Ufes) Considerando o esquema a seguir, indique as espécies formadas em A, B, C, D, E e F, e a forma – solvatada (aq), líquida (ℓ), sólida (s) ou gasosa (g) – em que elas se apresentam.



A:  $\text{Cl}^-$  (aq); B:  $\text{Na}^+$  (aq); C:  $\text{NaCl}$  (aq); D:  $\text{Na}^+$  (aq),  $\text{Cl}^-$  (aq),

$\text{Ag}^+$  (aq),  $\text{NO}_3^-$  (aq); E:  $\text{AgCl}$  (s); F:  $\text{NaNO}_3$  (aq)

16. (Unicamp-SP) No início das transmissões radiofônicas, um pequeno aparelho permitia a recepção do sinal emitido por estações de rádio. Era o chamado rádio de galena, cuja peça central constituía-se de um cristal de galena, que é um mineral de chumbo, na forma de sulfeto, de cor preta. O sulfeto de chumbo também aparece em quadros de vários pintores famosos que usaram carbonato básico de chumbo como pigmento branco. Com o passar do tempo, este foi se transformando em sulfeto de chumbo pela ação do gás sulfídrico presente no ar, afetando a luminosidade da obra. Para devolver à pintura a luminosidade original que o artista pretendia transmitir, ela pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo se transforme em sulfato, de cor branca.

- a) Escreva os símbolos químicos do chumbo e do enxofre. Lembre-se de que os símbolos químicos desses elementos se originam de seus nomes latinos *plumbum* e *sulfur*.

Chumbo = Pb    Enxofre = S

- b) Escreva a equação química que representa a transformação do sulfeto de chumbo em sulfato de chumbo pela ação do peróxido de hidrogênio.



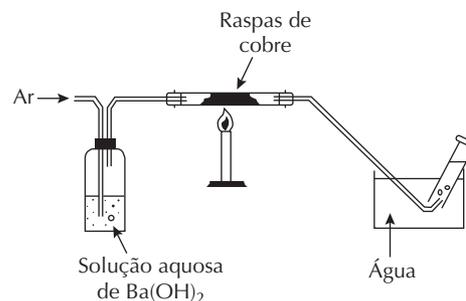
- c) Dentre as transformações químicas citadas nesta questão, alguma corresponde a uma reação de oxirredução? Responda sim ou não e justifique a sua resposta.

Sim, pois na equação do item b há variação no número

de oxidação do enxofre de (-2) para (+6) e do

oxigênio de (-1) para (-2).

17. (Fuvest-SP) Em um experimento introduz-se ar atmosférico, não poluído, no sistema esquematizado a seguir:



Depois de o ar passar por algum tempo, o que se observa:

- a1) na solução de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?

A solução fica turva, devido à formação do  $\text{BaCO}_3$ , insolúvel:



- a2) no cobre aquecido?

Formação de um sólido preto de  $\text{CuO}$ .

- b1) Escreva as equações químicas correspondentes às observações.



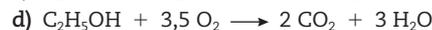
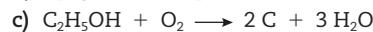
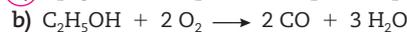
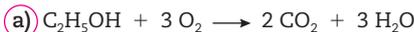
- b2) Que gases são recolhidos no final?

$\text{N}_2$  do ar atmosférico que não reagiu e excesso de  $\text{O}_2$

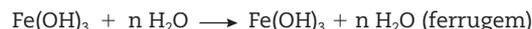
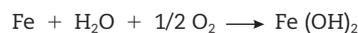
( $\text{O}_2$  do ar que não reagiu com o Cu).

18. (Uerj) O programa brasileiro de produção de etanol já despertou o interesse de várias nações. O etanol, além de ser uma ótima alternativa de combustível, também é utilizado em várias aplicações industriais, como, por exemplo, a produção do etanoato de etila, um flavorizante de larga aplicação.

A combustão completa do etanol pode ser representada pela seguinte equação química balanceada:



19. (Enem-MEC) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona:

- lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
  - b)** impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
  - isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
  - galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
  - polimento, evitando ranhuras nas superfícies.
20. (Fuvest-SP) Hidrogênio reage com nitrogênio formando amônia. A equação não balanceada que representa essa transformação é:



Outra maneira de escrever essa equação química, mas agora balanceando-a e representando as moléculas dos três gases, é:

- 
- b)** 
- 
- 
- 

Observação: ○ e ○ representam átomos

21. (UEL-PR) Em uma bancada de laboratório encontram-se 4 frascos, numerados de 1 a 4. Cada um deles contém apenas uma das quatro soluções aquosas das seguintes substâncias: nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ), cloreto férrico ( $\text{FeCl}_3$ ), carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ), não necessariamente na ordem apresentada. Um estudante, com o objetivo de descobrir o conteúdo de cada frasco, realizou alguns experimentos no laboratório de química, à temperatura ambiente, e verificou que:

- a substância contida no frasco 1 reagiu com a substância contida no frasco 4, produzindo efervescência.
- a substância contida no frasco 1 não reagiu com a substância contida no frasco 3.

Com base nos dois experimentos realizados, é correto afirmar que os frascos 1, 2, 3 e 4 contêm, respectivamente, soluções aquosas de:

- a)** ácido clorídrico, nitrato de prata, cloreto férrico e carbonato de sódio.
- cloreto férrico, ácido clorídrico, nitrato de prata e carbonato de sódio.
- ácido clorídrico, cloreto férrico, nitrato de prata e carbonato de sódio.
- ácido clorídrico, nitrato de prata, carbonato de sódio e cloreto férrico.
- carbonato de sódio, cloreto férrico, nitrato de prata e ácido clorídrico.

22. (UFG-GO) Como fonte de energia, termelétricas utilizam carvão mineral, o qual, no Brasil, contém quantidades apreciáveis do mineral pirita,  $\text{FeS}_2$ .

Qual poluente é gerado na queima desse carvão?

- $\text{CO}_2$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{S}_2$
- e)**  $\text{SO}_2$

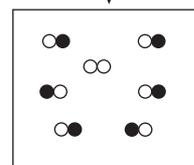
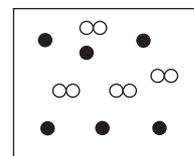
23. (UFPE) Considere as reações químicas abaixo:

- $2\text{K}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{s})$
- $2\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{MgO}(\text{s})$
- $\text{PbSO}_4(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbS}(\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

Podemos afirmar que:

- todas estão balanceadas.
- 2, 3 e 4 estão balanceadas.
- c)** somente 2 e 4 estão balanceadas.
- somente 1 não está balanceada.
- nenhuma está corretamente balanceada, porque os estados físicos dos reagentes e produtos são diferentes.

24. (UFPI) A reação de X com Y é representada abaixo. Indique qual das equações melhor representa a equação química balanceada.



● = átomo X  
○ = átomo Y

- a)**  $2\text{X} + \text{Y}_2 \rightarrow 2\text{XY}$
- $6\text{X} + 8\text{Y} \rightarrow 6\text{XY} + 2\text{Y}$
- $3\text{X} + \text{Y}_2 \rightarrow 3\text{XY} + \text{Y}$
- $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{XY}$
- $3\text{X} + 2\text{Y}_2 \rightarrow 3\text{XY} + \text{Y}_2$

25. (UFRN) Sabe-se que os hidrocarbonetos  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  apresentam reações de combustão completa numa única condição, isto é, quando os produtos da queima são exclusivamente gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) e água ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Portanto, qualquer outra combustão que produza resultado diferente será incompleta.

Admitindo que uma das reações de combustão incompleta de um alcano é expressa pela equação não balanceada:



então o coeficiente estequiométrico (x) da molécula de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) corresponde a:

- $(2n + 2)/2$
- $(n + 1)/2$
- $(3n + 1)/2$
- d)**  $(2n + 1)/2$

# Cálculos químicos e suas unidades de medida

Podemos conhecer as grandezas usadas na quantificação dos fenômenos químicos identificando o comportamento da massa, do número de partículas e do volume de diferentes substâncias.

As Leis de Lavoisier e de Proust sustentam os estudos químicos quantitativos.

## Unidades de medida

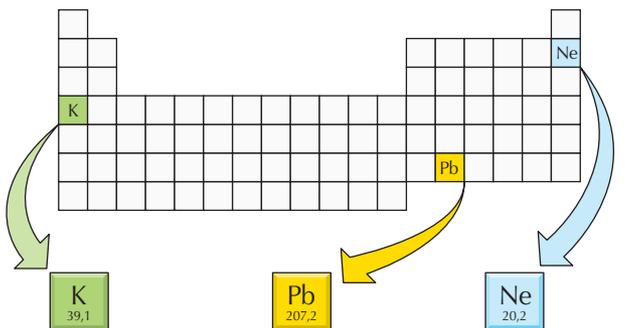
- › Massa: **g** e suas relações de grandeza.
- › Volume: **L** ou **cm<sup>3</sup>** e suas relações de grandeza.
- › Quantidade de matéria: **mol** (grandeza química de quantificação de matéria).
- › Constante de Avogadro:  $6 \times 10^{23} = 1 \text{ mol}$ .

## Massa atômica e massa molecular

- › Dados experimentais coletados ao longo do tempo permitiram comparar a massa dos átomos de todos os elementos químicos e estabelecer uma escala denominada **escala de massas atômicas**.
- › Para determinar a massa dos átomos foi estabelecido um padrão de referência: isótopo 12 do carbono ( $^{12}\text{C}_6$ ), ao qual foi atribuído o valor 12 para sua massa atômica. Uma unidade de massa atômica corresponde a 1/12 do isótopo carbono-12.
- › **Massa atômica** é o número que expressa quantas vezes a massa de um átomo é maior que 1/12 da massa do isótopo  $^{12}\text{C}_6$ .

Número atômico do elemento	5	6	
boro <b>B</b>	10,8	carbono <b>C</b>	12,0
alumínio <b>Al</b>	27,0	silício <b>Si</b>	28,1

Na Tabela Periódica, encontramos o número atômico e a massa atômica dos elementos.



A massa de um átomo do elemento potássio é aproximadamente 39 u. A massa de um átomo do elemento chumbo é aproximadamente 207 u. A massa de um átomo do elemento neônio é aproximadamente 20 u.

Figura 1 As massas atômicas na Tabela Periódica.

Exemplo:

Massa atômica do magnésio ( $\text{Mg}$ ) = 24 – significa que a massa dos átomos desse elemento é 24 vezes maior que a unidade de massa atômica que corresponde a 2 átomos de  $^{12}\text{C}_6$ .

- › Identificada a massa atômica de uma substância, é possível determinar sua **massa molecular**.

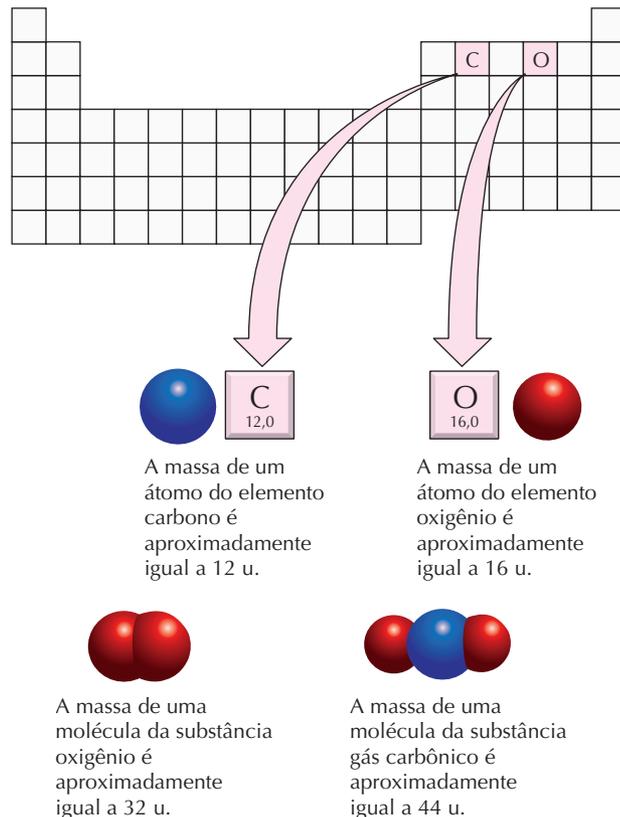


Figura 2 As massas moleculares a partir da Tabela Periódica.

Exemplo:

A água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

Massa atômica de um átomo de hidrogênio:  $\text{H} = 1$ .

Massa atômica de um átomo de oxigênio:  $\text{O} = 16$ .

Massa molecular da água:  $\text{H}_2\text{O} = 18$ .

## Quantidade de matéria – mol

- › Do mesmo modo que se criaram os termos **dúzia** para representar um conjunto de 12 unidades e **centena** para representar um conjunto de 100 unidades, os químicos criaram o termo **mol** para indicar um conjunto de  $6,0 \times 10^{23}$  unidades. Assim, podemos dizer que:

- 1 mol de moléculas =  $6,0 \times 10^{23}$  moléculas.
- 1 mol de átomos =  $6,0 \times 10^{23}$  átomos.
- 1 mol de elétrons =  $6,0 \times 10^{23}$  elétrons.
- 1 mol de íons =  $6,0 \times 10^{23}$  íons.

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- ▶ O valor numérico do mol é elevado, uma vez que sua função é representar quantidades muito grandes de pequenas partículas.

**Mol** é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares\* quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

\* Entidades elementares: moléculas, átomos, íons, prótons, elétrons, nêutrons etc.

## Volume molar

- ▶ Volume molar é o volume, em litros, de **1 mol de partículas** ( $6 \times 10^{23}$ ) de uma substância no **estado gasoso**. Em **condições normais de temperatura e pressão (CNTP)**, o valor do volume molar é 22,4 L.

## Leis ponderais

### Lei de Lavoisier ou

### Lei da Conservação da Massa

- ▶ Quando ocorre uma reação química, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.



$$m_{\text{reação}}: m_1 + m_2 = m_3$$

### Lei de Proust ou

### Lei das Proporções Constantes

- ▶ A proporção entre a massa dos reagentes e a dos produtos que participam de uma reação química é constante, não dependendo da quantidade de reagentes.

Exemplo:

	$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	$\rightarrow$	$\text{H}_2 (\text{g})$	+	$1/2 \text{O}_2 (\text{g})$
Experiência 1	18		2		16
Experiência 2	36		4		32
Experiência 3	72		8		64

Verificando a Lei de Proust:

$$\frac{18}{36} = \frac{2}{4} = \frac{16}{32} \quad \text{ou} \quad \frac{18}{72} = \frac{2}{8} = \frac{16}{64}$$

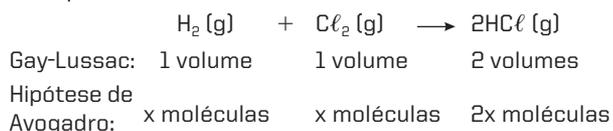
## Leis volumétricas de Gay-Lussac

- ▶ Os volumes de gases submetidos à mesma temperatura e pressão que participam de uma reação química guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

### Hipótese de Avogadro

- ▶ Volumes iguais de gases à mesma pressão e temperatura apresentam a mesma quantidade de moléculas.

Exemplo:



## Cálculos químicos - Estequiometria

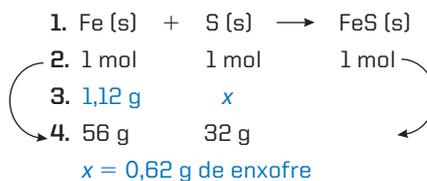
- ▶ A estequiometria estuda as relações que ocorrem entre as quantidades de substâncias que participam de uma transformação química. Essa transformação é representada por uma equação química devidamente balanceada que indica as fórmulas dos reagentes e dos produtos participantes de uma reação. No cálculo estequiométrico são comparados valores de mol, massa ou volume; a pureza da substância também deve ser levada em conta.
- ▶ Os reagentes que participam de uma reação química podem não estar nas proporções estequiométricas. Portanto, haverá sobra de um deles sem reagir.
- ▶ Em geral, as substâncias produzidas industrialmente apresentam uma pequena quantidade de impurezas.

## Passos básicos para a resolução dos exercícios de cálculo estequiométrico

1. Escrever a equação devidamente balanceada.
2. Escrever as proporções molares de cada uma das substâncias envolvidas na reação.
3. Identificar de que substâncias são fornecidos dados e de quais se deseja obter valores.
4. Relacionar o(s) dado(s) fornecido(s) (substância conhecida) com o que se quer obter da(s) substância(s) desconhecida(s).

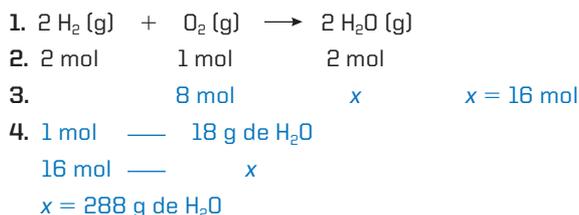
Exemplo 1:

Que massa de enxofre reage com 1,12 g de ferro, formando sulfeto de ferro II?



Exemplo 2:

Que massa de água é obtida na reação de 8 mol de gás oxigênio com hidrogênio, suficiente para consumir todo o oxigênio?



## No Vestibular

1. (Fuvest-SP) A embalagem de um sal de cozinha comercial com reduzido teor de sódio, o chamado “sal light”, traz a seguinte informação: “Cada 100 g contém 20 g de sódio...”. Isso significa que a porcentagem (em massa) de NaCl nesse sal é aproximadamente igual a:

Dados: massas molares (g/mol): Na = 23; NaCl = 58.

- a) 20.                      c) 50.                      e) 80.  
b) 40.                      d) 60.

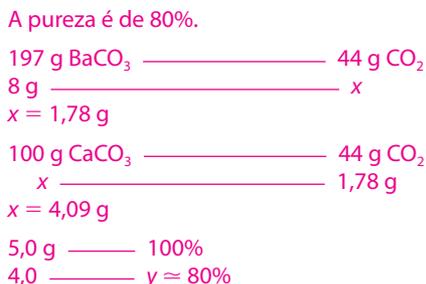
2. (Ufes) A decomposição térmica do carbonato de cálcio produz óxido de cálcio e dióxido de carbono. Decompondo-se 5,0 g de carbonato de cálcio impuro e recolhendo-se todo o dióxido de carbono produzido num recipiente contendo uma solução de hidróxido de bário, obtiveram-se 8,0 g de carbonato de bário.

Dados: Ca = 40; C = 12; O = 16; Ba = 137

- a) Escreva as equações das reações.



- b) Qual a pureza do carbonato de cálcio?



3. (UFPE) O etanol é obtido da sacarose por fermentação conforme a equação:



Determine a massa de etanol obtida pela fermentação de 171 g de sacarose. As massas molares da sacarose e do etanol são, respectivamente, 342 g/mol e 46 g/mol.



4. (UFV-MG) O gás acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>), matéria-prima para o preparo de diversos compostos químicos, pode ser obtido pela reação do carvão de cálcio (CaC<sub>2</sub>) com água a temperatura ambiente. O carvão de cálcio é produzido

industrialmente através da reação entre óxido de cálcio (CaO) e uma fonte de carbono (carvão mineral ou vegetal). As equações abaixo representam as reações ocorridas.

Dados: massas molares (g/mol): CaO = 56; CaC<sub>2</sub> = 64.



- a) Supondo 100% de rendimento, a massa de carvão de cálcio obtida a partir de 280,5 g de óxido de cálcio é:



- b) Supondo 100% de rendimento, a massa de gás acetileno obtida a partir de 280,5 g de óxido de cálcio é:



5. (Ufal) Certa amostra de mármore contém 80% em massa de carbonato de cálcio, CaCO<sub>3</sub>. Calcule a porcentagem em massa do elemento cálcio dessa amostra.

Dados: massas molares (g/mol): CaCO<sub>3</sub> = 100; Ca = 40.



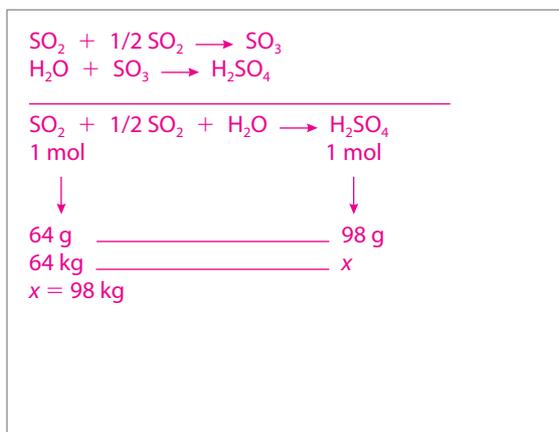
6. (Unesp) Em 2004 iniciou-se, no Brasil, a exploração de uma importante jazida de minério de cobre. Nestes minérios, o metal é normalmente encontrado na forma de sulfetos, como o CuS, e para sua obtenção o minério é submetido à ustulação – aquecimento sob atmosfera de ar ou de oxigênio. Neste processo, além do cobre metálico, obtém-se o dióxido de enxofre. Como subproduto, pode-se obter o ácido sulfúrico, por reação do SO<sub>2</sub> com o oxigênio, formando o trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>), e deste com a água, resultando no H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

- a) Escreva a equação química para a ustulação do CuS.

A equação química do processo é:



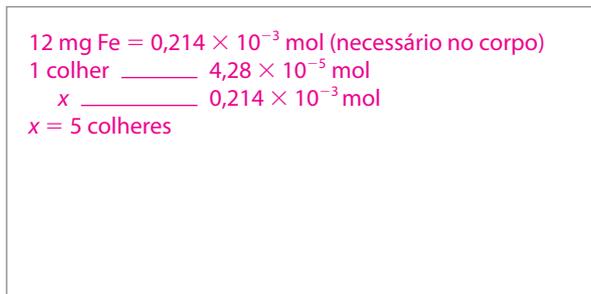
- b) Dadas as massas molares, em g/mol: H = 1; S = 32 e O = 16, calcule a massa de ácido sulfúrico que pode ser obtida a partir de 64 kg de SO<sub>2</sub>. Apresente seus cálculos.



7. (UFG-GO) O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de  $4,28 \times 10^{-5}$  mol de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

Dado: Fe = 56.

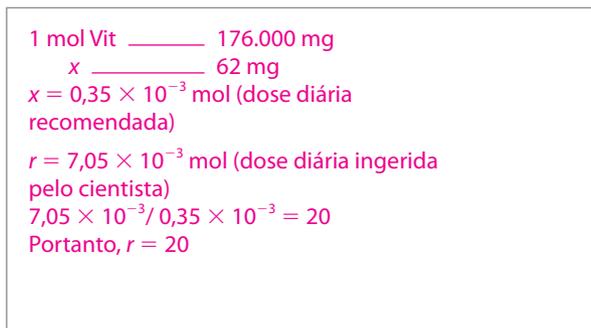
- a) 1                      c) 5                      e) 9  
b) 3                      d) 7



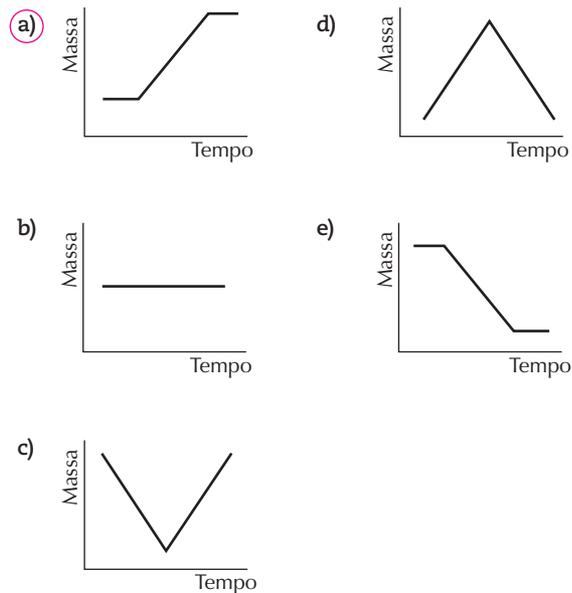
8. (Ufla-MG) Segundo orientações nutricionais, a dose diária recomendada de vitamina C (C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>) a ser ingerida por uma pessoa adulta é 62 mg. Um determinado cientista, grande defensor das propriedades terapêuticas dessa vitamina, consumia diariamente  $7,05 \times 10^{-3}$  mol. A dose dessa vitamina ingerida pelo cientista é quantas vezes maior que a recomendada?

Dados: C = 12; H = 1; O = 16

- a) 200,0                      c) 2,0  
b) 1,2                      d) 20,0

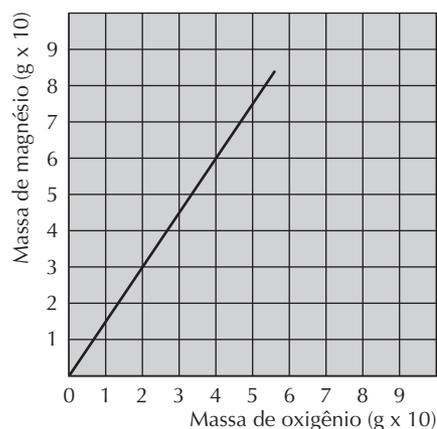


9. (UEL-PR) Uma amostra contendo 1 mol de átomos de ferro em pó foi colocada em um recipiente de porcelana, denominado **cadinho**. Em seguida, este sistema foi fortemente aquecido na presença do ar atmosférico, e o ferro, transformado em óxido de ferro sólido. A variação da massa do sistema, nessa transformação, é representada pelo gráfico:



10. (Fatec-SP) O gráfico a seguir relaciona as massas de magnésio que reagem com oxigênio para formar óxido de magnésio.

Dados: Mg = 24; O = 16.



Considere os reagentes em extrema pureza, e reação completa. A análise desse gráfico permite afirmar que:

- a) as massas de oxigênio e magnésio, envolvidas nas reações, são inversamente proporcionais.  
b) a massa de oxigênio, necessária para reagir com 48 g de magnésio, é de 4,8 g.  
c) usando-se 60 g de magnésio e 60 g de oxigênio formam-se 100 g de óxido de magnésio, havendo um excesso de 20 g de oxigênio.  
d) usando-se 60 g de magnésio e 60 g de oxigênio formam-se 120 g de óxido de magnésio.  
e) a proporção entre as massas de magnésio e oxigênio que reagem para formar óxido de magnésio é de 2 de Mg para 3 de O.



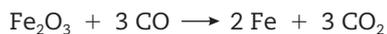
- a) Escreva a reação representativa da combustão de um mol de glicose.



- b) Se 900 g de glicose são consumidos pelo organismo durante um certo período, que massa de  $\text{CO}_2$  será produzida?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol (glicose)} \text{ ————— } 6 \text{ mol (CO}_2\text{)} \\ 180 \text{ g} \text{ ————— } 6 \times 44 \text{ g} \\ 900 \text{ g} \text{ ————— } x \\ x = 1.320 \text{ g} \end{array}$$

16. (UFPI) O ferro-Fe é o principal elemento usado na fabricação dos aços inoxidáveis. A sua obtenção, a partir da hematita  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , está representada na reação que se segue:



Dentre as afirmativas a seguir, marque a opção correta:

- a) Para produzir 10 mol de Fe, são necessários 20 mol de CO.  
 b) A reação é representativa de uma equação termoquímica.  
 c) O número total de átomos dos reagentes é igual ao número total de átomos dos produtos.  
 d) A reação de obtenção do Fe é um processo pirometalúrgico e de natureza exotérmica.  
 e) O número total de moléculas reagentes é igual ao número total de moléculas dos produtos.

17. (UFRN)

Sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ), substância bastante densa, comporta-se como material radiopaco, capaz de barrar os raios X. Apesar da grande toxicidade do íon bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ), o referido composto, sendo muito insolúvel, pode ser ingerido sem risco de absorção pelo tubo digestivo e depois totalmente eliminado nas fezes. Por essas propriedades, tem sido amplamente usado como contraste em exames radiológicos do tubo digestório.

Porém, deve-se garantir que esse sulfato de bário esteja bastante puro, livre de outros compostos que possam liberar íon bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ) dissolvido na corrente sanguínea, onde sempre se mostra letal, mesmo em pequenas doses.

A infeliz tentativa de obtenção de sulfato de bário pela reação de carbonato de bário com ácido sulfúrico por certa indústria farmacêutica resultou em sulfato impuro com 14% de carbonato, cuja ingestão causou diversas mortes em pacientes de radiologia.

Época, 6 jun. 2003. (Adaptado.)

No quadro a seguir, são fornecidas algumas propriedades de substâncias possivelmente envolvidas na questão.

Sais	$\text{BaSO}_4$	$\text{BaCO}_3$	$\text{BaCl}_2$
Solubilidade em água a 36,5 °C e 1 atm	Insolúvel	Insolúvel	Muito solúvel
Ácidos	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Solubilidade em água a 36,5 °C e 1 atm	Solúvel	Solúvel	Pouco solúvel
Força ácida a 36,5 °C e 1 atm	Forte	Forte	Fraco

Baseando-se nas informações do texto e do quadro acima, responda às solicitações propostas.

Dados: Ba = 137; C = 12; O = 16.

- a) Explique, segundo a lei das proporções definidas, por que o sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ) obtido continha impureza de carbonato de bário ( $\text{BaCO}_3$ ).

O rendimento da reação foi inferior a 100%.

- b) Explique, considerando que o carbonato de bário ( $\text{BaCO}_3$ ) reage com o ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) presente no estômago humano, como foi possível a absorção dos íons bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ) pelo sistema digestório.



O  $\text{BaCl}_2$  é um sal solúvel e isso permitiu que íons bário

fossem absorvidos pelo sistema digestório.

- c) Calcule a massa de sulfato de bário impuro (com 14% de  $\text{BaCO}_3$ ) suficiente para matar um paciente, sabendo que a dose letal média do íon  $\text{Ba}^{2+}$  é 35 mg.

$$\begin{array}{l} \text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \\ 197 \text{ g} \text{ ————— } 137 \text{ g} \\ m \text{ ————— } 0,035 \text{ g} \\ m = 0,05 \text{ g} \\ 0,05 \text{ g} \text{ ————— } 14\% \\ x \text{ ————— } 100\% \\ x = 0,36 \text{ g de sulfato de bário impuro} \end{array}$$

18. (Enem-MEC) Para se obter 1,5 kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair e tratar 1,0 tonelada de minério. Assim, o rendimento (dado em % em massa) do tratamento do minério até chegar ao dióxido de urânio puro é de:

- a) 0,10%.                      c) 0,20%.                      e) 2,0%.  
 b) 0,15%.                      d) 1,5%.

$$\begin{array}{l} 1.000 \text{ kg} \text{ ————— } 100\% \\ 1,5 \text{ kg} \text{ ————— } x \\ x = 0,15\% \end{array}$$

# Estudo dos gases

Os gases não apresentam forma nem volume próprios, têm grande compressibilidade (capacidade de redução de volume) e grande expansibilidade (ocupam o volume de todo o recipiente em que se encontram). Essas propriedades são explicadas pela teoria cinética dos gases e pelas leis que fundamentam essa teoria. As variáveis do estado gasoso são a **pressão**, a **temperatura** e o **volume**.

## Unidades de medida

- › Pressão: mmHg, atm e Pa
- › Temperatura: °C, escala kelvin
- › Volume: cm<sup>3</sup>, mL, dm<sup>3</sup>, L e m<sup>3</sup>

## Transformações gasosas

- › As substâncias no estado gasoso são caracterizadas pela pressão, pela temperatura e pelo volume, que estão relacionados entre si. Se ocorrer mudança em algumas dessas variáveis, o estado do gás muda. Essas propriedades podem ser explicadas pela **Teoria cinética dos gases**.

## Teoria cinética dos gases

- › As partículas de um gás estão em movimento constante e desordenado.
- › Quanto maior a temperatura, maior a velocidade das partículas.
- › Praticamente não há atração entre as partículas, pois elas se movimentam em linha reta e só mudam de direção quando colidem umas com as outras ou com as paredes do recipiente.
- › A distância entre as partículas de um gás é maior do que o seu diâmetro.

## Transformações envolvendo massa fixa do gás

### 1. Relação entre volume e pressão de um gás em temperatura constante – Transformação isotérmica

- › Quanto menor for o volume de um gás, maior o número de colisões entre as moléculas e as paredes do recipiente.
- › Quanto maior a pressão exercida por um gás, menor será o seu volume.

### Lei de Boyle

- › O volume de um gás confinado a uma temperatura constante é inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele.

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \text{constante}$$

### Transformação isotérmica

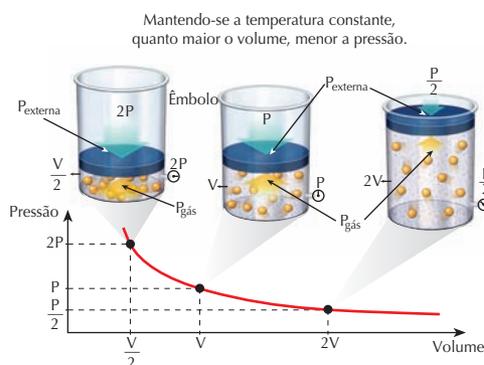


Figura 1

### 2. Relação entre temperatura e volume de um gás em pressão constante – Transformação isobárica

- › Quanto maior a temperatura de um gás, maior o número de colisões e maior o volume que as partículas ocupam.

### Primeira Lei de Charles e Gay-Lussac

- › Se uma dada quantidade de gás é aquecida ou resfriada a uma pressão constante, seu volume variará na mesma proporção que sua temperatura termodinâmica.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constante}$$

### Transformação isobárica

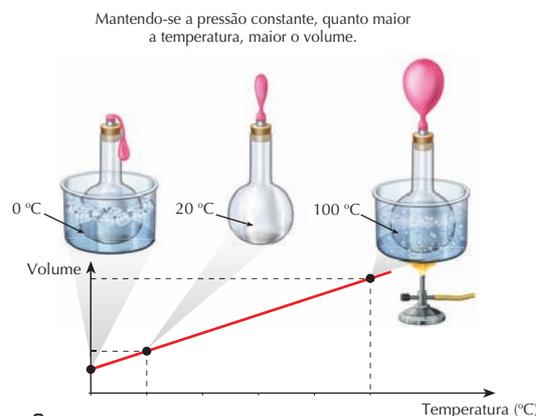


Figura 2

### 3. Relação entre temperatura e pressão de um gás em volume constante – Transformação isocórica ou isovolumétrica

- ▶ Quanto maior a temperatura de um gás, maior a velocidade com que as partículas se movimentam, acarretando um aumento da pressão.

#### Segunda Lei de Charles e Gay-Lussac

- ▶ Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{constante}$$

#### Transformação isovolumétrica

Mantendo-se o volume constante, quanto maior a temperatura, maior a pressão.

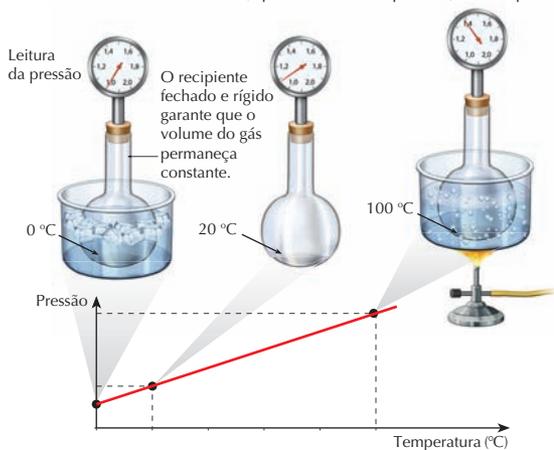


Figura 3

### Equação geral dos gases

- ▶ As três leis dos gases podem ser agrupadas em uma única expressão conhecida como:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

#### Observações

- O volume de um gás é igual ao volume do recipiente em que ele está.
- Temperatura é o resultado da agitação das moléculas no estado gasoso; sua medida é sempre dada na escala kelvin.
- $T$  (kelvin) =  $t$  (graus Celsius) + 273
- A pressão que um gás exerce é resultado da colisão das moléculas do gás contra as paredes do recipiente em que ele está.
- 1 atm = 760 mmHg = 101,3 kPa
- Nível do mar:  $P_{\text{atmosférica}} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

- $P$  e  $V$  devem estar sempre na mesma unidade nos dois membros da expressão.
- Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  
 $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$   
 $T = 273 \text{ K}$  ou  $t = 0 \text{ °C}$

### Quantidade fixa da substância no estado gasoso

#### Exemplo

Uma amostra de 30 L de um gás está a 27 °C e à pressão de 1,5 atm. Qual será o volume ocupado por essa amostra a 227 °C e 3 atm?

#### Resolução

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1,5 \times 30}{300} = \frac{3,0 \times V_2}{500}$$

Logo,  $V_2 = 25 \text{ L}$ .

### Equação de Clapeyron - Equação de estado de um gás

$$PV = nRT$$

Em que:

$P$  = pressão a que está submetido o gás

$V$  = volume (espaço) ocupado pelo gás

$n$  = quantidade de matéria correspondente à mostra do gás, expressa em mol

$R$  = constante universal dos gases

$T$  = temperatura absoluta em kelvin

- ▶ Se a pressão for dada em atm,  
 $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$ .
- ▶ Se a pressão for dada em mmHg,  
 $R = 62,3 \text{ mmHg} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$ .

### Pressão parcial

- ▶ É a pressão exercida por um gás em uma mistura gasosa, como se ela ocupasse sozinha o volume do recipiente que contém a mistura.

### Determinação da pressão parcial

$$P_A = x_A \times P, \text{ em que } x_A = \frac{n_A}{n_T}$$

Em que:  $P_A$  = pressão parcial que o gás A exerce

$x_A$  = fração molar do componente A

$P$  = pressão total

Para uma mistura gasosa, a pressão total será igual à soma das pressões parciais de cada componente:

$$P = P_A + P_B + P_C$$



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
 Simulador: Transformações dos gases

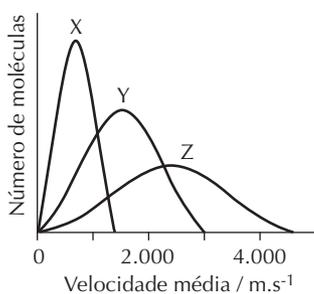
## No Vestibular

### 1. (UFPA)

- a) Preencha as lacunas a seguir com as palavras corretas. Um dado sistema gasoso ideal é constituído por moléculas em movimento constante, uniforme, aleatório e linear. As distâncias intermoleculares são muito maiores que as dimensões moleculares, minimizando a possibilidade de choques. As moléculas se chocam entre si e/ou com as paredes do recipiente que as contém de modo elástico com uma dada força, originando a pressão do sistema.

- b) O gráfico ao lado representa curvas de distribuição de número de moléculas em função da velocidade média para gases ideais. Considere os seguintes sistemas:

- gás  $H_2$  a 100 K;
- gás  $Cl_2$  a 100 K;
- gás  $Cl_2$  a 1.000 K.



Faça a correta associação entre esses sistemas e as curvas X, Y e Z. Justifique sua resposta.

X =  $Cl_2$  a 100 K; Y =  $Cl_2$  a 1.000 K e Z =  $H_2$  a 100 K.

X e Y: para uma mesma espécie de gás, quanto maior a temperatura, maior a velocidade média das moléculas.

X e Z: a uma mesma temperatura, moléculas de  $H_2$  têm maior velocidade média em função de sua menor massa molar.

2. (Ufam) Considere um recipiente de 10 L contendo uma mistura gasosa de 0,20 mol de metano, 0,30 mol de hidrogênio e 0,40 mol de nitrogênio, a 25 °C. Admitindo-se o comportamento do gás ideal, pede-se:

Dado:  $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$

- a) a pressão, em atmosfera, no interior do recipiente.

$$P = 2,20 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$P \times 10 = 0,9 \times 0,082 \times (273 + 25)$$

$$P = 2,19 \text{ atm}$$

- b) as pressões parciais dos componentes.

$$P_{CH_4} = 0,489 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 0,734 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 0,979 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = 0,2/0,9 \times 2,2 = 0,489 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 0,3/0,9 \times 2,2 = 0,734 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 2,2 - 0,734 - 0,489 = 0,977 \text{ atm}$$

3. (UFC-CE) Considere um recipiente hermeticamente fechado com capacidade de 1.000 L e a uma temperatura de 27 °C, onde é adicionado 1 L de água. Despreze os efeitos da temperatura sobre a densidade da água.

Dados: densidade da água =  $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ; pressão de vapor da água a 27 °C = 0,035 atm e  $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1}$ .

- a) Nessas condições, haverá a evaporação completa desta massa de água? Justifique numericamente a sua resposta, considerando gás com comportamento ideal.

Pela equação de gases ideais tem-se

$$n = 0,035 \text{ atm} \times 1.000 \text{ L} / 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \times \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}.$$

$$\text{Assim } n = 1,42 \text{ mol.}$$

A partir dessa quantidade em mol, pode-se calcular a massa de água (massa molar =  $18,0 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}$ ) como sendo aproximadamente 26,0 g.

Como a densidade da água é  $1 \text{ g} \times \text{mL}^{-1}$ , tem-se que 26,0 mL deverão evaporar. Ou seja, pode-se afirmar que não haverá a evaporação completa de 1 L de água.

- b) Sabendo que o calor de vaporização da água a 100 °C é  $40,7 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$ , qual deverá ser a quantidade de calor necessária para vaporizar 1 L de água?

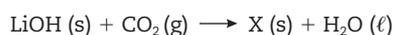
Para um volume de 1 L ou 1.000 mL de água, cuja

densidade é  $1 \text{ g} \times \text{mL}^{-1}$ , tem-se 1.000 g de água. Essa massa equivale a cerca de 55,6 mol de água. Como

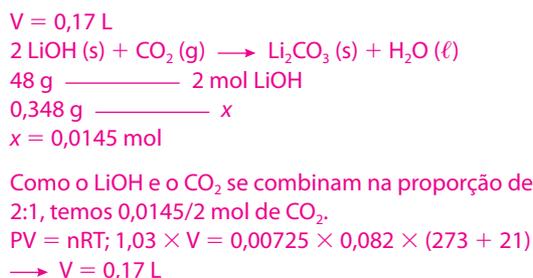
o calor de vaporização da água é 40,7 kJ por mol, a

quantidade de calor necessária para vaporizar 55,6 mol é aproximadamente 2.263 kJ.

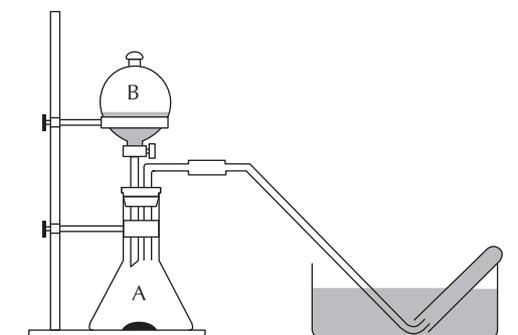
4. (UFF-RJ) O hidróxido de lítio, LiOH, por seu baixo peso molecular, tem sido utilizado para a renovação do ar no interior das espaçonaves, onde absorve o CO<sub>2</sub> exalado pelos astronautas, segundo a reação incompleta:



Determine o volume máximo de CO<sub>2</sub> à pressão de 781 mmHg que pode ser absorvido por 348 mg de LiOH à temperatura de 21 °C.



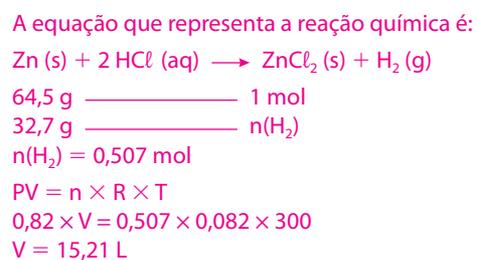
5. (UFSCar-SP) Em uma aula de laboratório de química, um aluno montou a seguinte aparelhagem:



No frasco de Kitassato (A) foram colocados 32,7 g de zinco metálico, e no funil de separação (B) foi adicionada solução de ácido clorídrico concentrado. Ao abrir cuidadosamente a válvula do funil, o ácido reagiu com o zinco, produzindo um gás que foi coletado em tubos de ensaio contendo água destilada dentro de cuba cheia de água.

Dados: Zn = 64,5 g/mol; equação dos gases ideais: PV = nRT; R = 0,082 atm × L × mol<sup>-1</sup> × K<sup>-1</sup>.

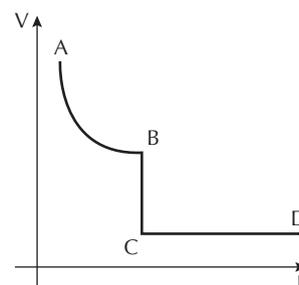
- a) Considere que o zinco reage completamente com o ácido clorídrico em excesso e que não há perda na coleta do gás. Escreva a equação balanceada da reação química e calcule o volume, em litros, de gás a 300 K e 0,82 atm de pressão.



- b) O gás produzido é praticamente insolúvel em água. Justifique essa propriedade.

O gás produzido é o hidrogênio (H<sub>2</sub>), que é uma molécula apolar; como a água é uma molécula polar, as duas substâncias não são miscíveis.

6. (UFG-GO) Considere um gás ideal submetido às seguintes transformações:



Considere, também, as seguintes leis:

- Sob volume constante, a pressão exercida por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. (Lei de Gay-Lussac)
  - Sob temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional à sua pressão. (Lei de Boyle)
  - Sob pressão constante, o volume ocupado por uma determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. (Lei de Charles)
- a) Associe as transformações A → B; B → C e C → D às leis correspondentes. Justifique sua resposta.

Transformação A → B – Lei de Boyle. No diagrama

V × P, as isotermas correspondem à parte de uma hipérbole equilátera, sendo PV = constante.

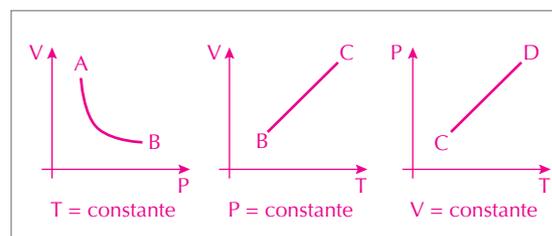
Transformação B → C – Lei de Charles. No diagrama

V × P, a pressão permanece constante, enquanto o volume e a temperatura variam, sendo VT<sup>-1</sup> = constante.

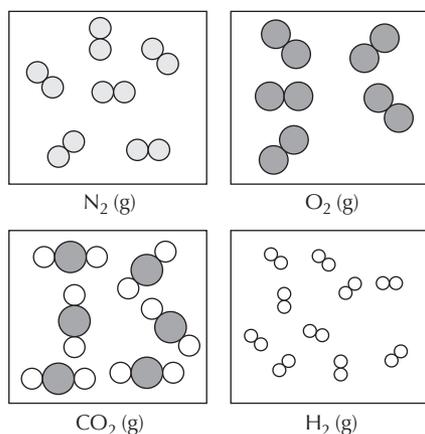
Transformação C → D – Lei de Gay-Lussac. No diagrama

V × P, o volume permanece constante, enquanto a pressão e a temperatura variam, sendo PT<sup>-1</sup> = constante.

- b) Esboce os gráficos dessas transformações, mostrando as grandezas que sofrem variações e identificando a(s) que permanece(m) constante(s).



7. (UEL-PR) Considerando os gases estomacais: nitrogênio ( $N_2$ ), oxigênio ( $O_2$ ), hidrogênio ( $H_2$ ) e dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e observando a figura a seguir, quais deles estão sob a mesma temperatura e mesma pressão? (O tamanho das moléculas dos gases não está em escala real; encontra-se ampliado em relação ao volume constante e igual ao recipiente que as contém, para efeito de visualização e diferenciação das espécies.)



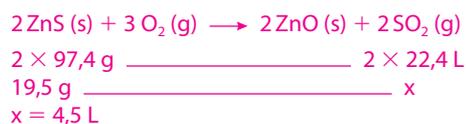
- a)  $N_2$  e  $O_2$                       c)  $O_2$  e  $CO_2$                       e)  $CO_2$  e  $N_2$   
b)  $H_2$  e  $N_2$                       d)  $O_2$  e  $H_2$
8. (UFC-CE) A  $0^\circ C$  e 1 atm, 19,5 g de sulfeto de zinco puro reagem estequiometricamente com oxigênio, de acordo com a reação:



Assumindo comportamento ideal, o volume (em litros) de  $SO_2$  gerado será de, aproximadamente:

Dado:  $R = 0,082 \text{ atm} \times L \times \text{mol}^{-1} \times K^{-1}$ .

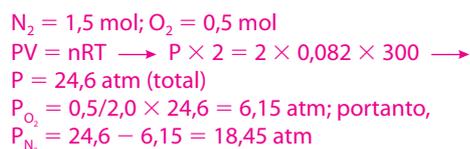
- a) 1,1.                      c) 3,3.                      e) 5,6.  
b) 2,2.                      d) 4,5.



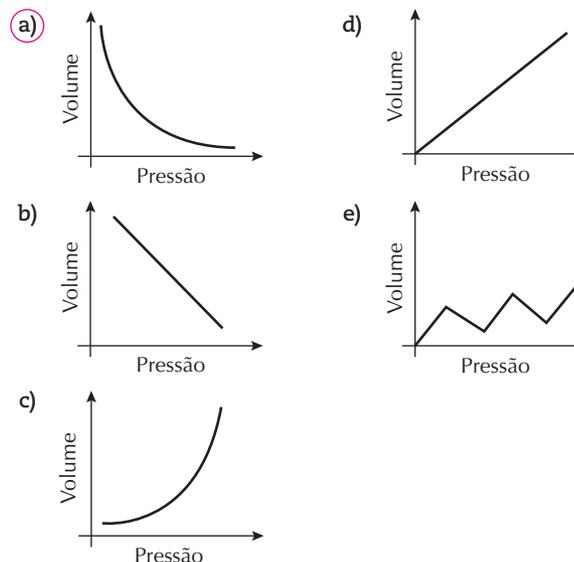
9. (UFC-CE) Em um recipiente fechado com capacidade para 2,0 L, encontra-se uma mistura de gases ideais composta por 42,0 g de  $N_2$  e 16,0 g de  $O_2$  a 300 K. Assinale a alternativa que expressa corretamente os valores das pressões parciais (em atm) dos gases  $N_2$  e  $O_2$ , respectivamente, nessa mistura.

Dado:  $R = 0,082 \text{ atm} \times L \times \text{mol}^{-1} \times K^{-1}$

- a) 18,45 e 6,15                      d) 12,45 e 12,15  
b) 16,45 e 8,15                      e) 10,45 e 14,15  
c) 14,45 e 10,45



10. (UFG-GO) O processo contínuo da respiração consiste na expansão e contração de músculos da caixa torácica. Sendo um sistema aberto, quando a pressão intra-alveolar é menor que a atmosférica, ocorre a entrada do ar e os pulmões expandem-se. Após as trocas gasosas, a pressão intra-alveolar aumenta, ficando maior que a atmosférica. Assim, com a contração da caixa torácica, os gases são expirados. Considerando a temperatura interna do corpo humano constante e igual a  $37,5^\circ C$ , o gráfico que representa os eventos descritos é:



11. (Unesp) Uma das principais fontes de energia térmica utilizadas atualmente no estado de São Paulo é o gás natural proveniente da Bolívia (constituído principalmente por metano). No entanto, devido a problemas políticos e econômicos que causam eventuais interrupções no fornecimento, algumas empresas estão voltando a utilizar o GLP (gás liquefeito de petróleo, constituído principalmente por butano). Forneça as equações químicas para a combustão de cada um desses gases e calcule os volumes de cada um deles que produzem 22,4 litros de  $CO_2$ .

Observe as equações:

Combustão do metano:



1 volume de  $CH_4(g)$  ----- 1 volume de  $CO_2(g)$

$V(CH_4)$  ----- 22,4 L

$V(CH_4) = 22,4 \text{ L}$

Combustão do GLP (principalmente butano):



1 volume de  $C_4H_{10}(g)$  ----- 4 volumes de  $CO_2(g)$

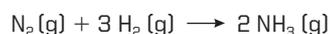
$V(C_4H_{10})$  ----- 22,4 L

$V(C_4H_{10}) = 22,4/4 = 5,6 \text{ L}$

12. (UFRS) Uma massa  $M$  de um gás ideal ocupa um volume  $V$ , sob uma pressão  $P$ , na temperatura  $T$ . Se o gás for comprimido até que seu volume seja igual a  $V/2$ , mantida constante a temperatura:

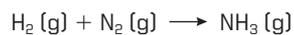
- a) a massa de gás será reduzida a  $M/2$ .  
b) a energia cinética das moléculas irá aumentar.  
c) a frequência de colisões das moléculas com as paredes do recipiente que contém o gás irá aumentar.  
d) o volume das moléculas do gás irá diminuir.  
e) as forças intermoleculares aumentarão de intensidade, devido à maior aproximação das moléculas.

13. (UFMS-RS) A amônia ( $\text{NH}_3$ ) é uma fonte de nitrogênio para as plantas. A amônia usada nos fertilizantes é obtida em escala industrial pelo processo Haber:

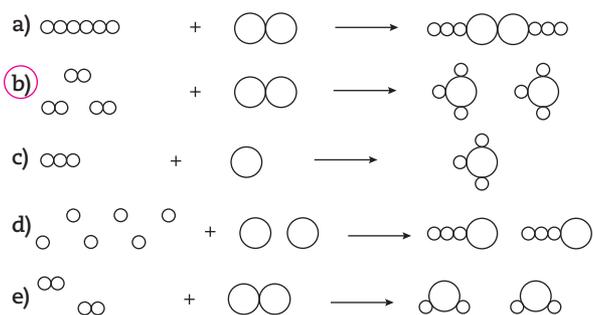


Segundo a equação, para a produção de 2.240 L de amônia, o volume de  $\text{N}_2$  (g) nas CNTP é, em litros:

- a) 560.                      c) 2.240.                      e) 4.480.  
**b) 1.120.**                      d) 3.360.
14. (UFU-MG) Em relação aos gases, é **incorreto** afirmar que:
- a) o volume do gás diminui com o aumento da temperatura, mantendo-se a pressão constante.  
 b) exercem pressão sobre as paredes do recipiente onde estão contidos.  
 c) a pressão aumenta com o aumento da temperatura se o gás estiver fechado em um recipiente rígido.  
 d) difundem-se rapidamente uns nos outros.
15. (Unesp) O clorato de potássio ( $\text{KClO}_3$ ) pode ser utilizado para a produção de oxigênio em laboratório. Quando aquecido na presença de um catalisador, o clorato se decompõe produzindo, além do gás desejado, cloreto de potássio ( $\text{KCl}$ ). O volume de oxigênio, medido nas CNTP ( $T = 273 \text{ K}$  e  $P = 1 \text{ atm}$ , com  $R = 0,082 \text{ L} \times \text{atm} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$ ), produzido quando um mol do clorato é consumido, é de:
- a) 67,2 L.                      c) 44,8 L.                      **e) 33,6 L.**  
 b) 56,0 L.                      d) 39,2 L.
16. (Fuvest-SP) Hidrogênio reage com nitrogênio formando amônia. A equação não balanceada que representa essa transformação é:



Outra maneira de escrever essa equação química, mas agora balanceando-a e representando as moléculas dos três gases, é:



Observação:  $\text{O}$  e  $\text{O}$  representam átomos

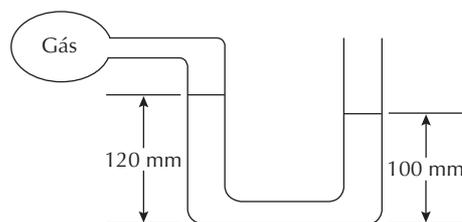
17. (UFMG) À temperatura de  $25^\circ \text{C}$  e pressão de  $1 \text{ atm}$ , as substâncias amônia,  $\text{NH}_3$ , dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , e hélio,  $\text{He}$ , são gases. Considerando-se as características de cada uma dessas substâncias, assinale a alternativa em que a apresentação dos três gases, segundo a ordem crescente de sua solubilidade em água líquida, está correta.
- a)  $\text{CO}_2/\text{He}/\text{NH}_3$                       **c)  $\text{He}/\text{CO}_2/\text{NH}_3$**   
 b)  $\text{CO}_2/\text{NH}_3/\text{He}$                       d)  $\text{He}/\text{NH}_3/\text{CO}_2$

18. (Fuvest-SP) No seguinte trecho (adaptado) de uma peça teatral de C. Djerassi e R. Hoffmann, as esposas de três químicos do século XVIII conversam sobre um experimento feito com uma mistura de gases.

SENHORA POHL – Uma vez o farmacêutico Scheele estava borbulhando [a mistura gasosa] através de uma espécie de água.  
 MADAME LAVOISIER – Deve ter sido água de cal.  
 SENHORA PRIESTLEY – A água ficou turva, não ficou?  
 MADAME LAVOISIER – É o mesmo gás que expiramos... o gás que removemos com a passagem através da água de cal.  
 SENHORA POHL – Depois ele me pediu que colocasse no gás remanescente um graveto já apagado, apenas em brasa numa das extremidades. Já estava escurecendo.  
 SENHORA PRIESTLEY – E o graveto inflamou-se com uma chama brilhante... e permaneceu aceso!

Empregando símbolos e fórmulas atuais, podem-se representar os referidos componentes da mistura gasosa por:

- a)  $\text{CO}_2$  e  $\text{O}_2$                       c)  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$                       e)  $\text{CO}$  e  $\text{O}_2$   
 b)  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2$                       d)  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$
19. (UFU-MG) Na figura a seguir, a altura do mercúrio no braço direito aberto à pressão atmosférica ( $760 \text{ mmHg}$ ) é de  $100 \text{ mm}$  e a altura no braço esquerdo é de  $120 \text{ mm}$ . A pressão do gás no bulbo é:



- a)  $780 \text{ mmHg}$ .  
 b)  $640 \text{ mmHg}$ .  
**c)  $740 \text{ mmHg}$ .**  
 d)  $20 \text{ mmHg}$ .
20. (UFPE) Um frasco de  $22,4 \text{ L}$  contém  $2,0 \text{ mol}$  de  $\text{H}_2$  e  $1,0 \text{ mol}$  de  $\text{N}_2$ , a  $273,15 \text{ K}$  ( $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$ ). Portanto, podemos afirmar que:
- (V) as frações molares de  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$  são respectivamente  $2/3$  e  $1/3$ .  
 (V) as pressões parciais de  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$  são respectivamente  $2,0 \text{ atm}$  e  $1,0 \text{ atm}$ .  
 (V) a pressão total no vaso é de  $3,0 \text{ atm}$ .  
 (F) ao comprimirmos os gases, até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão final de  $1,5 \text{ atm}$ .  
 (F) os gases  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$  possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.
21. (UFRR) O volume de  $\text{HCl}$  gasoso medido em litros, nas CNTP, necessário para neutralizar  $5 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de  $\text{KOH}$ , é igual a:

- Dado: constante dos gases perfeitos:  
 $R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$
- a) 1,12.                      c) 3,36.                      e) 5,60.  
 b) 2,24.                      d) 4,48.

# Estudo das soluções

Soluções são misturas homogêneas de dois ou mais componentes. O componente que se apresentar em menor quantidade recebe o nome de **soluto** e será dissolvido em outro componente presente em maior quantidade, chamado de **solvente**. Tanto o solvente quanto o soluto podem apresentar-se nos três estados físicos, mas, em geral, a solução permanece no estado físico do solvente. A composição das soluções é indicada por **unidades de concentração**.

## Propriedades das soluções

- ▶ As partículas do soluto são invisíveis mesmo quando observadas em microscópio eletrônico.
- ▶ As partículas do soluto não se depositam.
- ▶ As partículas do soluto não são retiradas por nenhum filtro conhecido.
- ▶ As partículas do soluto não conseguem dispersar um feixe de luz que incida sobre elas.
- ▶ Ao se retirar amostras (alíquota) de uma solução, em todas elas a relação quantidade de soluto/quantidade de solvente permanece constante e inalterada.

### Solução aquosa de NaCl



Água (H<sub>2</sub>O)

EDUARDO SANTALIASTRACID



Sal (NaCl)

EDUARDO SANTALIASTRACID



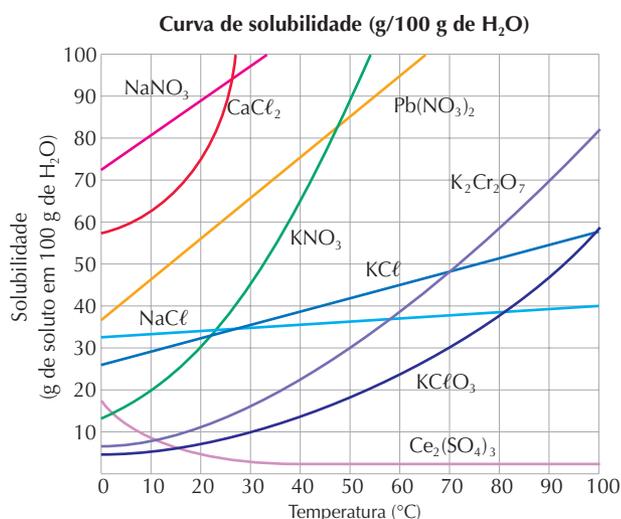
Água + Sal

EDUARDO SANTALIASTRACID

▶ Figura 1

## Solubilidade ou Coeficiente de solubilidade

- ▶ Quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em uma quantidade fixa de solvente, a uma determinada temperatura e pressão.
- ▶ Alterações na temperatura e na pressão em que o experimento é realizado fazem com que a solubilidade de um soluto em determinado solvente aumente ou diminua.
- ▶ As curvas de solubilidade são gráficos que indicam como a solubilidade de uma substância é influenciada pela variação da temperatura.



▶ Figura 2

Exemplo:

Qual a quantidade máxima, em gramas, de nitrato de potássio (KNO<sub>3</sub>) que pode ser dissolvida em 200 g de água a 20 °C?

Resolução:

$$\begin{aligned} & \bullet 20 \text{ }^\circ\text{C}: 30 \text{ g de KNO}_3 \text{ ———— } 100 \text{ g de água} \\ & \quad \quad \quad \times \text{ ———— } 200 \text{ g de água} \\ & \quad \quad \quad x = 60 \text{ g de KNO}_3 \end{aligned}$$

## Unidades de concentração

### Porcentagem em massa

- ▶ Indica a massa do soluto (g) dissolvida em 100 g de solução.  
massa do soluto ———— massa da solução  
x ———— 100% solução

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exemplo:

Quantos gramas de solução a 20% em massa de hidróxido de sódio são necessários para que se obtenham 8 g desse hidróxido?

Resolução:

20 g de soluto \_\_\_\_\_ 100 g de solução

8 g de soluto \_\_\_\_\_ x

x = 40 g de solução

A relação massa do soluto/massa da solução é também conhecida como **título (T)**.

$$T = \frac{m_1}{m}$$

Em que:

- $m_1$  = massa do soluto
- $m$  = massa da solução: massa do soluto ( $m_1$ ) + massa do solvente ( $m_2$ )

Obs.: o título é um número maior do que 0 e menor do que 1, sem unidade de medida.

Exemplo:

150 g de uma solução de NaCl apresentam 6 g de soluto dissolvidos. Qual o título dessa solução?

Resolução 1:

$$T = \frac{m_1}{m} \Rightarrow T = \frac{6}{150} \Rightarrow T = 0,04 \text{ ou } 4\%$$

Resolução 2:

6 g de soluto \_\_\_\_\_ 150 g de solução

x \_\_\_\_\_ 100 g de solução

x = 4%

## Porcentagem em volume

- › Indica o volume do soluto (mL) dissolvido em 100 mL de solução.

Exemplo:

Uma solução foi preparada pela mistura de 24 g de hidróxido de potássio e 126 g de água. Qual a porcentagem, em massa, de hidróxido de potássio na solução?

Resolução:

• 24 g de soluto \_\_\_\_\_ 150 g de solução (24 g de soluto + 126 g de solvente)

x \_\_\_\_\_ 100 g de solução

x = 16%

## Partes por milhão em massa (ppm)

- › Indica quantas unidades de um componente (soluto) estão presentes em 1.000.000 ( $10^6$ ) de unidades da solução.

Exemplo:

A água potável não pode conter mais do que  $5,0 \cdot 10^{-4}$  mg de Hg por grama de água. Para evitar o uso de números tão pequenos, convencionou-se expressar a concentração de mercúrio em ppm. Quantos ppm de mercúrio são permitidos na composição da água potável?

Resolução:

•  $5,0 \cdot 10^{-7}$  g de Hg \_\_\_\_\_ 1 g de  $H_2O$   
x \_\_\_\_\_  $10^6$  g de  $H_2O$

x = 0,5 ppm

## Concentração em massa / Concentração comum / Concentração em g/L

- › Indica a massa do soluto expressa em gramas presente em 1 L de solução. É representada pela letra **C** e sua unidade é g/L.

$$C = \frac{m_1 \text{ (g)}}{V \text{ (L)}}$$

Exemplo:

Qual a concentração em g/L quando 15 g de açúcar são dissolvidos em água suficiente para completar 0,5 L de solução.

Resolução:

• 15 g de açúcar (soluto) \_\_\_\_\_ 0,5 L de solução

x \_\_\_\_\_ 1,0 L de solução

x = 30 g/L

ou

$$\bullet C = \frac{15}{0,5} \Rightarrow C = 30 \text{ g/L}$$

## Concentração em quantidade de matéria / Concentração molar / Concentração em mol/L

- › Indica a quantidade de soluto em mols presente em 1 L de solução. Sua unidade é mol/L.

$$C = \frac{n_1 \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

$n_1$  = quantidade em mols do soluto, que pode ser calculada dividindo-se a massa do soluto pela massa molar.

Exemplo:

Uma solução de ácido clorídrico foi preparada pela adição de 7,3 g dessa substância em água suficiente para obter 200 mL de solução. Qual a concentração molar da solução?

Resolução:

• 1 mol de HCl \_\_\_\_\_ 36,5 g

x \_\_\_\_\_ 7,3 g

x = 0,2 mol

• 0,2 mol de HCl \_\_\_\_\_ 200 mL de solução

x \_\_\_\_\_ 1.000 mL de solução

x = 1,0 mol/L

ou

$$\bullet C = \frac{n_1}{V} \Rightarrow C = \frac{m_1}{M \times V} \Rightarrow C = \frac{7,3}{36,5 \times 0,2} \Rightarrow C = 1,0 \text{ mol/L}$$

## No Vestibular

1. (UFRS) Um acadêmico do curso de Química necessita preparar uma solução de ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) 0,5 mol/L para ser utilizada como fungicida. Para preparar tal solução ele dispõe de 2,5 g do ácido. O volume, em mL, de solução com a concentração desejada que pode ser preparado utilizando toda a massa disponível é, aproximadamente:

Dados: H = 1 g/mol; B = 10,8 g/mol.

- a) 41.                      c) 161.                      e) 1.000.  
**b) 81.**                      d) 246.

$$M = n/V \Rightarrow 0,5 = 2,5/62V \Rightarrow 31V = 2,5 \Rightarrow V = 0,081 \text{ L ou } 81 \text{ mL}$$

2. (UFPE) Soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio a 0,9% em massa. A massa de NaCl em gramas necessária para preparar 2 litros de soro fisiológico é:

Dado: massa específica:  $\text{H}_2\text{O} = 1 \text{ g/mL}$ .

- a) 0,9.                      c) 9.                      **e) 18.**  
 b) 1,8.                      d) 90.

$$\begin{array}{l} \text{Em 2 L temos 2.000 g de massa total} \\ 2.000 \text{ g} \text{ ————— } 100\% \\ x \text{ ————— } 0,9\% \\ x = 18 \text{ g} \end{array}$$

3. (UFPA) “Num balão volumétrico de 250 mililitros, após adição de 1,00 g de hidróxido de sódio sólido, o volume é completado com água destilada. A solução assim obtida tem concentração de \_\_\_\_\_ g/L, sendo mais \_\_\_\_\_ do que outra solução de concentração 0,25 mol/L, da mesma base.”

Complete corretamente o texto acima com os dados de uma das seguintes alternativas:

- a) 1,00; diluída.                      d) 3,00; concentrada.  
 b) 2,00; concentrada.                      **e) 4,00; diluída.**  
 c) 2,50; diluída.

4. (UFRN) O soro fisiológico é uma solução aquosa que contém 0,9% em massa de NaCl. Para preparar 200 mL dessa solução, a quantidade necessária de NaCl é de, aproximadamente:

Dados: densidade aproximada do soro = 1 g/mL; massa molar do NaCl = 58,5 g/mol.

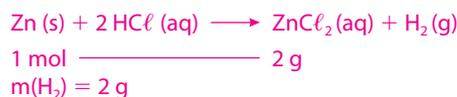
- a) 0,45 g.                      c) 0,09 mol.                      e) 10,6 g.  
**b) 1,8 g.**                      d) 0,18 mol.

$$\begin{array}{l} 200 \text{ g de solução} \text{ ————— } 100\% \text{ de massa} \\ x \text{ ————— } 0,9\% \\ x = 1,8 \text{ g} \end{array}$$

5. (Ufla-MG) Quando mergulhamos uma lâmina de zinco ( $\text{Zn (s)}$ ) em uma solução aquosa de ácido clorídrico ( $\text{HCl (aq)}$ ), ocorre a seguinte reação química, com produção de cloreto de zinco e gás hidrogênio:



- a) Calcule a massa de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) formada após o consumo de 1 mol de Zn na reação.



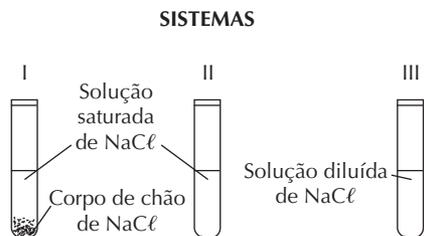
- b) Calcule a massa de HCl necessária para preparar 100 mL de solução desse ácido na concentração de 0,1 mol/L. Dados: H = 1; Cl = 35,5.

$$\begin{array}{l} [\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol/L} \\ 1.000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,1 \text{ mol de HCl} \\ 100 \text{ mL} \text{ ————— } n(\text{HCl}) \\ n(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol HCl} \text{ ————— } 36,5 \text{ g} \\ 0,01 \text{ mol HCl} \text{ ————— } m(\text{HCl}) \\ m(\text{HCl}) = 0,365 \text{ g} \end{array}$$

6. (Unesp) O teor de oxigênio dissolvido na água é um parâmetro importante na determinação das propriedades químicas e biológicas da água. Para se determinar a concentração de oxigênio, pode-se utilizar pequenas porções de palha de aço. Colocando uma porção de palha de aço em contato com 1 litro de água, por 5 dias em um recipiente fechado, observou-se que a massa de ferrugem (óxido de ferro III) formada foi de 32 mg. Escreva a equação química para a reação de oxidação do ferro metálico e determine a concentração, em  $\text{g/L}^{-1}$ , de  $\text{O}_2$  na água analisada. Massas molares, em  $\text{g/mol}^{-1}$ : Fe = 56 e O = 16.

$$\begin{array}{l} \text{A equação química que representa a reação de} \\ \text{oxidação do ferro é dada por:} \\ 4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} \\ 3 \times 32 \text{ g} \text{ ————— } 2 \times 160 \text{ g} \\ m(\text{O}_2) \text{ ————— } 32 \text{ mg} \\ m(\text{O}_2) = 9,6 \text{ mg} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ g} \\ \text{Como essa massa de } \text{O}_2 \text{ está presente em um litro} \\ \text{de água, a concentração de } \text{O}_2 \text{ será } 9,6 \times 10^{-3} \text{ g/L.} \end{array}$$

7. (UFG-GO) Os sistemas a seguir contêm soluções aquosas de NaCl em três diferentes situações, mantidas a uma temperatura constante:



- a) Indique qual(is) sistema(s) está(ão) em equilíbrio. Justifique sua resposta.

No sistema I existem duas fases: solução saturada de NaCl e corpo de chão de NaCl em equilíbrio.

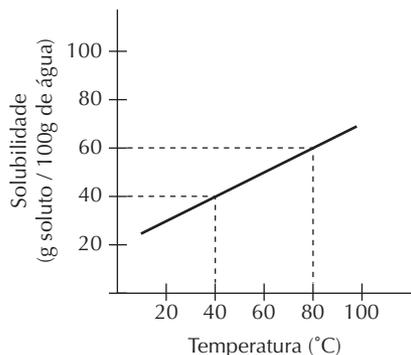
- b) O que ocorrerá, em cada sistema, se for adicionada uma quantidade muito pequena de NaCl sólido?

I. Continuará uma solução saturada com precipitado.

II. Haverá a formação de um precipitado.

III. Continuará uma solução insaturada.

8. (UFPE) Uma solução saturada de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  foi preparada a  $80^\circ\text{C}$  utilizando-se 200 g de água. Posteriormente, essa solução sofreu um resfriamento sob agitação até atingir  $40^\circ\text{C}$ . Determine a massa de sal depositada nesse processo. A solubilidade do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  varia com a temperatura, conforme mostrado no gráfico abaixo.

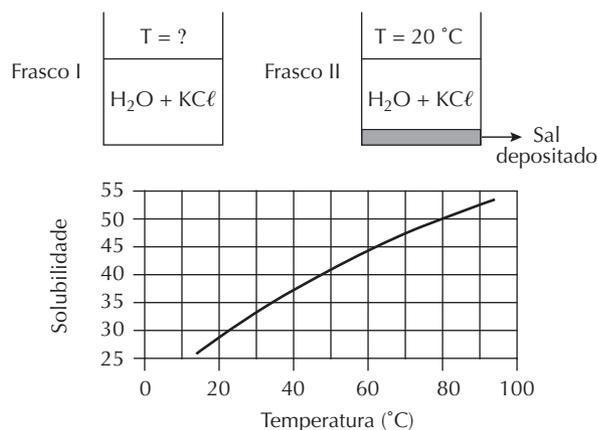


$m = 40\text{ g}$   
 100 g de água — 60 g de sal  
 200 g — x  
 $x = 120\text{ g de sal dissolvidos a } 80^\circ\text{C}$   
 100 g de água — 40 g de sal  
 200 g — y  
 $y = 80\text{ g de sal a } 40^\circ\text{C}$   
 120 g dissolvidos a  $80^\circ\text{C} - 80\text{ g}$   
 dissolvidos a  $40^\circ\text{C} = 40\text{ g precipitam}$

9. (UFPE) A solubilidade do oxalato de cálcio a  $20^\circ\text{C}$  é de 33,0 g por 100 g de água. Qual a massa, em gramas, de  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  depositada no fundo do recipiente quando 100 g de  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  (s) são adicionados em 200 g de água a  $20^\circ\text{C}$ ?

$m = 34\text{ g}$   
 33 g de oxalato — dissolvem em — 100 g de água  
 x ————— 200 g  
 $x = 66\text{ g}$   
 $100\text{ g (totais)} - 66\text{ g (dissolvidos)} = 34\text{ g}$

10. (UFRJ) Os frascos a seguir contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 ml de água e 200 g de KCl.



O diagrama representa a solubilidade do KCl em água, em gramas de soluto/100 ml de  $\text{H}_2\text{O}$ , em diferentes temperaturas.

- a) Determine a temperatura da solução do frasco I.

$T = 80^\circ\text{C}$

Se, a  $80^\circ\text{C}$ , 50 g de sal saturam 100 g de água, 200 g saturam em 400 g de água.

- b) Sabendo que a temperatura do frasco II é de  $20^\circ\text{C}$ , calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.

$m = 80\text{ g}$   
 A  $20^\circ\text{C}$   
 30 g de sal — 100 g de água  
 x — 400 g  
 $x = 12.000/100 = 120\text{ g}$   
 $200\text{ g totais} - 120\text{ g dissolvidas} = 80\text{ g no fundo do béquer}$

11. (UFBA, adaptada) A tabela a seguir fornece os valores de solubilidade do cloreto de sódio e do hidróxido de sódio, em água, a diferentes temperaturas.

Solutos	Solubilidade (g do soluto / 100 g de água)			
	$0^\circ\text{C}$	$20^\circ\text{C}$	$50^\circ\text{C}$	$100^\circ\text{C}$
NaCl (s)	35,7	36,0	37,0	39,8
NaOH (s)	42,0	109,0	145,0	347,0

As informações da tabela e os conhecimentos sobre soluções permitem concluir:

- (01) Soluções são misturas homogêneas.  
 (02) Solução saturada é uma mistura heterogênea.  
 (04) O hidróxido de sódio é mais solúvel em água que o cloreto de sódio.  
 (08) Soluções concentradas são soluções saturadas.  
 (16) Quando se separa o soluto do solvente, obtêm-se substâncias diferentes daquelas que foram inicialmente misturadas.  
 (32) Adicionando-se 145 g de hidróxido de sódio a 100 g de água, a 20 °C, obtém-se um sistema bifásico, que, depois de aquecido a temperaturas acima de 50 °C, apresenta-se monofásico.

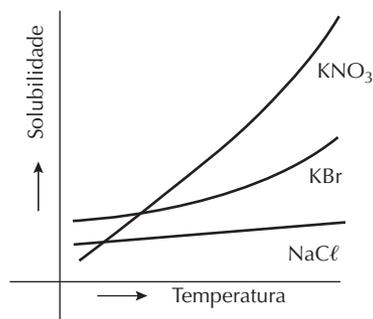
02: errada, pois a solução saturada apresenta apenas uma fase, sendo portanto homogênea.

08: errada, pois a concentração depende da comparação; uma solução pode ser concentrada em relação a outra e ainda estar longe do ponto de saturação.

16: errada, pois o soluto é uma substância que se solubiliza no solvente; após a separação, as moléculas, tanto do solvente como do soluto, continuam as mesmas; o fato de terem se misturado não as modifica.

12. (Fuvest-SP) O processo de recristalização, usado na purificação de sólidos, consiste no seguinte:

- 1) Dissolve-se o sólido em água quente, até a saturação.  
 2) Resfria-se a solução até que o sólido se cristalice.  
 Os gráficos a seguir mostram a variação, com a temperatura, da solubilidade de alguns compostos em água.



O método de purificação descrito acima é mais eficiente e menos eficiente, respectivamente, para:

- a) NaCl e KNO<sub>3</sub>                      d) NaCl e KBr  
 b) KBr e NaCl                        e) KNO<sub>3</sub> e NaCl  
 c) KNO<sub>3</sub> e KBr
13. (UEL-PR) A 10 °C a solubilidade do nitrato de potássio é de 20,0 g/100 g de H<sub>2</sub>O. Uma solução contendo 18,0 g de nitrato de potássio em 50,0 g de água a 25 °C é resfriada a 10 °C.

Quantos gramas do sal permanecem dissolvidos na água?

- a) 1,00                                  c) 9,00                                  e) 18,0  
 b) 5,00                                  d) 10,0

$$\begin{array}{l} 20 \text{ g de sal} \text{ ————— } 100 \text{ g de H}_2\text{O} \\ x \text{ ————— } 50 \text{ g} \\ x = 10 \text{ g dissolvidos e } 8,0 \text{ g precipitam} \end{array}$$

14. (Uece) Sucos são misturas de substâncias específicas a cada fruta, como é o caso da laranja, que é a mistura de vitamina C, ácido fólico e flavonoides. Quando uma mistura é homogênea, tem-se uma solução. Dessa forma, assinale a alternativa verdadeira.

- a) Quanto menor a quantidade de soluto presente num determinado volume de solução, mais concentrada será essa solução.  
 b) Partes por milhão em massa (ppm) é uma forma de expressar a concentração de soluções saturadas de sólidos em líquidos.  
 c) Soluções saturadas são estáveis e apresentam quantidade máxima de solvente possível para dissolver uma determinada quantidade de soluto, a uma dada temperatura.  
 d) O coeficiente de solubilidade é a quantidade de soluto necessária para saturar uma quantidade padrão de solvente a uma determinada temperatura.

15. (Unesp) O teor de vitamina C em uma determinada bebida de soja com sabor de morango foi determinado como sendo de 30 mg em uma porção de 200 mL. Dada a massa molar da vitamina C, 176 g/mol, qual a sua concentração nessa bebida, em mmol/L?

- a) 0,15                                  c) 0,85                                  e) 17  
 b) 0,17                                  d) 8,5

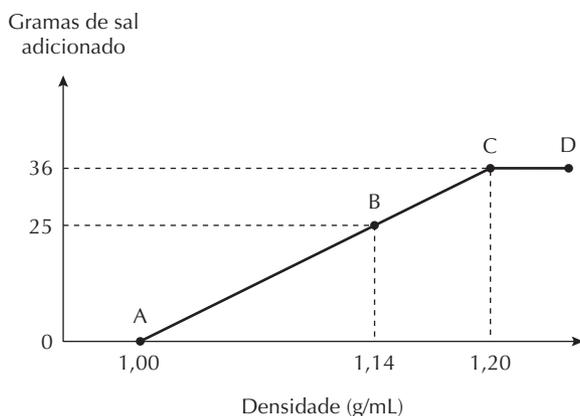
$$\begin{array}{l} C = \frac{n}{V} \longrightarrow C = \frac{30 \times 10^{-3} \text{ g}}{200 \times 10^{-3} \text{ L}} \\ M = 0,15 \text{ g/L} \\ 1 \text{ mol de vitamina C} \text{ ————— } 176 \text{ g} \\ x \text{ mol} \text{ ————— } 0,15 \text{ g} \\ x = 8,5 \times 10^{-4} \text{ mol} = 0,85 \text{ mmol} \\ \text{Portanto, } C = 0,85 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \end{array}$$

16. (Ufes) Ao se adicionar cloreto de amônio a uma certa quantidade de água a 25 °C, observa-se um resfriamento na solução. Com base nessa informação, pode-se afirmar que:

- a) o processo é exotérmico e a solubilidade do NH<sub>4</sub>Cl aumenta com o aumento da temperatura.  
 b) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH<sub>4</sub>Cl aumenta com o aumento da temperatura.  
 c) o processo é exotérmico e a solubilidade do NH<sub>4</sub>Cl diminui com o aumento da temperatura.  
 d) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH<sub>4</sub>Cl diminui com o aumento da temperatura.  
 e) o processo é endotérmico e a solubilidade do NH<sub>4</sub>Cl independe da temperatura.



17. (UFPE) O sal  $\text{NaCl}$  é adicionado gradualmente a um volume fixo de 100 mL de água. Após cada adição se obtém a densidade da solução. Observando o gráfico a seguir podemos afirmar que:



- (F) o ponto D corresponde a uma solução supersaturada.  
(V) o ponto A corresponde ao solvente puro.  
(F) o trecho A-C corresponde à região de solução saturada.  
(V) a concentração no ponto C corresponde à solubilidade do sal.  
(V) a concentração da solução no ponto B é igual a 20% em massa.
18. (UFU-MG) A água dos mares e oceanos é parte importante da chamada hidrosfera, onde atua a indústria extrativa mineral, devido à quantidade de sais dissolvidos. Essa água não é própria para o consumo humano devido ao teor de sais da ordem de 3,4%, em massa. Acerca desse assunto, faça o que se pede.
- a) Qual é a massa em quilogramas de sais dissolvidos na utilização de uma tonelada e meia de água marinha?

$$\begin{aligned} 1.500 \text{ kg (água marinha)} &\text{ ————— } 100\% \\ m(\text{sais}) &\text{ ————— } 3,4\% \\ m(\text{sais}) = 51 \text{ kg} \end{aligned}$$

- b) Sabendo-se que existem, aproximadamente, 2,0 gramas de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ) em 100 mL de água do mar, calcule a concentração molar de  $\text{NaCl}$  na água do mar.
- Dado:  $\text{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$ .

$$\begin{aligned} \text{Em } 100 \text{ ml (0,1 L) de água do mar:} \\ 2 \text{ g de NaCl} &\text{ ————— } n \\ 58,5 \text{ g de NaCl} &\text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ n = 0,034 \text{ mol de NaCl} \\ \text{Então, a concentração molar será de} \\ 0,034 \text{ mol de NaCl em } 0,1 \text{ L de água do} \\ \text{mar, ou seja, } 0,34 \text{ mol/L.} \end{aligned}$$

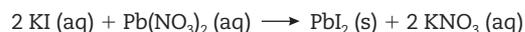
19. (UFPI) Em regiões mais áridas do Nordeste, os pescadores preferem os horários mais frios do dia para pescar. De fato, nesses períodos, a pesca é mais farta, porque os peixes vão à superfície em busca de oxigênio ( $\text{O}_2$ ). A maior concentração de  $\text{O}_2$  na superfície, nos períodos mais frios, explica-se pelo fato de a:

- (a) redução na temperatura aumentar a solubilidade de gases em líquidos.  
b) redução na temperatura aumentar a constante de dissociação da água.  
c) elevação no número de moles de  $\text{O}_2$  ocorrer com a redução da pressão.  
d) solubilidade de gases em líquidos independer da pressão.  
e) elevação na temperatura reduzir a energia de ativação da reação de redução do oxigênio.

20. (Uece) Sucos são misturas de substâncias específicas a cada fruta, como é o caso da laranja, que é a mistura de vitamina C, ácido fólico e flavonoides. Quando uma mistura é homogênea tem-se uma solução. Dessa forma, assinale a alternativa verdadeira.

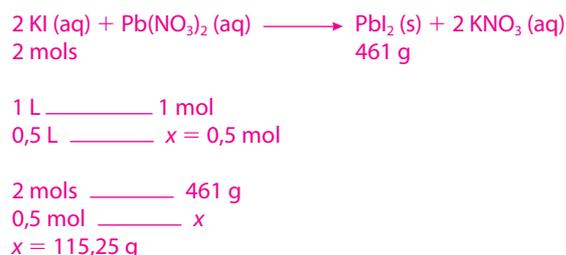
- a) Quanto menor a quantidade de soluto presente num determinado volume de solução, mais concentrada será essa solução.  
b) Partes por milhão em massa (ppm) é uma forma de expressar a concentração de soluções saturadas de sólidos em líquidos.  
c) Soluções saturadas são estáveis e apresentam quantidade máxima de solvente possível para dissolver uma determinada quantidade de soluto, a uma dada temperatura.  
(d) O coeficiente de solubilidade é a quantidade de soluto necessária para saturar uma quantidade padrão de solvente a uma determinada temperatura.

21. (Uece) Suponha que 500 mL de solução de iodeto de potássio, com concentração em quantidade de matéria de 1,0 mol/L, reajam com nitrato de chumbo II, conforme a reação:



O iodeto de chumbo II produzido tem massa, aproximadamente, igual a:

- a) 57,63 g. c) 166,00 g.  
(b) 115,25 g. d) 230,50 g.



# Concentração das soluções

As soluções podem ter sua concentração alterada pela adição ou retirada do solvente. Quando isso acontece, a quantidade de matéria do soluto não se modifica. Para determinar a concentração de uma solução, utiliza-se a técnica da **volumetria**, um processo de análise química quantitativa.

## Alteração da concentração de uma solução

### Diluição de soluções

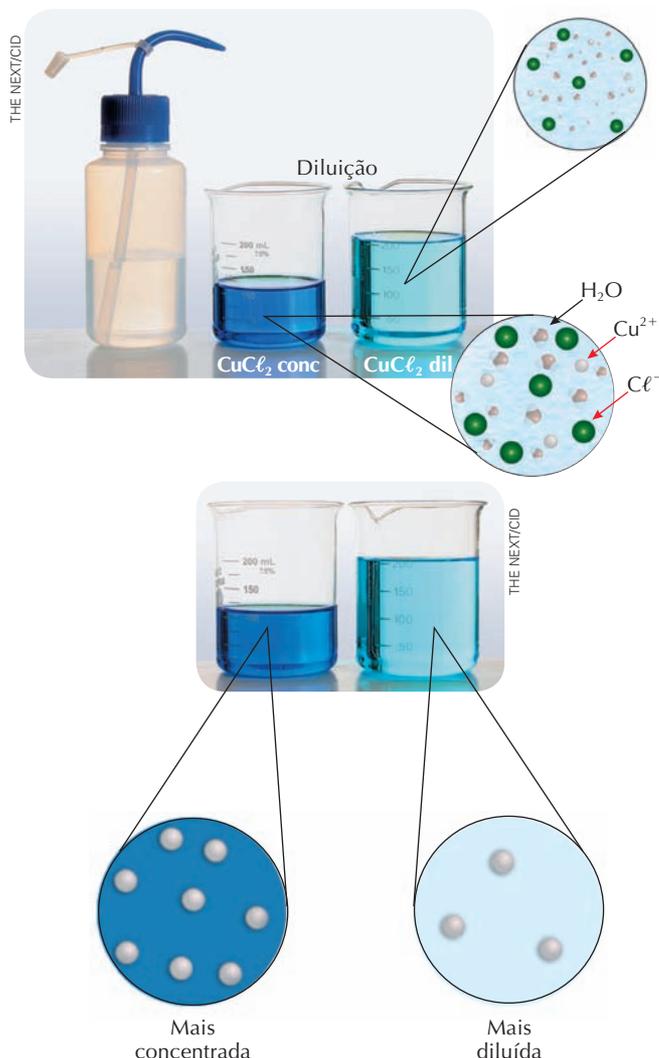
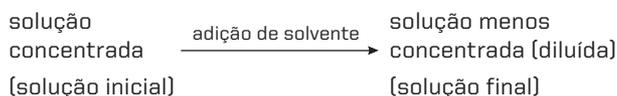


Figura 1

### Adição de um solvente

- Processo chamado de **diluição**, utilizado quando se deseja preparar uma solução de concentração menor a partir de uma solução já existente.



- Quanto maior for a quantidade de solvente adicionada a uma solução, menor será a concentração da solução resultante.
- A quantidade de soluto (em massa ou em número de mols) permanece inalterada. O que muda é a concentração do soluto.
- O volume da solução aumenta.
- Expressão que representa esse processo:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Em que:

- $C_1$  = concentração inicial da solução (em g/L; mol/L ou em %)
- $V_1$  = volume inicial da solução
- $C_2$  = concentração final da solução
- $V_2$  = volume final da solução (volume inicial  $[V_1]$  + volume adicionado)

**Obs.:** a concentração e o volume são sempre apresentados na mesma unidade.

Exemplo:

A 200 mL de uma solução de ácido clorídrico 0,05 mol/L, foram adicionados 4.800 mL de água. Qual a concentração molar da solução obtida após a diluição?

Resolução 1:

$$\begin{array}{r} 0,05 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ L de solução} \\ x \quad \text{-----} \quad 0,2 \text{ L de solução} \end{array}$$

$$x = 0,01 \text{ mol de HCl}$$

$$0,01 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 5 \text{ L de solução}$$

$$y \quad \text{-----} \quad 1 \text{ L de solução}$$

$$y = 0,002 \text{ mol/L}$$

ou

Resolução 2:

$$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow 0,05 \times 0,2 = C_2 \times 5 \Rightarrow C_2 = 0,002 \text{ mol/L}$$

### Retirada de um solvente

- Processo também conhecido como **concentração de uma solução**, é utilizado no preparo de uma solução de concentração maior a partir de uma solução já existente. A retirada do solvente ocorre quando a solução é aquecida, provocando sua evaporação, ou, ainda, quando o solvente, por si só, evapora à temperatura ambiente.
- Quanto maior for a quantidade de solvente evaporado da solução, maior será a concentração da solução resultante.

- › A quantidade de soluto (em massa ou em número de mols) permanece inalterada. O que muda é a concentração.
- › O volume da solução diminui.
- › Utiliza-se a mesma expressão para efetuar os cálculos:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

## Mistura de soluções de um mesmo soluto

- › A quantidade de soluto (em massa ou em quantidade de mols) na solução final é igual à soma das quantidades de solutos das soluções iniciais.
- › O volume final da mistura é resultado da adição dos volumes iniciais de cada solução.
- › Expressão que representa esse processo:

$$C_3V_3 = C_1V_1 + C_2V_2$$

Em que:

$C_1$  = concentração da solução 1 (em g/L; mol/L ou em %)

$V_1$  = volume da solução 1

$C_2$  = concentração da solução 2 (em g/L ; mol/L ou em %)

$V_2$  = volume da solução 2

$C_3$  = concentração da solução final

$V_3$  = volume da solução final (volume da solução 1 + volume da solução 2)

**Obs.:** Nem sempre os volumes são aditivos. Às vezes, pode ocorrer diminuição do volume quando, por exemplo, misturamos água e álcool.

Exemplo:

Dadas as seguintes soluções:

A: 100 mL de hidróxido de sódio de concentração 0,3 mol/L

B: 400 mL de hidróxido de sódio de concentração 0,1 mol/L

Ao misturar as soluções A e B, obtemos uma solução C. Qual a concentração molar dessa nova solução?

Resolução 1:

0,3 mol de NaOH \_\_\_\_\_ 1 L de solução  
 $x$  \_\_\_\_\_ 0,1 L de solução

$x = 0,03$  mol de NaOH

0,1 mol de NaOH \_\_\_\_\_ 1 L de solução  
 $y$  \_\_\_\_\_ 0,4 L de solução

$y = 0,04$  mol de NaOH

0,07 mol de NaOH \_\_\_\_\_ 0,5 L de solução  
 $x$  \_\_\_\_\_ 1 L de solução

$x = 0,14$  mol/L de NaOH

ou

Resolução 2:

$C_3V_3 = C_1V_1 + C_2V_2 \Rightarrow C_3V_3 = 0,3 \times 0,1 + 0,1 \times 0,4 \Rightarrow$

$C_3 \times 0,5 = 0,03 + 0,04 \Rightarrow C_3 = 0,14$  mol/L de NaOH

## Como determinar a concentração de uma solução

### Análise volumétrica

- › Método utilizado para determinar a concentração de uma solução desconhecida a partir da reação química que ocorre quando essa solução entra em contato com outra de concentração conhecida. A técnica utilizada é a **titulação**; para determinar a concentração por titulação, é necessário conhecer os volumes das soluções e a estequiometria da reação.
- › Solução-problema: solução da qual se deseja determinar a concentração.
- › Solução de referência ou solução padrão: solução de concentração conhecida.
- › Para identificar o ponto final da titulação em uma concentração, utilizam-se indicadores (substâncias que mudam de cor quando estão na presença de um determinado reagente). A alteração da cor da solução representa o final da reação.

Exemplo:

Para determinar a concentração de uma solução de hidróxido de sódio, um analista retirou uma amostra de 20 mL dessa concentração e titulou-a com ácido clorídrico. Nessa titulação foram gastos 12 mL de uma solução 0,15 mol/L de ácido clorídrico. Qual a concentração molar da solução de hidróxido de sódio?

Resolução:

#### Primeiro passo

Escrever a reação balanceada e a proporção em mols de cada substância:



1 mol          1 mol          1 mol          1 mol

#### Segundo passo

Calcular a quantidade de mols do ácido que reagiu:

0,15 mol \_\_\_\_\_ 1.000 mL  
 $x$  \_\_\_\_\_ 12 mL

$x = 0,018$  mol

#### Terceiro passo

Calcular a quantidade de mols do hidróxido de sódio neutralizada pelo ácido. Como os coeficientes estequiométricos do ácido e da base são iguais, temos:

número de mols do ácido = número de mols da base (1:1)

0,018 mol de HCl = 0,018 mol de NaOH

#### Quarto passo

Calcular a concentração molar da solução de hidróxido de sódio:

0,018 mols de NaOH \_\_\_\_\_ 20 mL (amostra analisada)  
 $x$  \_\_\_\_\_ 1.000 mL

$x = 0,9$  mol/L de NaOH

## No Vestibular

1. (UEG-GO) A mistura de uma solução de solutos diferentes pode ocorrer de forma que esses solutos reajam entre si. Em uma aula prática realizada no laboratório, um estudante utilizou na neutralização de 15 mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 20 mL de solução aquosa 0,6 mol/L de NaOH. De acordo com essas informações, responda ao que se pede:

a) Apresente a equação balanceada da reação descrita.



b) Calcule a concentração em mol/L da solução ácida.

NaOH:  
 0,6 mol ——— 1.000 mL  
 n(base) ——— 20 mL  
 n(base) = 0,012 mol

1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ——— 2 mol NaOH  
 n(ácido) ——— 0,012 mol NaOH  
 n(ácido) = 0,006 mol

0,006 mol de ácido ——— 15 mL  
 x ——— 1.000 mL  
 x = 0,4 mol em 1 L  
 A concentração molar do ácido é 0,4 mol/L.

2. (UFG-GO) Um analista necessita de 100 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,9% (m/v). Como não dispõe do sal puro, resolve misturar duas soluções de NaCl (aq): uma de concentração 1,5% (m/v) e outra de 0,5% (m/v). Calcule o volume de cada solução que deverá ser utilizado para o preparo da solução desejada.

A: solução 1  
 B: solução 2  
 $C_A V_A + C_B V_B = CV$   
 $1,5 V_A + 0,5 V_B = 0,9 \times 100$   
 $V_A + V_B = 100 \text{ mL}$   
 $V_A = 100 - V_B$   
 Então,  
 $1,5(100 - V_B) + 0,5 V_B = 0,9 \times 100$   
 $V_B = 60 \text{ mL}$   
 $V_A = 100 - 60 = 40 \text{ mL}$   
 Os volumes deverão ser de 40 mL e de 60 mL.

3. (UFPE) A salinidade da água de um aquário para peixes marinhos expressa em concentração de NaCl é 0,08 M. Para corrigir essa salinidade, foram adicionados 2 litros de uma solução 0,52 M de NaCl a 20 litros da água desse aquário. Qual a concentração final de NaCl em mol/L?

0,08 mol ——— 1 L de solução  
 x ——— 20 L de solução  
 x = 1,6 mol

0,52 mol ——— 1 L de solução  
 y ——— 2 L de solução  
 y = 1,04 mol

1,6 mol + 1,04 mol = 2,64 mol  
 2,64 mol ——— 22 L de solução  
 x ——— 1 L de solução  
 x = 0,12 mol/L → concentração final de NaCl: 0,12 mol/L

4. (UFPR) Necessita-se preparar uma solução de NaOH 0,1 mol/L. Dadas as massas atômicas: Na = 23; O = 16 e H = 1, pergunta-se:

a) Qual é a massa de NaOH necessária para preparar 500 mL dessa solução?

0,1 mol ——— 1.000 mL  
 x ——— 500 mL  
 x = 0,05 mol

1 mol ——— 40 g  
 0,05 mol ——— x  
 x = 2 g

b) A partir da solução 0,1 mol/L de NaOH, como é possível obter 1 L de solução de NaOH, porém na concentração 0,01 mol/L?

Adicionando água até completar 1 L a 100 mL da

solução inicial.

c) Qual o volume de HCl 0,05 mol/L necessário para neutralizar 10 mL de solução 0,1 mol/L de NaOH? Justifique suas respostas mostrando os cálculos envolvidos.

0,1 mol NaOH ——— 1.000 mL  
 x ——— 10 mL  
 x = 0,001 mol

Como na reação de neutralização, a proporção NaOH: HCl é 1:1  
 0,05 mol HCl ——— 1.000 mL  
 0,001 mol HCl ——— x  
 x = 20 mL

5. (Ufla-MG) As soluções de hipoclorito de sódio ( $\text{NaClO}$ ) têm sido utilizadas por sua ampla ação desinfetante.

a) Quantos gramas de hipoclorito de sódio são necessários para preparar 10 L de solução desse sal a 0,05 mol/L? Dados: Na = 23; Cl = 35,5; O = 16.

1 L ——— 0,05 mol ( $\text{NaClO}$ )  
 1 L ——— 0,05 × 74,5 g ( $\text{NaClO}$ )  
 10 L ——— m  
 m = 37,25 g

b) A que volume ( $V_{\text{final}}$ ) deve-se diluir 500 mL de solução de  $\text{NaClO}$  a 0,05 mol/L, para se obter solução  $5 \times 10^{-3}$  mol/L desse sal?

$$0,05 \text{ mol/L} \times 500 \text{ mL} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times V_f$$

$$V_f = 5.000 \text{ mL}$$

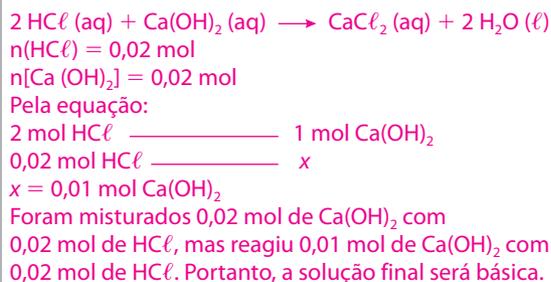
c) Qual a concentração em g/L da solução de  $\text{NaClO}$  0,1 mol/L?

Dados: Na = 23; Cl = 35,5; O = 16

$$c = 0,1 \text{ mol/L} \times 74,5 \text{ g/mol} = 7,45 \text{ g/L}$$

6. (UFRJ) Foram misturados 50 mL de solução aquosa 0,4 molar de ácido clorídrico, com 50 mL de solução de hidróxido de cálcio, de mesma concentração.

a) Ao final da reação, o meio ficará ácido ou básico? Justifique sua resposta com cálculos.



b) Calcule a concentração molar do reagente remanescente na mistura.

0,1 mol/L de  $\text{Ca(OH)}_2$

$$C = 0,01 \text{ mol}/0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol/L}$$

7. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água do mar não é apropriada para o consumo devido à grande concentração de  $\text{NaCl}$  (25g/L); porém, o soro fisiológico (10 g  $\text{NaCl}$ /L) é. Se os navegantes tivessem conhecimento da composição do soro fisiológico, poderiam usar água potável para diluir água do mar, de modo a obter o soro, e assim teriam um volume maior de líquido para beber.

a) Que volume total de soro seria obtido com a diluição se todos os 300 litros de água potável fossem usados para esse fim?

$$C_1 V_1 = C_2 V_2, \text{ portanto } 25 \times V_1 = 10 \times (V_1 + 300) \Rightarrow$$

$$V_1 = 200 \text{ L}$$

$$200 \text{ L de água do mar} + 300 \text{ L de água potável} = 500 \text{ L}$$

(volume total de soro que poderia ser obtido)

b) Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição equitativa do soro, quantos gramas de  $\text{NaCl}$  teriam sido ingeridos por cada pessoa?

100 g de  $\text{NaCl}$ /pessoa  
 500 L totais/50 pessoas = 10 L/pessoa  
 10 g sal ————— 1 L  
 $x$  ————— 10 L  
 $x = 100 \text{ g por pessoa}$

c) Uma maneira que os navegadores usavam para obter água potável adicional era recolher água de chuva. Considerando-se que a água da chuva é originária, em grande parte, da água do mar, como se explica que ela possa ser usada como água potável?

A água do mar evapora e o sal continua dissolvido.

A água da chuva é praticamente isenta de sais

dissolvidos.

8. (UEL-PR) 300 mililitros de solução contendo 0,01 mol/L de sulfato cúprico são cuidadosamente aquecidos até que o volume da solução fique reduzido a 200 mililitros. A solução final tem concentração, em mol/L, igual a:

a) 0,005.                      **c) 0,015.**                      e) 0,018.  
 b) 0,010.                      d) 0,016.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$0,01 \times 0,3 = M_2 \times 0,2 \rightarrow M_2 = 0,015 \text{ mol/L}$$

9. (UFRS) Uma solução aquosa de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), para ser utilizada em baterias de chumbo de veículos automotivos, deve apresentar concentração igual a 4 mol/L.

O volume total de uma solução adequada para se utilizar nessas baterias, que pode ser obtido a partir de 500 mL de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentração 18 mol/L, é igual a:

a) 0,50 L.                      **c) 2,25 L.**                      e) 9,00 L.  
 b) 2,00 L.                      d) 4,50 L.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \rightarrow 18 \times 0,5 = 4 \times V_2 \rightarrow V_2 = 2,25 \text{ L}$$

10. (Unesp) Na preparação de 500 mL de uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentração 3 mol/L, a partir de uma solução de concentração 15 mol/L do ácido, deve-se diluir o seguinte volume da solução concentrada:

a) 10 mL.                      c) 150 mL.                      e) 450 mL.  
**b) 100 mL.**                      d) 300 mL.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \rightarrow 15 \times V_1 = 0,5 \times 3 \rightarrow V_1 = 100 \text{ mL}$$

11. (UFPI) Na titulação de 10,0 mililitros do ácido clorídrico existente numa amostra de suco gástrico, foram gastos 9,0 mililitros de uma solução 0,20 M de hidróxido de sódio. Qual a molaridade do ácido na amostra?

a) 1,8.                      c) 0,45.                      **e) 0,18.**  
 b) 0,90.                      d) 0,20.

No caso de monoácidos e monobases (A = ácido e

B = base), podemos utilizar a fórmula  $M_A V_A = M_B V_B$

para estudar as soluções em que ocorrem reações de

neutralização.

$$M_A \times V_A = M_B \times V_B$$

$$M_A \times 10 = 0,2 \times 9$$

$$M_A = 0,18 \text{ mol/L}$$

12. (Uerj) Diluição é uma operação muito empregada no nosso dia a dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado.

Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de 0,4 mol/L.

O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para 0,04 mol/L será de:

- a) 1.000.    **b) 900.**    c) 500.    d) 400.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \rightarrow 0,4 \times 0,1 = 0,04 \times V_2 \rightarrow V_2 = 1 \text{ L}$$

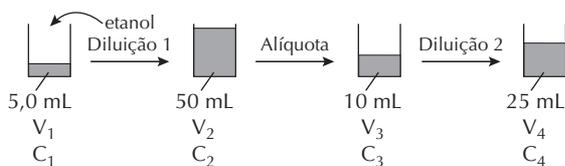
Como já temos 100 mL, devemos acrescentar 900 mL para atingir 1 L de solução 0,04 mol/L.

13. (Unicamp-SP) 10,0 g de um fruto de uma pimenteira foram colocados em contato com 100 mL de acetona para extrair as substâncias capsaicina e di-hidrocapsaicina, dois dos compostos responsáveis pela pungência (sensação de quente) da pimenta.

A mistura resultante foi filtrada e o líquido obtido teve seu volume reduzido a 5,0 mL, por aquecimento. Estes 5,0 mL foram diluídos a 50 mL pela adição de etanol anidro. Destes 50 mL, uma porção de 10 mL foi diluída a 25 mL. A análise desta última solução, num instrumento apropriado, forneceu o gráfico representado na figura.

Observou-se que a concentração da capsaicina é metade da de di-hidrocapsaicina.

- a) Qual a relação entre as concentrações da capsaicina, na solução de 5,0 mL e na solução final? Justifique.



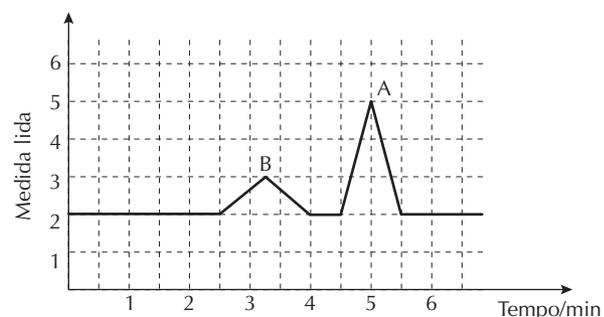
$$\begin{aligned} V_1 C_1 &= V_2 C_2 \\ 5,0 \times C_1 &= 50 \times C_2 \\ C_2 &= 0,1 \times C_1 \\ C_2 &= C_3 = 0,1 C_1 \\ V_3 C_3 &= V_4 C_4 \\ 10 \times 0,1 \times C_1 &= 25 \times C_4 \\ C_1 &= 25 C_4 \end{aligned}$$

Na diluição 1, o volume aumentou 10 vezes, e a concentração de capsaicina ficou 10 vezes menor.

Na diluição 2, o volume aumentou 2,5 vezes, e a concentração de capsaicina ficou 2,5 vezes menor.

A concentração de capsaicina na solução de 5,0 mL será  $10 \times 2,5 = 25$  vezes maior do que na solução final.

- b) Identifique o “triângulo” que corresponde à capsaicina e o “triângulo” que corresponde à di-hidrocapsaicina. Mostre claramente como você fez esta correlação.



A quantidade de cada soluto presente no sistema é determinada a partir da área sob cada pico:

Pico A

$$A = b \times h/2 = 3 \times 1/2 = 1,5 \text{ unidade arbitrária}$$

Pico B

$$A' = b \times h/2 = 2 \times 3/2 = 3 \text{ unidades arbitrárias}$$

Como foi dito no texto que a concentração da capsaicina é a metade da de di-hidrocapsaicina, temos:

A = capsaicina

B = di-hidrocapsaicina

O instrumento utilizado poderia ser um cromatógrafo.

14. (Fuvest-SP) O rótulo de uma solução de alvejante doméstico, à base de cloro, traz a seguinte informação: teor de cloro ativo = 2,0 a 2,5% em peso\*.

Para se determinar o teor, faz-se reagir um volume conhecido de alvejante com KI (aq) em excesso, ocorrendo a formação de  $I_2$ , conforme a equação:



A quantidade de iodo formada é determinada por titulação com solução de tiosulfato de sódio. Em uma determinação, 10 mL do alvejante foram diluídos a 100 mL com água destilada. Uma amostra de 25 mL dessa solução diluída reagiu com KI (aq) em excesso, e a titulação indicou a formação de  $1,5 \times 10^{-3}$  mol de  $I_2$ .

Dados: Densidade do alvejante: 1,0 g/mL; massa molar do Cl: 35 g/mol.

\*Apesar de o componente ativo do alvejante ser o hipoclorito ( $OCl^-$ ), a especificação se refere à porcentagem em massa de cloro (Cl) no alvejante.

- a) Verifique se a especificação do rótulo é válida, calculando o teor de cloro ativo desse alvejante.

Cálculo da quantidade, em mol, de cloro ativo:

1 mol de  $I_2 = 1$  mol de cloro ativo

$1,5 \times 10^{-3}$  mol de  $I_2 = x$

$x = 1,5 \times 10^{-3}$  mol de cloro ativo

Cálculo da quantidade, em mols de cloro ativo, em 100 mL de solução:

25 mL =  $1,5 \times 10^{-3}$  mol de cloro ativo

100 mL =  $y$

$y = 6 \times 10^{-3}$  mol de cloro ativo

Cálculo da massa do cloro ativo:

1 mol de cloro = 35 g

$6 \times 10^{-3}$  mol de cloro =  $z$

$z = 0,21$  g

Cálculo da massa de alvejante:

$d = m/V \rightarrow m = d \times V = 1,0 \text{ g/mL} \times 10 \text{ mL}$

$m = 10$  g

Cálculo da porcentagem de cloro ativo no alvejante ( $w$ ):

10 g = 100%

0,21 g =  $w$

$w = 2,1\%$

- b) Dentre os seguintes materiais de vidro: bureta, pipeta, balão volumétrico, proveta, bquer e erlenmeyer, cite dois e sua respectiva utilização nessa determinação.

Bureta: utilizada na titulação, é preenchida com solução de tiosulfato de sódio.

Erlenmeyer: utilizado na titulação; nele é colocada a solução que contém  $I_2$ .

15. (Ufes) Submetendo-se 3 L de uma solução 1 M de cloreto de cálcio à evaporação até um volume final de 400 mL, sua concentração molar será:

- a) 3,00                      c) 5,70                      e) 7,50  
b) 4,25                      d) 7,00

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$1 \text{ mol/L} \times 3 \text{ L} = C_2 \times 0,4 \text{ L}$$

$$C_2 = 7,50 \text{ mol/L}$$

16. (UnB-DF) A partir de uma solução de hidróxido de sódio na concentração de 25 g/L, deseja-se obter 125 mL dessa solução na concentração de 10 g/L. Calcule, em mililitros, o volume da solução inicial necessário para esse processo. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$25 \times V_1 = 10 \times 125$$

$$V_1 = 50 \text{ mL}$$

17. (Ufam) Um técnico de laboratório recebeu um frasco com 300 cm<sup>3</sup> de ácido clorídrico de molaridade desconhecida, a fim de determiná-la. Para isso, retirou uma alíquota de 10 mL do frasco original e transferiu para um balão volumétrico de 50 mL, o qual foi completado com água destilada. Após homogeneização, ele retirou 10 mL dessa solução e transferiu para um frasco erlenmeyer. Essa solução foi, em seguida, titulada com uma solução aquosa padrão de hidróxido de sódio de molaridade exata igual a 0,500 mol/L. Sabendo-se que, nessa titulação, foram consumidos 12 mL da solução padrão de hidróxido de sódio:

- a) escreva a reação química que ocorre no processo de titulação do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio.

Reação química:



- b) calcule a quantidade de hidróxido de sódio (em mol) contida nos 12 mL de solução usada para a titulação do ácido.

$$\begin{array}{l} 0,500 \text{ mol NaOH} \text{ ————— } 1.000 \text{ mL} \\ n \text{ ————— } 12 \text{ mL} \\ n = 0,006 \text{ mol de NaOH} \end{array}$$

- c) calcule a molaridade da solução de ácido clorídrico do frasco original.



Concentração (HCl) = 0,006 mol/0,010 L = 0,6 mol/L  
Com a diluição, o número de mols do ácido se mantém constante; então:

$$M(\text{antes}) \times V(\text{antes}) = M(\text{depois}) \times V(\text{depois})$$

$$M(\text{antes}) \times 0,01 = 0,6 \times 0,05$$

$$M(\text{antes}) = 3,00 \text{ mol/L (no frasco original)}$$

18. (UFRRJ) Uma amostra de 12 g contendo hidróxido de potássio foi dissolvida em água, formando 1,0 litro de solução. Determine o grau de pureza de KOH na amostra, sabendo-se que uma alíquota de 100 mL dessa solução consumiu 75 mL de uma solução de ácido nítrico 0,2 M.

Dado: Massas molares (g/mol): KOH = 56.



$$56 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$x \text{ ————— } 0,015 \text{ mol}$$

$$x = 0,84 \text{ g de KOH}$$

$$1,2 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$0,84 \text{ g} \text{ ————— } P$$

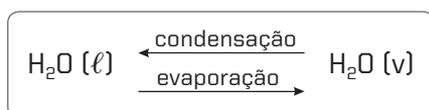
$$P = 70\%$$

# Propriedades coligativas

Os solventes puros apresentam propriedades específicas que os identificam. A água pura, por exemplo, congela a 0 °C e ferve a 100 °C, ao nível do mar. Quando um soluto não volátil é adicionado a solventes puros, obtemos soluções, e as propriedades originais dos solventes são alteradas. Essas alterações são chamadas de **efeitos coligativos**, pois resultam da interação de substâncias, formando um novo sistema com características próprias diferentes das originais.

## Pressão máxima de vapor de um líquido puro

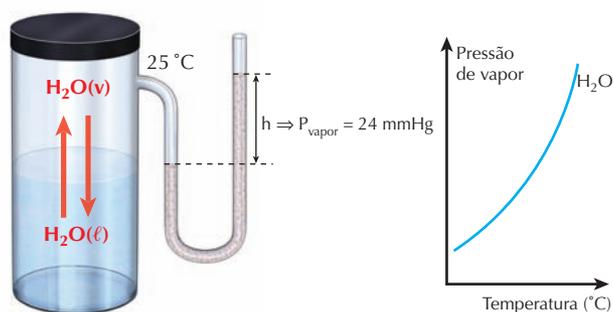
- ▶ É a pressão exercida por seus vapores em um sistema fechado, e a certa temperatura. Depende das forças de atração entre as moléculas do líquido.
- ▶ Na pressão máxima de vapor de um líquido, a evaporação e a condensação estão em **equilíbrio dinâmico**. Veja:



## Fatores que afetam a pressão de vapor de um líquido

### Temperatura

- ▶ **Fase líquida:** quanto maior a temperatura, maior a energia cinética das moléculas no estado líquido e, conseqüentemente, mais facilmente elas passam para o estado gasoso.
- ▶ **Fase gasosa:** quanto maior a temperatura, maior a quantidade de choques entre as moléculas de vapor e a superfície líquida. Conseqüentemente, aumenta a pressão de vapor do líquido. Logo, a elevação da temperatura faz com que a pressão de vapor de um líquido também aumente.



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

▶ Figura 1  
Pressão máxima de vapor do solvente puro água.

## Natureza do líquido

- ▶ A pressão máxima de vapor de um líquido expressa a intensidade das forças de atração entre as moléculas. Quanto menor a atração entre as moléculas no líquido, mais facil-

mente elas escaparão para a fase gasosa e maior será a pressão de vapor do líquido.

Substância	Pressão máxima de vapor (em mmHg a 20 °C)
Água	17,5
Álcool	43,9
Acetona	185
Éter	442

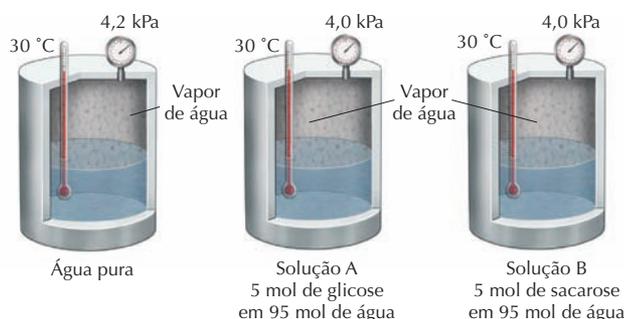
Analisando a tabela, podemos dizer que:

- o éter possui a maior pressão máxima de vapor, e a água, a menor. Logo, o éter é o mais volátil.
- as interações intermoleculares são mais fortes na água do que no éter. Por isso, o éter evapora com mais facilidade.

## Efeitos coligativos

### Tonosopia

- ▶ Quando adicionamos um soluto não volátil a um solvente surgem interações entre eles, dificultando a evaporação do solvente. A redução do número de moléculas no estado gasoso resulta na **diminuição da pressão de vapor do líquido**.



▶ Figura 2  
Tonosopia: diminuição da pressão de vapor de um líquido.

### Ebulioscopia

- ▶ Durante a ebulição de uma solução, são rompidas as interações mais fracas (solvente), e a solução torna-se mais concentrada. Com isso, aumentam as interações soluto-solvente, e menos moléculas do solvente passam para o estado de vapor. Assim, **aumenta a temperatura de ebulição da solução**.

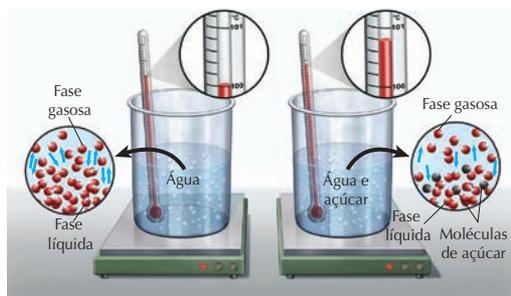


Figura 3  
Ebulioscopia: aumento da temperatura de ebulição de uma solução.

## Influência da pressão externa na temperatura de ebulição

- Quanto maior a altitude, menor a pressão atmosférica. Havendo menor pressão sobre o líquido, mais facilmente seus vapores conseguem escapar (evaporar) e, como consequência, a temperatura de ebulição é mais baixa.

## Crioscopia

- Quando uma solução congela, o que solidifica é o solvente, separando-se do soluto. A presença das partículas do soluto muda as forças de atração entre as partículas de solvente e interfere na organização do cristal sólido do solvente. Assim, torna-se necessário retirar mais energia (calor) para que o movimento das moléculas de solvente diminua. Dessa forma, a temperatura de congelamento de uma solução é menor do que a temperatura de congelamento do solvente puro.

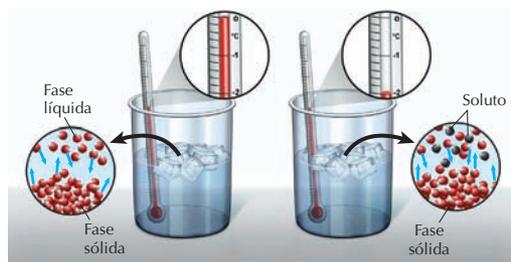
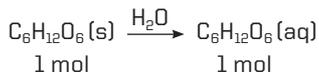


Figura 4  
Crioscopia: diminuição da temperatura de solidificação de uma solução.

## Efeitos coligativos nas soluções moleculares e iônicas

### Soluções moleculares

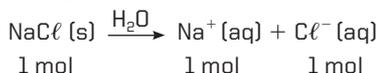
- Número de partículas de soluto é igual ao número de partículas dissolvidas.



Logo, teremos 1 mol de partículas de soluto.

### Soluções iônicas

- Número de partículas depende do grau de ionização ou de dissociação iônica do soluto e do número de íons formados.



Logo, teremos 2 mol de íons ou 2 mol de partículas de soluto.

- Comparando soluções moleculares e iônicas de mesma concentração, o efeito coligativo é mais acentuado nas iônicas, pois elas apresentam número de partículas maior. Quando a solução iônica não for 100% dissociada ou ionizada, o número de partículas pode ser calculado pelo **fator de van't Hoff (i)**:

$$i = 1 + \alpha(q - 1)$$

Em que:

$i$  = fator de van't Hoff

$\alpha$  = grau de ionização ou dissociação do composto

$q$  = quantidade de íons produzidos para cada unidade de soluto dissolvida

## Pressão osmótica

- É a pressão que deve ser aplicada sobre a solução para evitar que a osmose aconteça.
- Osmose é a propriedade pela qual um solvente passa de uma solução pouco concentrada para outra mais concentrada através de uma membrana semipermeável. Essa passagem é dotada de uma força que se reflete na forma de pressão ( $P$ ) sobre um líquido. Isso ocorre porque existe um desequilíbrio entre as forças de atração das moléculas do soluto e as do solvente.
- A pressão osmótica é diretamente proporcional à concentração das partículas do soluto dissolvidas na solução e à temperatura.

Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Osmose

## Equação da pressão osmótica

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

Em que:

$\pi$  = pressão osmótica da solução (normalmente em atm)

$V$  = volume da solução em litros (L)

$n$  = quantidade em mols do soluto

$R$  = constante universal dos gases =  $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$

$T$  = temperatura absoluta da solução em kelvin (K)

- Para as soluções iônicas, acrescenta-se o  $i$  (fator de van't Hoff) à expressão:

$$\pi = \frac{nRTi}{V}$$

- Para soluções moleculares, o fator de van't Hoff ( $i$ ) é igual a 1.

## Classificação das soluções em relação à pressão osmótica

- Considerando duas soluções na mesma temperatura e com pressões osmóticas  $\pi_A$  e  $\pi_B$ :

- $\pi_A = \pi_B$ : solução A é **isotônica** em relação à solução B.

- $\pi_A > \pi_B$ : solução A é **hipertônica** em relação à solução B.

- $\pi_A < \pi_B$ : solução A é **hipotônica** em relação à solução B.

## No Vestibular

1. (Uerj) O mar Morto apresenta uma concentração salina de  $280 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ , enquanto nos demais mares e oceanos essa concentração é de  $35 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Considere as três amostras a seguir, admitindo que as soluções salinas apresentadas contêm os mesmos constituintes:

- Amostra A: água pura
- Amostra B: solução salina de concentração idêntica à do mar Morto
- Amostra C: solução salina de concentração idêntica à dos demais mares e oceanos

Indique a amostra que apresenta a maior temperatura de ebulição, justificando sua resposta. Em seguida, calcule o volume da amostra B a ser adicionado a 7 L da amostra A para formar uma nova solução salina que apresente a mesma concentração da amostra C.

Amostra B, pois apresenta maior número de partículas

dissolvidas. Sabendo-se que:  $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

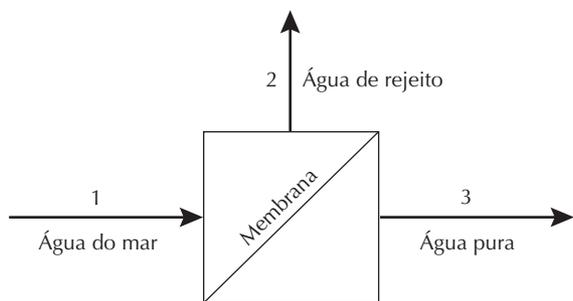
$$280 \text{ g/L} \cdot x = 35 \text{ g/L} \cdot (7 + x) \Rightarrow 280x = 245 + 35x$$

$$280x - 35x = 245 \Rightarrow 245x = 245 \Rightarrow x = 1 \text{ L}$$

Volume necessário da amostra B = 1 L.

2. (UFRJ) Água potável pode ser obtida pelo bombeamento de água do mar contra uma membrana semipermeável que permite somente a passagem de parte da água, de acordo com o diagrama a seguir.

Por esse processo, obtém-se uma corrente de água pura e outra de rejeito, concentrada em sal.



Disponha as correntes aquosas 1, 2 e 3, em ordem crescente de temperaturas de congelamento à pressão atmosférica. Justifique sua resposta.

A disposição das correntes, em ordem crescente de

temperatura de congelamento à pressão atmosférica, é:

corrente 2 < corrente 1 < corrente 3. De acordo com os

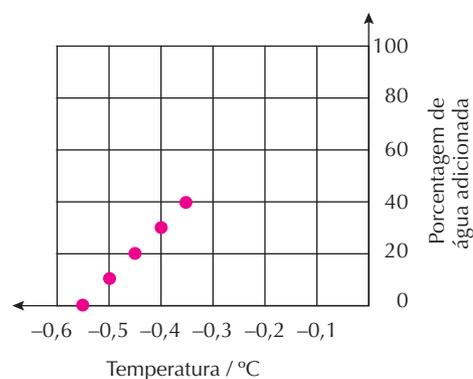
princípios de crioscopia, o aumento da concentração de

um soluto não volátil, como um sal, diminui a temperatura

de congelamento da solução.

3. (UFRN) Para descobrir se há adição desonesta de água no leite, basta medir sua temperatura de congelamento. O leite integral tem ponto de congelamento igual a  $-0,55 \text{ }^\circ\text{C}$ . Essa temperatura de congelamento aumenta  $0,01 \text{ }^\circ\text{C}$  para cada 2% de água potável adicionada, considerando-se esse percentual sempre em relação à quantidade inicial de leite.

- a) Com base nessa informação, complete o gráfico a seguir, indicando que porcentagem de água potável foi adicionada a uma amostra de leite cuja temperatura de congelamento é igual a  $-0,35 \text{ }^\circ\text{C}$ , após a adição.



- b) Apresente o motivo pelo qual a temperatura de congelamento aumenta quando se adiciona água potável ao leite integral.

O que congela, no leite, é o solvente, isto é, a

água. Quanto menor a concentração de água,

mais concentrada a solução e, portanto, menor a

temperatura de congelamento. Adicionando água

potável ao leite, diminui-se a concentração de soluto

e, conseqüentemente, a temperatura de congelamento

aumenta.

4. (UFRN) Um béquer de vidro, com meio litro de capacidade, em condições normais de temperatura e pressão, contém 300 mL de água líquida e 100 g de gelo em cubos.

Adicionando-se, nesse mesmo béquer, uma porção de sal de cozinha ( $\text{NaCl}$ ), deve-se esperar que, durante a dissolução, ocorra:

- a) aumento da fase sólida.
- b) elevação da temperatura.
- c) abaixamento da temperatura.
- d) diminuição da fase líquida.

5. (Uece) Os nossos ancestrais descobriram que a carne, quando era tratada com cloreto de sódio, ficava preservada do ataque bacteriano. Esse processo primitivo de conservação é usado até hoje, e a conservação é por:

- a) oxidorredução.
- b) anticatálise.
- c) ação bactericida.
- d) osmose.

6. (Unesp) A adição de substâncias à água afeta suas propriedades coligativas. Compare as temperaturas de fusão e ebulição de duas soluções aquosas contendo, respectivamente, 1 mol/L de NaCl e 1 mol/L de glicose, nas mesmas condições de pressão.

As propriedades coligativas estão associadas ao número de partículas presentes num certo volume de solução.

Comparando volumes iguais:



1 mol            1 mol    1 mol

1 mol  $\rightarrow$  2 mols de partículas



1 mol            1 mol de partículas

Podemos observar que na solução de NaCl o número de partículas é maior; isso significa que a pressão de vapor do solvente é menor e que as forças de atração dipolo-íon são acentuadas. Conseqüentemente, a temperatura de ebulição dessa solução é mais elevada do que a da solução de glicose. Nas mesmas condições de pressão, a temperatura de fusão da solução de NaCl será menor do que a da solução de glicose, pois a presença de partículas em maior quantidade provoca um abaixamento na temperatura de fusão.

7. (UEL-PR) Analise a imagem a seguir.



O Estado de S. Paulo, São Paulo, Caderno 2, p. 2, 11 ago. 2003.

Com base na tira e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

- I. A sensação de secura na língua do personagem se deve à evaporação da água contida na saliva, em função da exposição da língua ao ar por longo tempo.

- II. Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, a água evapora mais lentamente que um líquido com menor pressão de vapor.  
 III. Caso o personagem estivesse em um local com temperatura de  $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ , a água contida na saliva congelaria se exposta ao ar.  
 IV. Se o personagem tentasse uma nova experiência, derramando acetona na pele, teria uma sensação de frio, como resultado da absorção de energia pelo solvente para a evaporação do mesmo.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

8. (UEL-PR) Na mesma condição de pressão foram preparadas as seguintes soluções: em um béquer (béquer 1) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ). A mistura foi agitada dando origem a uma solução 1. Em outro béquer (béquer 2) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de cloreto de sódio (NaCl). A mistura foi agitada dando origem a uma solução 2. Em outro béquer (béquer 3) foram adicionados 1 kg de água e 1 mol de glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). A mistura foi agitada dando origem a uma solução 3.

Com relação às soluções contidas nos béqueres 1, 2 e 3 é correto afirmar:

- a) A diminuição do ponto de congelamento do solvente na solução 1 é maior que na solução 3.  
 b) O aumento do ponto de ebulição do solvente na solução 2 é menor que na solução 1.  
 c) A diminuição da pressão de vapor do solvente da solução 2 é duas vezes maior que a da solução 1.  
 d) A diminuição da pressão de vapor do solvente da solução 2 é igual à da solução 3.  
 e) O aumento do ponto de ebulição do solvente da solução 1 é duas vezes maior que o da solução 3.

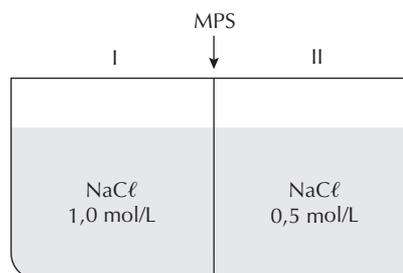
9. (Ufa) A pressão máxima de vapor de água a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  ao nível do mar é  $17,5\text{ mmHg}$  e a da acetona, nas mesmas condições, é  $185\text{ mmHg}$ . Conclui-se assim que:

- I. a acetona apresentaria temperatura de ebulição igual a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , se a pressão atmosférica fosse de  $185\text{ mmHg}$ .  
 II. a água é mais volátil do que a acetona, ao nível do mar.  
 III. as ligações intermoleculares na água são mais fracas do que na acetona.

Dessas afirmações, somente:

- a) I é correta.                                    d) I e II são corretas.  
 b) II é correta.                                    e) II e III são corretas.  
 c) III é correta.

10. (Ufes) O sistema abaixo é constituído de dois compartimentos separados por uma membrana permeável somente ao solvente (MPS).

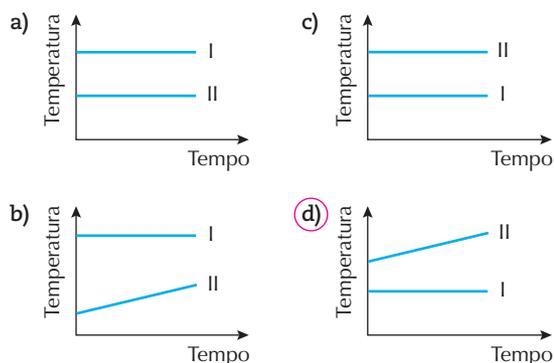


Após o sistema atingir o equilíbrio, pode-se afirmar que:

- a) a solução no compartimento II torna-se mais diluída.
  - b) a solução no compartimento I torna-se mais diluída.**
  - c) a solução no compartimento I torna-se mais concentrada.
  - d) ocorre diluição nos dois compartimentos.
  - e) em nenhum dos dois compartimentos ocorre diluição.
11. (UFG-GO) Ao preparar uma sopa, um cozinheiro colocou mais sal do que o necessário. Para reduzir a quantidade de sal no caldo, ele acrescentou batatas descascadas. Após algum tempo, as batatas foram removidas e a sopa voltou a ter um gosto agradável. O fenômeno, que levou à redução da quantidade de sal no caldo, foi:
- a) a osmose.
  - b) a difusão.**
  - c) a variação de pH.
  - d) o aumento da pressão de vapor.
  - e) a adsorção.

12. (Ufla-MG) O uso de panela de pressão diminui consideravelmente o tempo de cozimento dos alimentos. Isto se deve:
- a) a distribuições mais uniformes do calor, sendo a temperatura de ebulição da água 100 °C ao nível do mar, mesmo dentro da panela.
  - b) à água estar na forma de vapor dentro da panela, sem que haja necessariamente um aumento da temperatura.
  - c) ao aumento do ponto de ebulição da água pelo aumento da pressão interna da panela.**
  - d) ao fato de os alimentos, sob pressão, cozinharem mais facilmente, não sendo assim um efeito do aumento da temperatura.
  - e) à diminuição do ponto de fusão dos alimentos pelo aumento da pressão.

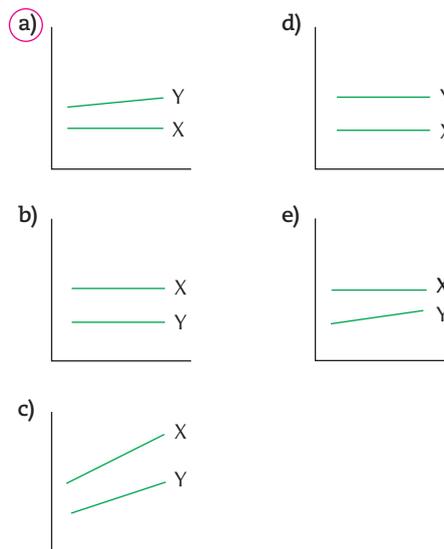
13. (UFMG) Dois recipientes abertos contêm: um, água pura (I) e, o outro, água salgada (II). Esses dois líquidos são aquecidos até a ebulição e, a partir desse momento, mede-se a temperatura do vapor desprendido. Considerando essas informações, assinale a alternativa cujo gráfico **melhor** representa o comportamento da temperatura em função do tempo durante a ebulição.



14. (UFMG) Um balão de vidro, que contém água, é aquecido até que essa entre em ebulição. Quando isso ocorre:
- desliga-se o aquecimento e a água para de ferver
  - fecha-se, imediatamente, o balão; e, em seguida,
  - molha-se o balão com água fria; então,
  - a água, no interior do balão, volta a ferver por alguns segundos.

Assim sendo, é **correto** afirmar que, imediatamente após o balão ter sido molhado, no interior dele:

- a) a pressão de vapor da água aumenta.
  - b) a pressão permanece constante.
  - c) a temperatura da água aumenta.
  - d) a temperatura de ebulição da água diminui.**
15. (UFPE) Uma panela X, com água, e outra Y, com água salgada, são levadas ao fogo e, após algum tempo, seus conteúdos encontram-se em ebulição. O gráfico que melhor descreve a variação de temperatura (eixo das coordenadas) dos líquidos em relação ao tempo (eixo das abscissas) durante a ebulição é:

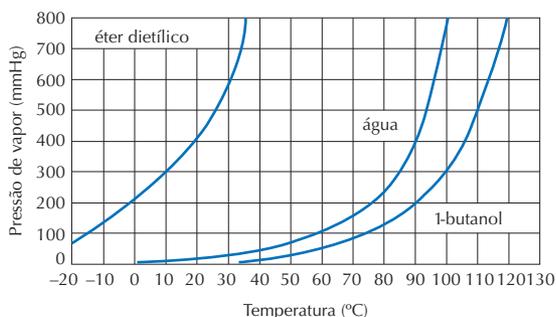


16. (UFPE) Por que a adição de certos aditivos na água dos radiadores de carros evita que ocorra o superaquecimento da mesma, e também o seu congelamento, quando comparada com a da água pura?
- a) Porque a água mais o aditivo formam uma solução que apresenta pontos de ebulição e de fusão maiores que os da água pura.
  - b) Porque a solução formada (água + aditivo) apresenta pressão de vapor maior que a água pura, o que causa um aumento no ponto de ebulição e de fusão.
  - c) Porque o aditivo reage com a superfície metálica do radiador, que passa então a absorver energia mais eficientemente, diminuindo, portanto, os pontos de ebulição e de fusão quando comparados com a água pura.
  - d) Porque o aditivo diminui a pressão de vapor da solução formada com relação à água pura, causando um aumento do ponto de ebulição e uma diminuição do ponto de fusão.**
  - e) Porque o aditivo diminui a capacidade calorífica da água, causando uma diminuição do ponto de fusão e de ebulição.

17. (Fuvest-SP)
- a) No topo do monte Everest a água entra em ebulição a 76 °C. Consultando o gráfico, qual deve ser o ponto de ebulição do éter dietílico no mesmo local? Justifique.

**Aproximadamente -2 °C. Porque esta é a temperatura de ebulição do éter na pressão atmosférica do monte Everest.**

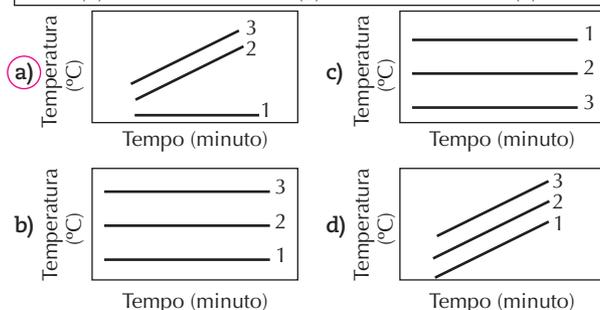
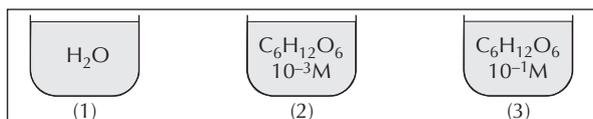
- b) Através dos dados do gráfico, pode-se afirmar que, sob uma mesma pressão, o ponto de ebulição do 1-butanol é maior do que o do éter dietílico. Explique esse comportamento com base na estrutura desses compostos.



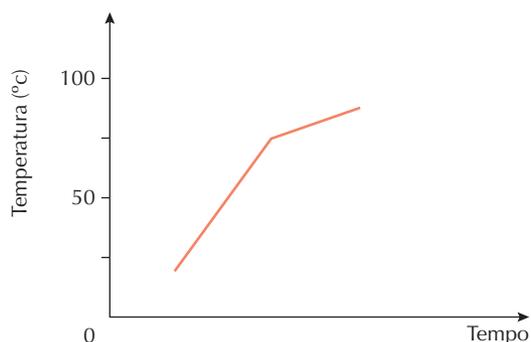
O ponto de ebulição do 1-butanol é maior do que o do éter dietílico devido às ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas do 1-butanol.

18. (UFRN) Considere três recipientes abertos, contendo líquido em ebulição contínua. Em (1), tem-se água pura; em (2), uma solução aquosa de glicose  $10^{-3}$  M; em (3), uma outra solução aquosa de glicose  $10^{-1}$  M, conforme ilustrado a seguir.

Assinale a opção cujo gráfico representa a variação das temperaturas dos líquidos anteriores em função do tempo.

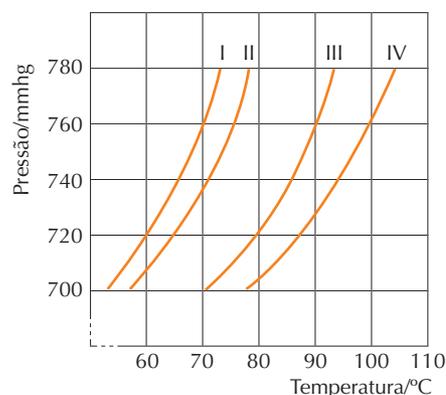


19. (UFPA) Uma porção de certo líquido, contido numa garrafa térmica sem tampa, é aquecida por uma resistência elétrica submersa no líquido e ligada a uma fonte de potência constante. O que se nota é mostrado no gráfico a seguir. Considerando o local onde a experiência é realizada, este líquido poderia ser:



- a) água pura, e a experiência realizada acima do nível do mar.  
 b) uma solução aquosa de um sal, e a experiência realizada ao nível do mar.  
 c) uma solução de água e acetona, e a experiência realizada ao nível do mar.  
 d) acetona pura, e a experiência realizada ao nível do mar.  
 e) água pura, e a experiência realizada abaixo do nível do mar.

20. (Unesp) No gráfico a seguir, as curvas I, II, III e IV correspondem à variação da pressão de vapor em função da temperatura de dois líquidos puros e das respectivas soluções de mesma concentração de um mesmo sal nesses dois líquidos. O ponto de ebulição de um dos líquidos é  $90^\circ\text{C}$ .



Utilizando os números das curvas respectivas:

- a) indicar quais curvas correspondem aos líquidos puros. Indicar, entre os dois, qual é o líquido mais volátil. Justificar.

Líquidos puros: I e III.

Mais volátil: I, pois, na pressão normal (760 mmHg), sua temperatura de ebulição é menor.

- b) Indicar quais curvas correspondem às soluções. Justificar.

II e IV: a adição de soluto faz com que, à pressão normal, a temperatura de ebulição seja maior.

21. (UFRR) Aquecendo água destilada, numa panela aberta e num local onde a pressão ambiente é  $0,92$  atm, a temperatura de ebulição da água:

- a) será inferior a  $100^\circ\text{C}$ .  
 b) depende da rapidez do aquecimento.  
 c) será igual a  $100^\circ\text{C}$ .  
 d) é alcançada quando a pressão máxima de vapor saturante for  $1$  atm.  
 e) será superior a  $100^\circ\text{C}$ .

22. (UFRS) Têm-se duas soluções aquosas diluídas, ambas com concentração de  $0,1 \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ , das seguintes substâncias: sacarose (solução 1) e iodeto de cálcio (solução 2). Pode-se esperar que o abaixamento do ponto de congelamento ( $\Delta T$ ) do solvente nas duas soluções será:

- a)  $\Delta T_1 = \Delta T_2$ .  
 b)  $\Delta T_1 = 2 \Delta T_2$ .  
 c)  $\Delta T_1 = 3 \Delta T_2$ .  
 d)  $\Delta T_2 = 3 \Delta T_1$ .  
 e)  $\Delta T_2 = 2 \Delta T_1$ .

# Processos eletroquímicos

A eletroquímica estuda a relação entre energia elétrica e reação química (reações de oxirredução), ou seja, como as substâncias reagem entre si produzindo corrente elétrica e como, por meio do uso de energia elétrica, as substâncias podem ser transformadas.

## Reações de oxirredução

Reações que ocorrem com a transferência de elétrons. Quando uma placa de zinco é mergulhada em uma solução de sulfato de cobre II (cor azul), com o passar do tempo observa-se:

- intensidade da coloração azul da solução diminui.
- desgaste da placa de zinco.
- aparecimento de um sólido castanho-avermelhado.

Reação:  $\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$

Azul                      Incolor      Castanho

• **Semirreação de oxidação:**  $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$  (espécie química Zn (s) cede elétrons)

• **Semirreação de redução:**  $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$  (espécie química  $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$  recebe elétrons)

Os processos de oxidação e redução ocorrem ao mesmo tempo, isto é, não há oxidação sem redução, e a quantidade de elétrons envolvidos nas duas transformações é sempre a mesma (Zn (s) cedeu dois elétrons, e os íons  $\text{Cu}^{2+}$  receberam dois elétrons).

- **Agente redutor** é a espécie química que sofre oxidação: Zn (s)
- **Agente oxidante** é a espécie química que sofre redução:  $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$

## Pilhas ou células eletroquímicas

São dispositivos em que o movimento dos elétrons envolvidos em uma reação de oxirredução é aproveitado para produzir energia elétrica.

Vantagem: é uma fonte de energia transportável, pois podemos levar as pilhas com facilidade de um lado para o outro.

### Esquema simplificado de uma pilha

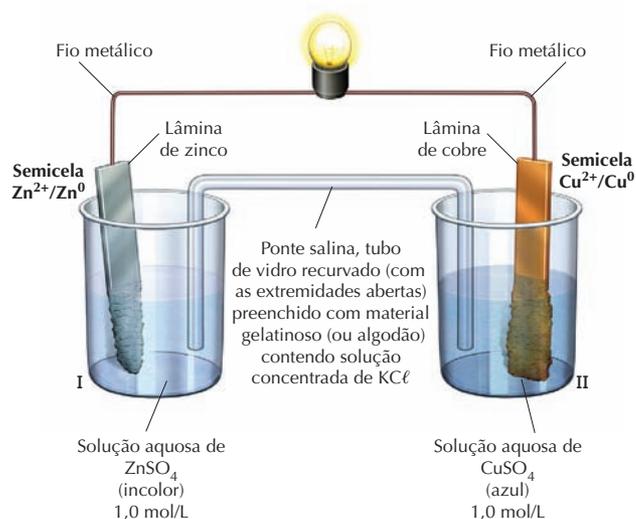


Figura 1

Compartimento I Ânodo – polo negativo – eletrodo* de zinco	Compartimento II Cátodo – polo positivo – eletrodo* de cobre
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxidação dos átomos da placa de zinco (desgaste da placa).</li> <li>• Elétrons sobem pela placa de zinco e passam para a placa de cobre através de um fio condutor.</li> <li>• Os cátions zinco (<math>\text{Zn}^{2+}</math>) formados se dissolvem aumentando a concentração desses íons na solução.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Redução dos íons de cobre II da solução.</li> <li>• Cada cátion de cobre (<math>\text{Cu}^{2+}</math>) que se aproxima da placa recebe dois elétrons, transformando-se em cobre metálico, que se deposita sobre sua superfície (aumento da massa da placa), e diminuindo a concentração desse íon na solução.</li> </ul>

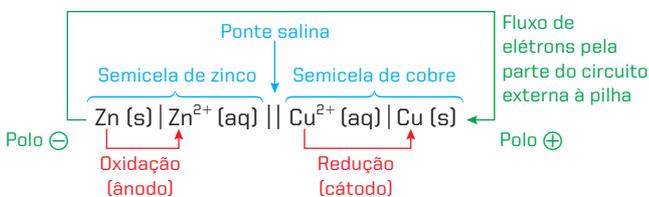
\* Eletrodo é o conjunto metal/íon  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$  e  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  que representa as formas reduzida e oxidada dos elementos.

## Ponte salina

Permite a migração de íons de uma solução para outra, de modo que o número de íons positivos e negativos da solução de cada eletrodo permaneça o mesmo.

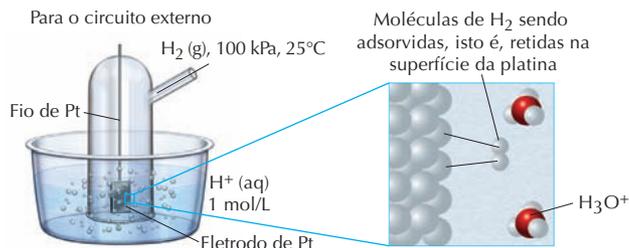
## Representação da pilha

- A pilha é representada por símbolos ou fórmulas das espécies químicas que reagem e que são formadas.
- Antes do sinal // deve aparecer a semirreação que ocorre no ânodo (polo negativo), e depois do sinal // deve estar a semirreação que ocorre no cátodo (polo positivo).
- Na pilha ilustrada na figura 1, a representação correta é:  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .



## Força eletromotriz (ddp) de uma pilha

É a diferença de potencial gerada pela transferência de elétrons entre dois eletrodos. Como não é possível determinar o potencial isolado de cada eletrodo, eles são determinados em relação a um eletrodo padrão, ao qual foi atribuído um valor arbitrário de potencial, e em relação a ele foram determinados os potenciais dos outros eletrodos. Esse eletrodo recebeu o nome de **eletrodo padrão de hidrogênio**. Seu potencial de redução vale zero, e é representado por:  $\text{H}_2 \text{ (g)} / 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)}$ .



Solução 1,0 mol/L de H<sup>+</sup> (aq)

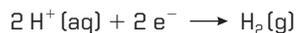
Figura 2

Eletrodo padrão de hidrogênio

Se essa semicela (eletrodo padrão) atuar como ânodo, a semirreação será:



Se essa semicela (eletrodo padrão) atuar como cátodo, a semirreação será:



## Potencial normal de redução (E<sup>0</sup>)

É medido a partir da diferença de potencial que a semirreação de redução de uma espécie química apresenta em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio. A tabela a seguir mostra algumas semirreações de redução e seus respectivos potenciais para soluções aquosas de concentração 1 mol/L a 25 °C e 1 atm.

Semirreação de redução	E <sup>0</sup> (V)
F <sub>2</sub> (g) + 2 e <sup>-</sup> → 2 F <sup>-</sup>	+2,87
Au <sup>3+</sup> (aq) + 3 e <sup>-</sup> → Au (s)	+1,50
Ag <sup>1+</sup> (aq) + 1 e <sup>-</sup> → Ag (s)	+0,80
Cu <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup> → Cu (s)	+0,34
Zn <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup> → Zn (s)	-0,76
Mn <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup> → Mn (s)	-1,18
Al <sup>3+</sup> (aq) + 3 e <sup>-</sup> → Al (s)	-1,66
Li <sup>1+</sup> (aq) + 1 e <sup>-</sup> → Li (s)	-3,04

## Cálculo da ddp, ou voltagem, das pilhas

A ddp, ou voltagem, de uma pilha pode ser calculada pelas expressões:

$$\Delta E = E_{\text{redução (cátodo)}}^0 - E_{\text{redução (ânodo)}}^0$$

ou

$$\Delta E = E_{\text{oxidação}}^0 + E_{\text{redução}}^0$$

**Observações:** Nas pilhas o ΔE tem sempre valor positivo e indica que a reação é espontânea.

Quanto maior o valor do ΔE de uma pilha, maior é sua capacidade de produzir corrente elétrica.

Exemplo:

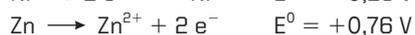
Em uma pilha, são conhecidos as semirreações e seus respectivos potenciais-padrão de redução:



Escreva a reação global que ocorre na pilha e calcule sua ddp.

Resolução:

A reação que ocorre deve apresentar ΔE > 0. Para isso, temos de considerar que o íon Ni<sup>2+</sup> se reduz e o Zn se oxida.



Equação global:



$$\Delta E = E_{\text{redução (cátodo)}}^0 - E_{\text{redução (ânodo)}}^0 = -0,25 - (-0,76) = 0,51 \text{ V}$$

$$\Delta E = E_{\text{oxidação}}^0 + E_{\text{redução}}^0 = +0,76 + (-0,25) = 0,51 \text{ V}$$

## Corrosão

É um desgaste dos metais provocado por reações de oxirredução. Ocorre a formação de uma pilha entre uma parte do metal que funciona como ânodo e outra parte da superfície do objeto metálico que funciona como cátodo.

### Fatores que aceleram o processo corrosivo

- Presença do ar e da umidade (sem oxigênio e sem água o metal não oxida).
- Presença de substâncias ácidas no ar, como CO<sub>2</sub> e SO<sub>2</sub>.
- Ambientes salinos que aumentam a condutibilidade elétrica entre os polos da pilha que se forma durante a corrosão.

### Combate contra a corrosão

- Impedir o contato do metal com oxigênio e água, recobrimo-o com tintas ou resinas.
- Utilizar um metal de sacrifício (metal que dificulta e retarda a corrosão do outro metal, pois se oxida com mais facilidade. Isso se torna mais eficiente com a reposição do metal de sacrifício, à medida que ele vai sendo consumido).

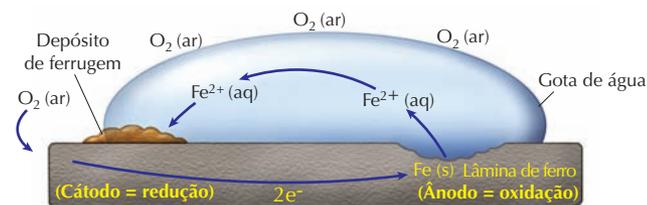


Figura 3

Mecanismo da corrosão de uma lâmina de ferro



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>

Animações: Tipos de pilhas e Tipos de Baterias

Simulador: Pilha de Daniell

## No Vestibular

1. (UnB-DF) O processo de fabricação dos circuitos integrados impressos, usados na construção de microcomputadores, emprega o ácido sulfúrico de alta pureza. Sendo ele um ácido muito forte, o resíduo industrial do processo necessita ser tratado antes de ser lançado no meio ambiente. Calcule, em volts, a diferença de potencial (tensão elétrica) produzida em uma pilha que tenha eletrodos de ferro e de cobre.

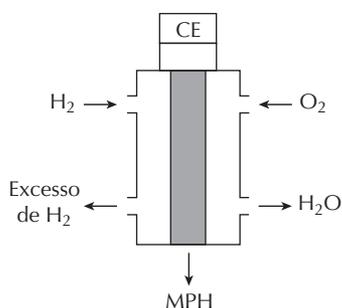
Dados:



$$\Delta E = 0,44 + 0,34 = 0,78 \text{ V}$$

Para ser pilha, o  $\Delta E$  tem de ser maior que zero.

2. (Unesp) O hidrogênio molecular obtido na reforma a vapor do etanol pode ser usado como fonte de energia limpa em uma célula de combustível, esquematizada a seguir.



MPH: membrana permeável a  $\text{H}^+$   
CE: circuito elétrico externo

Neste tipo de dispositivo, ocorre a reação de hidrogênio com oxigênio do ar, formando água como único produto. Escreva a semirreação que acontece no compartimento onde ocorre a oxidação (ânodo) da célula de combustível. Qual o sentido da corrente de elétrons pelo circuito elétrico externo?

Semirreação no compartimento onde ocorre a oxidação

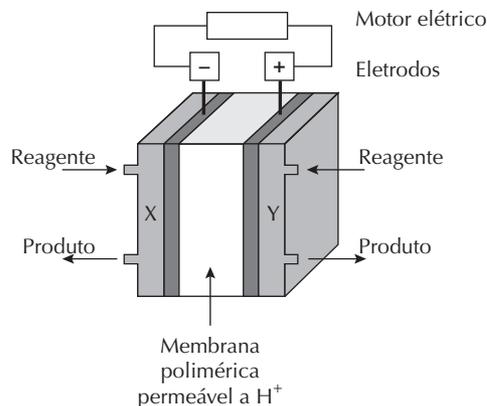


O fluxo de elétrons é do ânodo para o cátodo. Nesse caso,

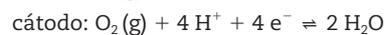
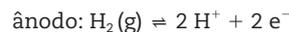
será do compartimento que contém hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) para o compartimento que contém oxigênio ( $\text{O}_2$ ).

3. (Unicamp-SP) Há quem afirme que as grandes questões da humanidade simplesmente restringem-se às necessidades e à disponibilidade de energia. Temos de concordar que o aumento da demanda de energia é uma das principais preocupações atuais. O uso de motores de combustão possibilitou grandes mudanças, porém seus dias estão contados. Os problemas ambientais pelos quais esses motores podem ser responsabilizados, além de seu baixo rendimento, têm levado à busca de outras tecnologias.

Uma alternativa promissora para os motores de combustão são as células de combustível que permitem, entre outras coisas, rendimentos de até 50% e operação em silêncio. Uma das mais promissoras células de combustível é a de hidrogênio, mostrada no esquema abaixo:



Nessa célula, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso, e o outro, por oxigênio gasoso. As semirreações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:



- a) Por que se pode afirmar, do ponto de vista químico, que esta célula de combustível é “não poluente”?

Como o produto é apenas a substância água, pode-se afirmar que o processo é “não poluente”.

- b) Qual dos gases deve alimentar o compartimento X? Justifique.

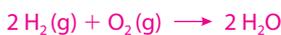
O compartimento X é o polo negativo da pilha, ou seja, ânodo, o local onde ocorre a semirreação de oxidação.

Assim, o gás que deve alimentar o compartimento X é o hidrogênio.



- c) Que proporção de massa entre os gases você usaria para alimentar a célula de combustível? Justifique.

Utilizando a equação global da pilha:



Temos: massa de  $\text{O}_2(\text{g})$ : massa de  $\text{H}_2(\text{g}) = 32 \text{ g} : 4 \text{ g}$ .

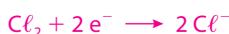
Portanto, a proporção é 8:1.

4. (Unesp) Uma das vantagens da utilização de reagentes oxidantes na purificação da água, comparando com outros tipos de tratamento, é que os produtos da oxidação química de compostos orgânicos são apenas o dióxido de carbono e a água. Na tabela a seguir são listados alguns agentes oxidantes com seus potenciais padrão de redução.

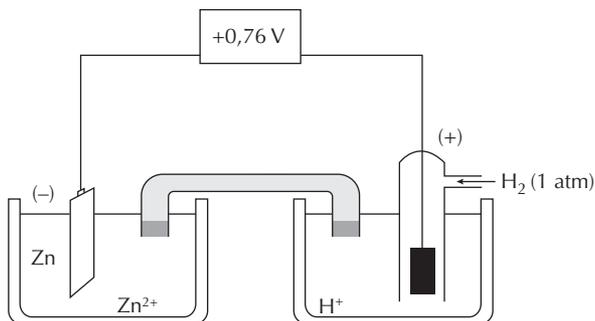
Agente oxidante	Potencial padrão de redução (em meio ácido) – E° (V)
Cl <sub>2</sub>	1,36
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	1,78
OCl <sup>-</sup>	1,63
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1,51
O <sub>3</sub>	2,07

Considerando apenas os parâmetros termodinâmicos apresentados, forneça o nome do agente que é menos eficiente para a oxidação de material orgânico e escreva a equação que representa a semirreação de redução desse agente.

A oxidação química dos compostos orgânicos, ou seja, a retirada de elétrons, deve ser feita por um composto que apresente alto potencial de redução. De acordo com a tabela, o O<sub>3</sub> é o indicado. O composto menos eficiente, ao contrário, retira elétrons do material orgânico com menor potencial de redução e, nesse caso (de acordo com a tabela), é o Cl<sub>2</sub>. A equação que representa a semirreação de redução desse agente oxidante pode ser dada por:

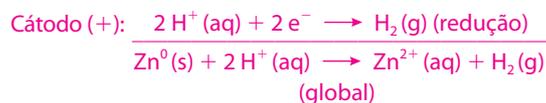


5. (Unifesp) A figura apresenta uma célula voltaica utilizada para medida de potencial de redução a 25 °C. O eletrodo padrão de hidrogênio tem potencial de redução igual a zero. A concentração das soluções de íons H<sup>+</sup> e Zn<sup>2+</sup> é de 1,00 mol/L.



Utilizando, separadamente, placas de níquel e de cobre e suas soluções Ni<sup>2+</sup> e Cu<sup>2+</sup>, verificou-se que Ni e Cu apresentam potenciais-padrão de redução respectivamente iguais a -0,25 V e +0,34 V.

- a) Escreva as equações de redução, oxidação e global e determine o valor do potencial padrão de redução do Zn.



O valor do potencial-padrão de redução do zinco é -0,76 V (de acordo com a figura dada no enunciado).

- b) Para a pilha de Ni e Cu, calcule a ddp (diferença de potencial) e indique o eletrodo positivo.

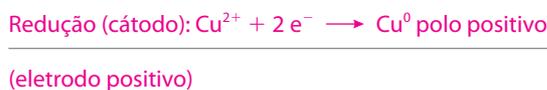
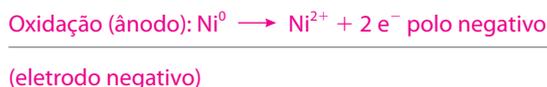
$$E^{\circ} \text{ redução do Ni} = -0,25 \text{ V}$$

$$E^{\circ} \text{ redução do Cu} = +0,34 \text{ V}$$

$$\Delta E = E^{\circ} \text{ oxidação} + E^{\circ} \text{ redução}$$

$$\Delta E = 0,25 + 0,34 = 0,59 \text{ V}$$

Como o potencial de redução do cobre é maior do que o do níquel, concluímos que o cobre se reduz e o níquel se oxida. Então:



6. (UnB-DF) Alguns trocadores de calor utilizam tubos de alumínio por meio dos quais passa a água utilizada para a refrigeração. Em algumas indústrias, essa água pode conter sais de cobre. Sabendo que o potencial padrão de redução do alumínio (Al<sup>3+</sup> para Al<sup>0</sup>) é de -1,66 V, e o do cobre (Cu<sup>2+</sup> para Cu<sup>0</sup>) é de +0,34 V, julgue os itens a seguir.
- (V) A água contendo sais de cobre acarretará a corrosão da tubulação de alumínio do trocador de calor.
- (F) Na pilha eletroquímica formada, o cobre é o agente redutor.
- (V) Se a tubulação do trocador fosse feita de cobre, e a água de refrigeração contivesse sais de alumínio, não haveria formação de pilha eletroquímica entre essas espécies metálicas.
- (F) O valor, em módulo, do potencial padrão para a pilha eletroquímica formada é igual a 1,32 V.
7. (UFRGS-RS) Considere as seguintes afirmações sobre células galvânicas.
- O eletrodo com potencial de redução maior atua como polo positivo.
  - Os elétrons circulam do polo positivo para o polo negativo.
  - No polo negativo ocorrem semirreações de oxidação.
- Quais estão corretas?
- a) Apenas I. (d) Apenas I e III.
- b) Apenas II. e) Apenas II e III.
- c) Apenas III.

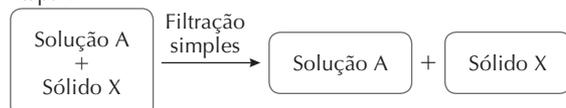
8. (UEL-PR) Um joalheiro possui uma barra metálica constituída de uma liga ouro-cobre. Desejando separar e quantificar os dois metais, solicitou a um químico que realizasse os procedimentos necessários. Para a separação e quantificação de cada um dos metais desta barra, utilizando os reagentes em quantidades estequiométricas, foram realizados os seguintes procedimentos:

Dados: massas molares (g/mol): H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 64; Zn = 65; Au = 197.

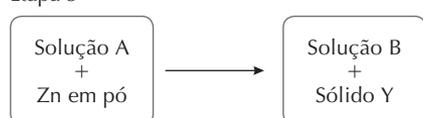
Etapa 1



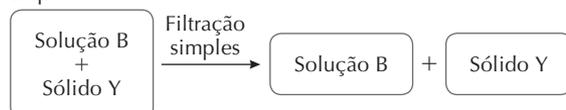
Etapa 2



Etapa 3



Etapa 4



Com base na tabela de potenciais de redução a seguir, o zinco em pó, utilizado na etapa 3, poderia ser substituído com sucesso por:

Semirreação	E <sup>0</sup> (V)
Mg <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Mg	-2,40
Al <sup>3+</sup> + 3 e <sup>-</sup> → Al	-1,66
Zn <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Zn	-0,76
Cu <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> → Cu	+0,34
Fe <sup>3+</sup> + 1 e <sup>-</sup> → Fe <sup>2+</sup>	+0,77
Ag <sup>+</sup> + 1 e <sup>-</sup> → Ag	+0,80
Br <sub>2</sub> + 2 e <sup>-</sup> → 2 Br <sup>-</sup>	+1,09

- a) Mg ou Al.      c) Mg ou Cu.      e) Br<sub>2</sub> ou Ag.  
b) Al ou Cu.      d) Fe<sup>2+</sup> ou Ag.

9. (Fuvest-SP) O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância:

Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [NaHCO<sub>3</sub>].

Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:

- objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag<sub>2</sub>O e Ag<sub>2</sub>S (compostos iônicos).
- as espécies químicas Na<sup>+</sup>, Al<sup>3+</sup> e Ag<sup>+</sup> têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

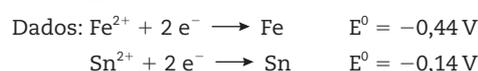
- a) 3 Ag<sup>+</sup> + Al<sup>0</sup> → 3 Ag<sup>0</sup> + Al<sup>3+</sup>  
b) Al<sup>3+</sup> + 3 Ag<sup>0</sup> → Al<sup>0</sup> + 3 Ag<sup>+</sup>  
c) Ag<sup>0</sup> + Na<sup>+</sup> → Ag<sup>+</sup> + Na<sup>0</sup>  
d) Al<sup>0</sup> + 3 Na<sup>+</sup> → Al<sup>3+</sup> + 3 Na<sup>0</sup>  
e) 3 Na<sup>0</sup> + Al<sup>3+</sup> → 3 Na<sup>+</sup> + Al<sup>0</sup>

10. (Cefet-CE) Uma pilha, formada pelos eletrodos de Fe/Fe<sup>2+</sup> (uma lâmina de ferro em contato com uma solução de íons Fe<sup>2+</sup>) e Cu/Cu<sup>2+</sup> (uma lâmina de cobre em contato com uma solução de íons Cu<sup>2+</sup>), apresenta E<sup>0</sup> pilha de 0,78 V. Sabendo-se que Cu<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> → Cu (s), E<sup>0</sup> = 0,34 V e que a lâmina de ferro se dissolve, o potencial padrão de redução do eletrodo Fe/Fe<sup>2+</sup> é:

- a) 0,44 V.      c) -0,44 V.      e) 0,56 V.  
b) 1,12 V.      d) -1,22 V.

0,78 = E<sup>0</sup> Fe (oxidação) + 0,34 (redução)  
E<sup>0</sup> de oxidação = 0,44; logo, o E<sup>0</sup> de redução será igual a -0,44 V.

11. (UEPG-PR) As latas de conserva são compostas pela chamada folha de flandres (liga de ferro e carbono), recoberta por uma camada de estanho, para a sua proteção. Deve-se evitar comprar latas amassadas, porque, com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada.



A respeito deste assunto, assinale o que for correto.

- (01) A reação da pilha produz quatro elétrons.  
(02) O ferro da folha de flandres oxida mais facilmente que a camada de estanho.  
(04) Quando uma lata é amassada, o ferro torna-se cátodo da reação.  
(08) A reação da pilha é Sn<sup>2+</sup> + Fe → Sn + Fe<sup>2+</sup>.

02: correto, pois seu potencial de oxidação (0,44 V) é maior que o do estanho.

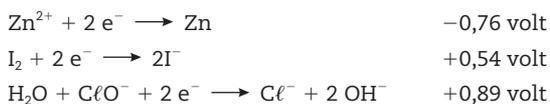
08: correto, pois o ferro metálico é o agente redutor, e o cátion estanho é o agente oxidante.

12. (Ufal) Considere as informações a seguir:

Alguns pregos galvanizados (ferro recoberto de zinco) foram adicionados a uma solução aquosa de iodo (contendo iodeto, I<sup>-</sup>) de coloração vermelha. A solução descorou.

À solução descorada adicionou-se água de lavadeira (solução aquosa de hipoclorito de sódio). Apareceu um precipitado branco e voltou a cor vermelha.

Com base nos conhecimentos dos potenciais de redução abaixo,



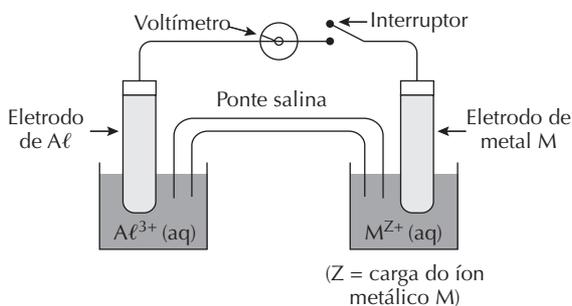
pode-se explicar o ocorrido afirmando que:

- I. a solução descoloriu porque o iodo se reduziu à custa do zinco que se oxidou.
- II. o precipitado branco formado é  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  produzido por  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ .
- III. a água de lavadeira reduz iodo a iodeto (-), o que justifica a volta da coloração.

Dessas afirmações, **somente**:

- a) I é correta.
- b) II é correta.
- c) III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) II e III são corretas.

13. (UFPE) O desenvolvimento de novas baterias recarregáveis é importante para a miniaturização de equipamentos portáteis (celulares) e médicos (marca-passos). A escolha dos materiais ativos destas baterias envolve inúmeras variáveis, como diferença de potencial gerada, toxicidade, custo etc. Considere o esquema de uma pilha apresentado a seguir e os dados de potenciais-padrão de eletrodos ( $E^0$ ) do quadro:

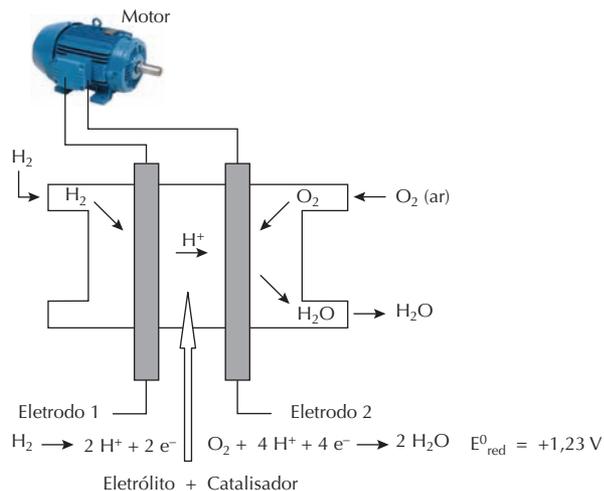


Semirreação	$E^0$ (V)
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} (\text{s})$	+0,80
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu} (\text{s})$	+0,34
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 (\text{g})$	0,00
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Pb} (\text{s})$	-0,13
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Sn} (\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn} (\text{s})$	-0,76
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al} (\text{s})$	-1,66
$\text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg} (\text{s})$	-2,36

Com relação a esta pilha, após o interruptor ser fechado, julgue as afirmativas a seguir se baseando nos dados de potencial padrão:

- (F) Quando  $\text{M} = \text{Zn} (\text{s})$ , o alumínio se reduzirá.
- (F) Quando  $\text{M} = \text{Ag} (\text{s})$ , o voltímetro marcará o valor 0,86 V.
- (V) Quando  $\text{M} = \text{Mg} (\text{s})$ , ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Al.
- (F) Quando  $\text{M} = \text{Pb} (\text{s})$ , o eletrodo de Pb será consumido.
- (F) Quando  $\text{M} = \text{Cu} (\text{s})$ , a seguinte semirreação ocorrerá:  
 $\text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

14. (UFRJ) Na busca por combustíveis mais “limpos”, o hidrogênio tem se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema a seguir mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor. Com base no esquema:



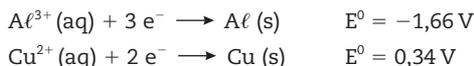
- a) Identifique o eletrodo positivo da pilha. Justifique sua resposta.

O eletrodo 2 é o positivo, pois recebe os elétrons.

- b) Usando as semirreações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.

Cálculo da fem =  $1,23 - 0 = + 1,23 \text{ V}$ .

15. (UFF-RJ) Considere as seguintes semirreações:



- a) Qual deverá ser a reação representativa da célula?



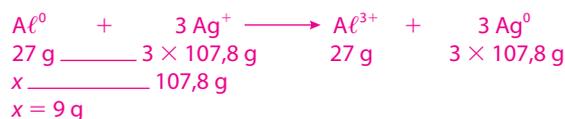
- b) Qual o potencial da célula galvânica que se utiliza das semirreações acima?

$\Delta E = 0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V}$

- c) Qual das semirreações deverá ser representativa do ânodo?



16. (UFPE) Uma pilha é construída associando-se uma semicélula com um eletrodo de Al em solução de  $\text{Al}^{3+}$  e uma semicélula com um eletrodo de Ag em solução de  $\text{Ag}^+$ . Qual a massa perdida pelo eletrodo de alumínio quando 1 mol de  $\text{Ag}^+$  se reduz à prata metálica?



# Eletrólise

É o processo em que se utiliza energia elétrica para realizar uma reação de oxirredução não espontânea ( $\Delta E < 0$ ). A eletrólise, em geral, é realizada em sistemas constituídos por uma bateria ou pilha, uma cuba eletrolítica e dois eletrodos inertes. Esse processo é muito utilizado em indústrias, na produção de metais alcalinos, alcalino-terrosos, gás hidrogênio e gás cloro.

## Eletrólise ígnea

► Processo de decomposição de uma substância iônica fundida através da passagem de corrente elétrica.

Exemplo: eletrólise ígnea do cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ).

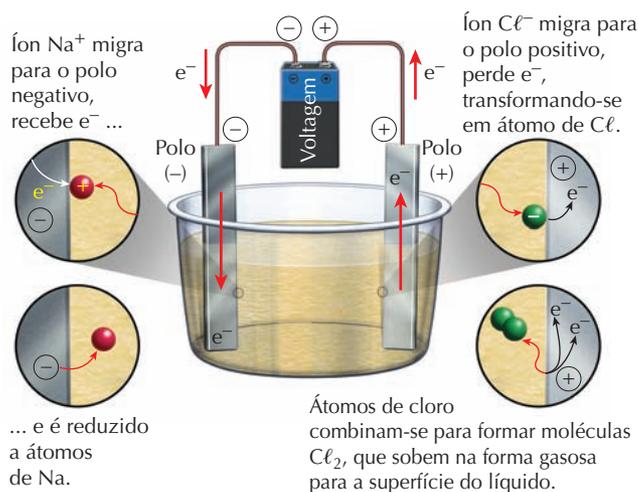


Figura 1  
Eletrólise ígnea do  $\text{NaCl}$

Reações do processo:

- **Ânodo** (ocorre oxidação): eletrodo positivo – atrai os ânions que estão na cuba eletrolítica.
- **Cátodo** (ocorre redução): eletrodo negativo – atrai os cátions que estão na cuba eletrolítica.

Compreendendo o processo:

Dados os potenciais-padrão de redução:



O  $\text{Na}^+$  vai ser reduzido (equação I), e o  $\text{Cl}^-$  vai ser oxidado (equação II invertida). Assim, temos:



$$\Delta E = E_{1 \text{ redução (cátodo)}}^0 - E_{2 \text{ redução (ânodo)}}^0$$

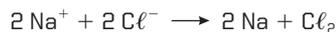
$$\Delta E = -2,71 - (+1,36) = -4,07 \text{ V}$$

ou

$$\Delta E = E_{\text{oxidação}}^0 + E_{\text{redução}}^0$$

$$\Delta E = -1,36 + (-2,71) = -4,07 \text{ V}$$

Reação global:



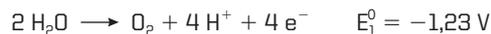
$$\Delta E = -4,07 \text{ V}$$

$\Delta E < 0$ : significa que a reação não é espontânea, e 4,07 V é a quantidade de energia que deve ser fornecida para que ocorra a eletrólise do  $\text{NaCl}$ .

## Eletrólise em solução aquosa

► O meio eletrolítico é uma solução aquosa. Além dos íons provenientes da dissociação iônica ou ionização da substância, existe pequena quantidade de íons provenientes da ionização da água ( $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$ ) e uma grande quantidade de moléculas de água. Essas moléculas de água, por serem polares, podem sofrer oxidação ou redução:

• **Oxidação da água:**



• **Redução da água:**

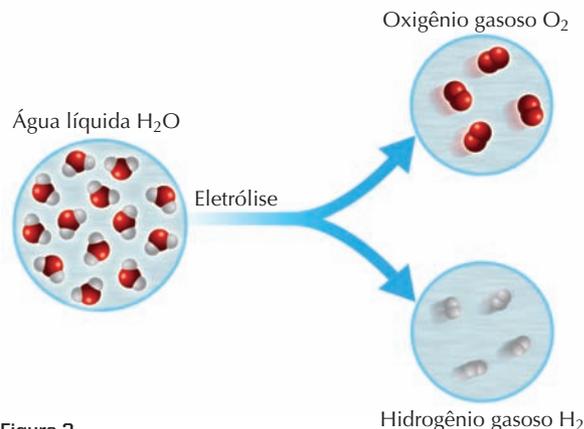
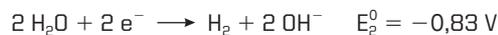


Figura 2

Assim, as moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  podem competir com os outros íons nos polos positivo e negativo.

Se o meio eletrolítico for um ácido ou uma base, a concentração de íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  é muito alta (bem maior do que a dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  na água pura), podendo ocorrer os seguintes processos:

• Meio ácido:



• Meio básico:



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Eletrólises ígnea e aquosa

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

## Previsão dos produtos em uma eletrólise em solução aquosa

Ânodo - ocorre oxidação

Polo positivo

Espécie	Espécie	Espécie
Ânions oxigenados (NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ; SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ; PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ; CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ...) F <sup>-</sup> Esses íons não sofrem oxidação na presença da água.	H <sub>2</sub> O ou H <sup>+</sup>	Ânions não oxigenados (Cl <sup>-</sup> ; Br <sup>-</sup> ; I <sup>-</sup> ; S <sup>2-</sup> ) Esses íons oxidam antes da água.

Cátodo - ocorre redução

Polo negativo

Espécie	Espécie	Espécie
Cátions da família 1A - alcalinos (Li <sup>+</sup> ; Na <sup>+</sup> ; K <sup>+</sup> ) cátions da família 2A - alcalino-terrosos (Mg <sup>2+</sup> ; Ca <sup>2+</sup> ; Ba <sup>2+</sup> ) Al <sup>3+</sup> Esses íons não sofrem redução na presença da água.	H <sub>2</sub> O ou OH <sup>-</sup>	Cátions dos metais de transição (Ag <sup>+</sup> ; Zn <sup>2+</sup> ; Cu <sup>2+</sup> ; Au <sup>3+</sup> ; Sn <sup>2+</sup> ...) Esses íons se reduzem antes da água.

Exemplo:

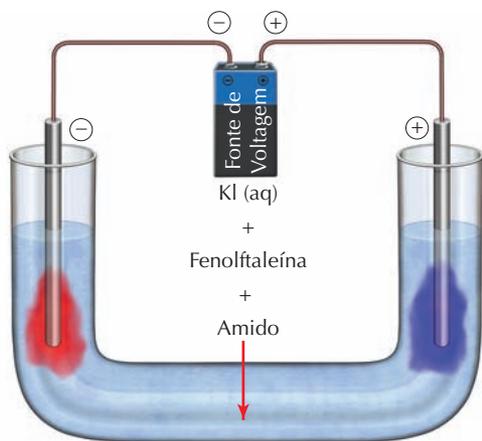
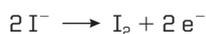


Figura 3

Eletrólise aquosa do iodeto de potássio (KI)

### Reações do processo:

- **Ânodo:** o íon I<sup>-</sup> oxida mais facilmente do que a água. A reação de oxidação que ocorre é:



- **Cátodo:** a água tem mais facilidade para se reduzir do que o íon K<sup>+</sup>. A reação de redução que ocorre é:



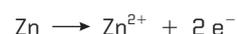
Nessa eletrólise são formados: H<sub>2</sub>; I<sub>2</sub> e KOH dissociado.

- Ao redor do polo negativo haverá excesso de OH<sup>-</sup> caracterizado pela cor vermelha, que é a coloração característica da fenolftaleína em meio básico.
- Ao redor do polo positivo aparecerá a cor azul, devido à reação do I<sub>2</sub> formado com o amido.

## Estequiometria na eletrólise – aspectos quantitativos – Leis de Faraday

- ▶ A quantidade da substância (mol, massa ou volume) que é produzida nos eletrodos está diretamente relacionada com a quantidade de corrente elétrica que atravessa a solução ou o eletrólito fundido.
- ▶ A quantidade de elétrons trocados na eletrólise é a mesma, tanto na oxidação como na redução, e a quantidade de substância formada depende do número de elétrons cedidos ou recebidos.
- ▶ Cada mol de elétron que circula pelos eletrodos equivale a uma carga de eletricidade de 96.500 C, ou seja, 1 faraday (1 F).

Exemplo:



Carga elétrica de 1 mol de elétrons = 96.500 C = 1 F

1 mol de zinco \_\_\_\_\_ 2 mols de elétrons

65,3 g \_\_\_\_\_ 2 × 96.500 C = 193.000 C

193.000 C é a quantidade de carga elétrica que é transportada por 2 mols de elétrons quando 1 mol de zinco se oxida.

A quantidade de cargas elétricas que atravessa o circuito é dada por:

$$Q = i \times t$$

Em que:

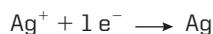
Q = quantidade de carga elétrica, expressa em coulomb (C)

i = corrente, expressa em ampères (A)

t = tempo, expresso em segundos (s)

Exemplo:

Deseja-se pratear uma peça metálica revestindo-a com 10,8 g de prata. A peça foi mergulhada em uma solução de sais de prata, e utilizou-se um gerador de corrente contínua que fornece 96,5 A. Qual a carga elétrica necessária para ocorrer a eletrólise, e por quanto tempo a eletrólise deverá ser realizada?



108 g de prata \_\_\_\_\_ 1 mol de elétrons

10,8 g de prata \_\_\_\_\_ x

x = 0,1 mol de elétrons

Cálculo da quantidade de carga elétrica utilizada:

1 mol de elétrons \_\_\_\_\_ 96.500 C

0,1 mol de elétrons \_\_\_\_\_ x

x = 9.650 C

Cálculo do tempo necessário:

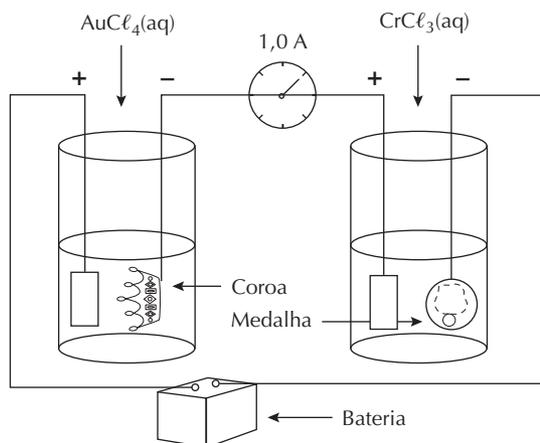
$$Q = i \times t$$

$$9.650 \text{ C} = 96,5 \text{ A} \times t$$

$$t = 100 \text{ segundos}$$

## No Vestibular

1. (UFRN, adaptada) Já quase na hora da procissão, padre Inácio pediu a Zé das Joias que dourasse a coroa da imagem da padroeira com meio grama de ouro. Pouco depois, ainda chegou dona Nenzinha, também apressada, querendo cromar uma medalha da santa, para usá-la no mesmo evento religioso. Diante de tanta urgência, o ourives resolveu fazer, ao mesmo tempo, ambos os serviços encomendados. Então, ligou, em série, duas células eletroquímicas que continham a coroa e a medalha, mergulhadas nas respectivas soluções de tetracloreto de ouro ( $\text{AuCl}_4$ ) e cloreto crômico ( $\text{CrCl}_3$ ), como se vê na figura a seguir.

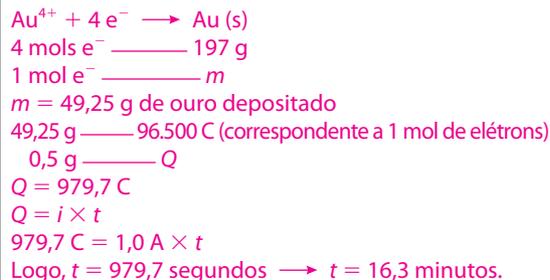


Sabendo que durante essa operação circulou no equipamento uma corrente de 1,0 A, responda às solicitações abaixo. Dados: Au = 197; Cr = 52; 1 F = 96.500 C.

- a) Escreva as semirreações de redução dos cátions que ocorreram durante os processos de douração e cromação.



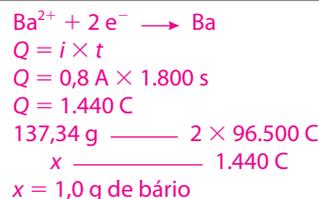
- b) Calcule quantos minutos serão gastos para dourar a coroa com meio grama de ouro.



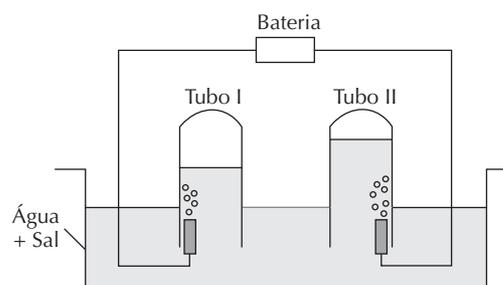
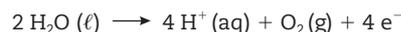
2. (Uece) O cloreto de bário é um pó branco que, inalado, pode causar lesões no cérebro e desordem intestinal. A eletrólise ígnea do  $\text{BaCl}_2$ , cuja reação global é  $\text{Ba}^{2+}(\ell) + 2 \text{Cl}^-(\ell) \rightarrow \text{Ba}(\ell) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , quando se utiliza uma corrente elétrica de 0,80 A durante 30 min, produz, aproximadamente:

Dados: 1 F = 96.500 C = 1 mol de  $e^-$ , massa molar do Ba = 137 g/mol.

- a) 1,0 g de bário.                      c) 3,2 g de cloro.  
b) 2,0 g de bário.                      d) 5,6 g de cloro.

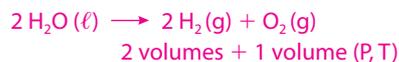
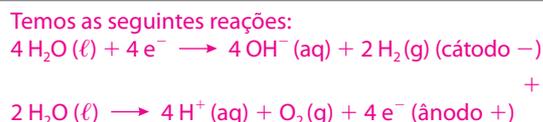


3. (UFU-MG) Observe o esquema a seguir, representativo da eletrólise da água, que é um processo eletroquímico com larga aplicação industrial. As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



Pede-se:

- a) Quais são os gases formados nos tubos I e II ?



O volume do hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) produzido é o dobro do volume do oxigênio ( $\text{O}_2$ ) produzido. Concluímos que o  $\text{H}_2(\text{g})$  é formado no tubo I, e o  $\text{O}_2(\text{g})$  é formado no tubo II.

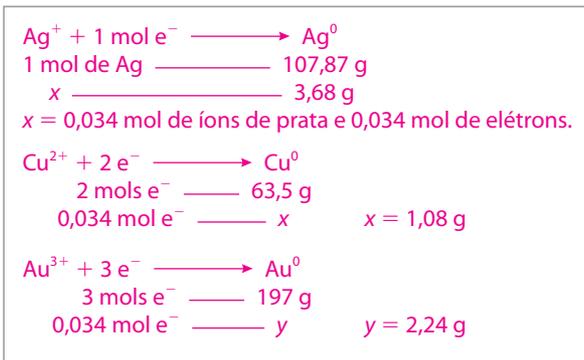
- b) Identifique qual o polo da bateria que está conectado no tubo II. Justifique sua resposta.

No tubo II ocorre a formação de gás oxigênio; logo, nesse tubo está conectado o ânodo (polo positivo).

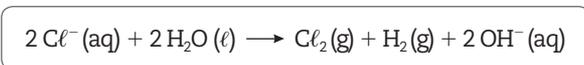
- c) Explique por que o tubo II tem maior massa que o tubo I.

O tubo II tem maior massa do que o tubo I porque é ocupado por um volume de solução maior, já que o gás oxigênio formado ocupa um volume menor.

4. (Uece) A questão a seguir é uma aplicação das leis da eletrólise formuladas por Michael Faraday (1791-1867), químico, físico e filósofo inglês. Três células eletrolíticas, contendo, respectivamente, uma solução com íons de prata ( $\text{Ag}^+$ ), uma solução com íons de  $\text{Cu}^{2+}$  e uma solução com íons de  $\text{Au}^{3+}$ , estão conectadas em série. Depois de algum tempo, se depositam 3,68 g de prata metálica na célula que contém íons de  $\text{Ag}^+$ . Ao final, as massas de cobre e de ouro depositadas serão, respectivamente: Dadas as massas molares em g/mol:  $\text{Ag} = 107,87$ ;  $\text{Au} = 197$ .
- a) 0,27 g e 0,66 g.      **c) 1,08 g e 2,24 g.**  
 b) 0,54 g e 1,12 g.      d) 2,16 g e 4,48 g.



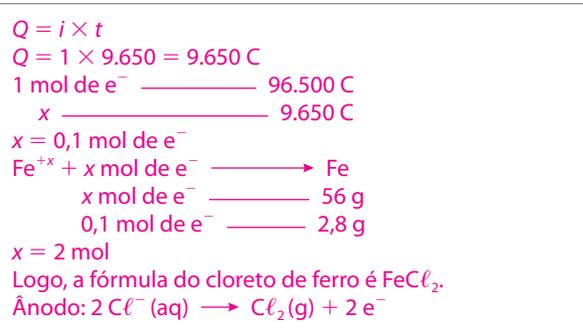
5. (UFPI) Pesquisas têm mostrado que os resíduos de dessalinizadores contêm alto teor de cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) que podem, por processos industriais eletroquímicos, usando uma fonte de corrente elétrica, gerar cloro ( $\text{Cl}_2$ ) para desinfecção de água de abastecimento. A reação direta no sistema acontece conforme se segue:



Análise as afirmativas quanto ao processo eletroquímico e marque a opção correta.

- a) O processo industrial é de natureza galvânica.  
 b) O cloro é obtido no cátodo.  
 c) Os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.  
**d) O cloro é obtido da reação de oxidação.**  
 e) A reação secundária de formação do hidrogênio acontece no ânodo.
6. (UFRN) A bateria do automóvel tem um dos seus polos ligado à sua estrutura metálica. Assinale a opção na qual são indicados o polo que deve ser ligado à estrutura e os motivos dessa conexão.
- a) Polo positivo; motivos da conexão – fornecer elétrons, acelerando a oxidação.  
 b) Polo negativo; motivos da conexão – retirar elétrons, acelerando a oxidação.  
**c) Polo negativo; motivos da conexão – fornecer elétrons, evitando oxidação.**  
 d) Polo positivo; motivos da conexão – retirar elétrons, evitando oxidação.
7. (Uerj) Em uma célula eletrolítica, com eletrodos inertes, uma corrente de 1,00 A passa por uma solução aquosa de cloreto de ferro, produzindo  $\text{Fe} (\text{s})$  e  $\text{Cl}_2 (\text{g})$ . Admita que 2,80 g de ferro são depositados no cátodo, quando a célula funciona por 160 min 50 s.

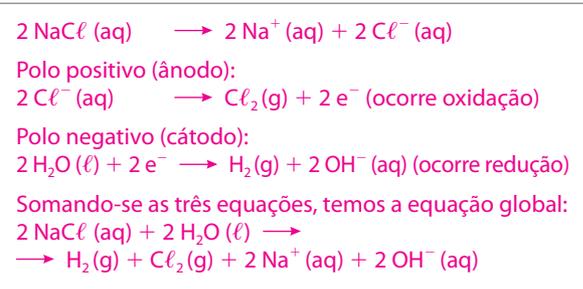
Determine a fórmula do cloreto de ferro utilizado na preparação da solução originalmente eletrolisada e escreva a equação eletroquímica que representa a descarga ocorrida no ânodo.



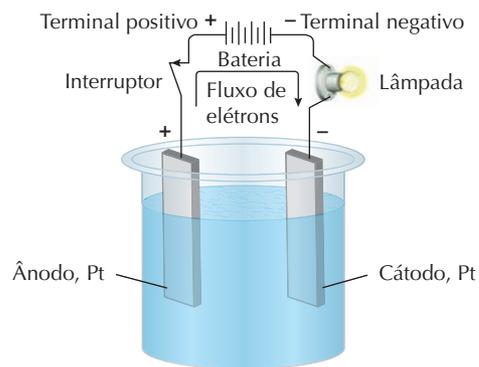
8. (UFRGS-RS) A quantidade de eletricidade, expressa em faraday, necessária para eletrodepositar 28 g de  $\text{Fe}^{2+}$  é igual a:
- Dado:  $\text{Fe} = 55,8 \text{ u}$ .
- a) 1.      c) 22,4.      e) 56.  
 b) 2.      d) 28.



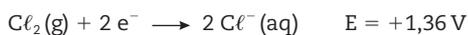
9. (PUC-SP, modificada) Considerando a eletrólise aquosa da salmoura ( $\text{NaCl}$ ),
- equacione as semirreações que ocorrem no cátodo e no ânodo, bem como a equação global do processo, representando a formação do  $\text{NaOH}$ .
  - identifique os polos de cada eletrodo e indique em qual deles ocorre o processo de oxidação e em qual ocorre o processo de redução.



10. (UFSC) A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II) –  $\text{NiCl}_2$ .



São dados as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



- a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.

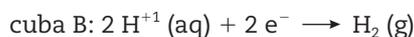
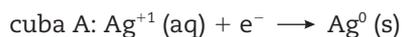
cátodo:  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$   
 ânodo:  $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$   
 No cátodo, forma-se níquel metálico, e no ânodo, gás cloro.

- b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.

$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s}) \quad E = -0,24 \text{ V}$   
 $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \quad E = -1,36 \text{ V}$   
 Somando as duas equações, temos:  
 $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Ni}(\text{s})$   
 $\Delta E = -1,60 \text{ V}$   
 O mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise deve ser 1,60 V.

11. (IME-RJ) Em duas cubas eletrolíticas, ligadas em série, ocorrem as reações, cujas equações são mostradas a seguir, pela passagem de uma corrente elétrica de 1 ampère:

Dados:  $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C} = 1 \text{ mol de e}^-$ ,  $1 \text{ A} = 1 \text{ C} \times \text{s}^{-1}$ .



Pede-se:

- a) o tipo de reação que está ocorrendo.

Oxirredução – eletrólise

- b) a denominação do eletrodo onde ocorrem essas reações.

Cátodo – redução; ânodo – oxidação

- c) o tempo necessário para que ocorra a deposição de 1,08 g de prata.

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}^0(\text{s})$   
 $96.500 \text{ C} \longrightarrow 108 \text{ g}$   
 $x \longrightarrow 1,08 \text{ g}$   
 $x = 965 \text{ C}$   
 $Q = i \times t$   
 $965 \text{ C} = 1 \times t$   
 $t = 965 \text{ s}$

- d) o volume, em litros nas CNTP, do hidrogênio produzido durante o tempo determinado na letra c.

$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$   
 $2 \times 96.500 \text{ C} \longrightarrow 22,4 \text{ L}$   
 $965 \text{ C} \longrightarrow x$   
 $x = 0,112 \text{ L}$   
 $V = 0,112 \text{ L}$

12. (UFF-RJ) O cloro pode ser produzido pela eletrólise ígnea do cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) à temperatura de  $17^\circ \text{C}$  e sob pressão de 1,0 atm.

Sabendo-se que uma corrente de 5 A passa pela célula durante 10 horas, informe, por meio de cálculos:

Dados:  $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C} = 1 \text{ mol de e}^-$ , massa molar do cloro = 35,5 g/mol.

- a) o número de coulombs envolvidos no processo.

$$Q = i \times t$$

$$Q = 5 \text{ A} \times 36.000 \text{ s} = 180.000 \text{ C}$$

- b) a massa de  $\text{Cl}_2$ , em grama, produzida na reação.

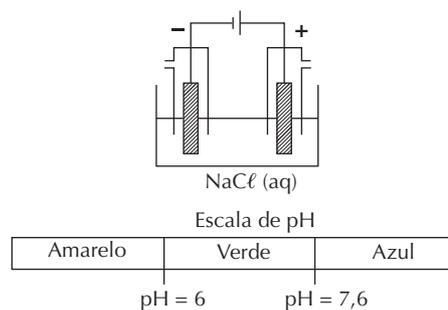
$$2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$$

$$71 \text{ g} \longrightarrow 2 \times 96.500 \text{ C}$$

$$x \longrightarrow 180.000 \text{ C}$$

$$x = 66,22 \text{ g}$$

13. (UFRJ) Em uma aula demonstrativa, um professor fez passar, durante 60 minutos, uma corrente de 1,34 A por uma cuba eletrolítica que continha uma solução aquosa de cloreto de sódio; como resultado, obteve um gás em cada eletrodo.



- a) Sabendo que a carga elétrica total que passa pela cuba durante a experiência é suficiente para produzir 0,05 g de gás no cátodo, calcule o volume em litros ocupado por esse gás nas CNTP.

Dados:  $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C} = 1 \text{ mol de e}^-$ ; volume molar nas CNTP = 22,4 L

$$Q = i \times t$$

$$Q = 1,34 \text{ A} \times 3.600 \text{ s} = 4.824 \text{ C}$$

$$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$$

$$2 \times 96.500 \text{ C} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$4.824 \text{ C} \longrightarrow x$$

$$x = 0,025 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$0,025 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 0,56 \text{ L}$$

$$V = 0,56 \text{ L}$$

- b) O indicador azul de bromotimol, dependendo da faixa de pH, apresenta as colorações mostradas na figura.

Após a passagem da corrente, foram adicionadas algumas gotas de azul de bromotimol à cuba.

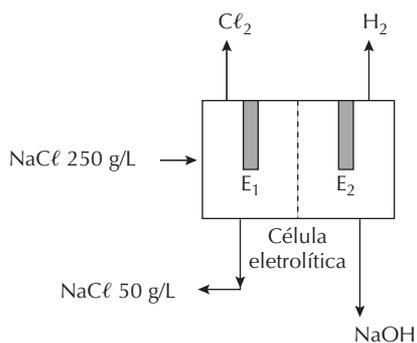
Indique a cor da solução obtida. Justifique sua resposta.

Azul, pois durante a experiência ocorre a formação de

NaOH (solução básica), pela reação:



14. (UFRJ) A eletrólise de soluções concentradas de cloreto de sódio (salmoura) produz cloro gasoso no eletrodo  $E_1$ , gás hidrogênio e hidróxido de sódio em solução no eletrodo  $E_2$ , restando uma solução diluída de  $\text{NaCl}$  cuja concentração é de 50 g/L, que é removida da célula eletrolítica. O esquema a seguir representa uma célula eletrolítica de membrana.



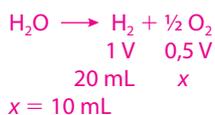
Identifique o cátodo e escreva a semirreação anódica.

O cátodo é o eletrodo  $E_2$ .

Reação anódica:  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

15. (UEL-PR) Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de um certo eletrólito verifica-se a decomposição da água, com formação de 20 mililitros de hidrogênio. Nessas condições, quantos mililitros de oxigênio são obtidos?

- a) 40.                      c) 15.                      e) 0,5.  
b) 20.                      **d) 10.**



16. (UEL-PR) Nas reações de eletrólise para a obtenção de metais, as massas dos produtos depositados no cátodo podem ser calculadas pela aplicação:

- a) do Princípio de Le Chatelier.  
b) do Princípio da exclusão de Pauli.  
c) das Regras de fases de Gibbs.  
**d) das Leis de Faraday.**  
e) da Lei de Avogadro.

17. (UFMG) O sódio é obtido pela eletrólise do cloreto de sódio fundido segundo a equação:



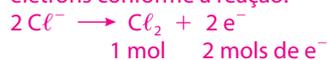
Para abaixar o elevado ponto de fusão do cloreto de sódio, adiciona-se cloreto de cálcio, que é eletrolisado simultaneamente segundo a equação:



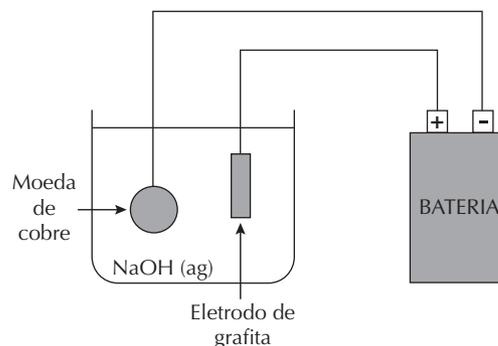
Em relação a esse processo, todas as alternativas estão corretas, exceto:

- a) A produção de um mol de cloro requer um mol de elétrons.  
b) A redução do íon sódio é um processo endotérmico.  
c) O cloro é obtido no ânodo.  
d) O estado de oxidação do cálcio varia na eletrólise.  
e) Uma mistura de cálcio e sódio é obtida no cátodo.

Para produzir 1 mol de  $\text{Cl}_2$  são necessários 2 mols de elétrons conforme a reação:



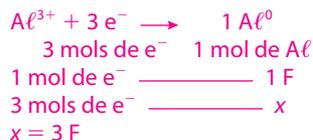
18. (UFMG) Este diagrama mostra um esquema utilizado para recuperar moedas de cobre antigas, parcialmente oxidadas. O processo que ocorre na superfície da moeda é:



- a)  $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$   
b)  $\text{Cu} (\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$   
c)  $2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$   
d)  $4 \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 4 \text{e}^-$   
e)  $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\ell)$

19. (UFPE) O alumínio metálico é produzido eletroliticamente a partir da bauxita,  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ . Se F é a carga de um mol de elétrons, qual a carga necessária para produzir um mol de alumínio?

- a) 5 F.                      c) 2 F.                      e) 3 F/2.  
b) 3 F.                      d) 2 F/3.



20. (Unifei-SP) O gás cloro pode ser obtido pela eletrólise da água do mar ou pela eletrólise ígnea do cloreto de sódio. Assinale a afirmativa correta com relação a esses dois processos:

- a) Ambos liberam  $\text{Cl}_2$ , gasoso no cátodo.  
b) Ambos envolvem transferência de 2 elétrons por mol de sódio.  
c) Ambos liberam H no cátodo.  
d) Ambos liberam Na metálico no cátodo.  
**e) Um libera  $\text{H}_2$  e outro Na metálico no cátodo.**

# Termoquímica

Uma transformação química sempre envolve uma troca de calor. As transformações que liberam calor são **exotérmicas**; as que absorvem calor são **endotérmicas**. O conteúdo de calor associado a uma substância é chamado de **entalpia (H)**. Quando uma reação é realizada sob pressão constante, a quantidade de calor liberada ou absorvida recebe o nome de **variação de entalpia ( $\Delta H$ )**.

## Variação de entalpia ( $\Delta H$ )

- Indica a quantidade de calor envolvida em uma transformação. É determinada pela diferença entre as entalpias dos produtos e a dos reagentes.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

## Reação endotérmica

- A entalpia do sistema aumenta:  $\Delta H$  é **positivo**.
- Neste tipo de reação, o produto é mais energético do que os reagentes, isto é, a quantidade de energia armazenada nos produtos é maior do que a quantidade de energia armazenada nos reagentes.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} > 0$$

Exemplo:

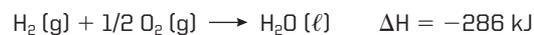


## Reação exotérmica

- A entalpia do sistema diminui:  $\Delta H$  é **negativo**.
- Neste tipo de reação, os reagentes são mais energéticos do que o produto, isto é, a quantidade de energia armazenada nos reagentes é maior do que a quantidade de energia armazenada no produto.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} < 0$$

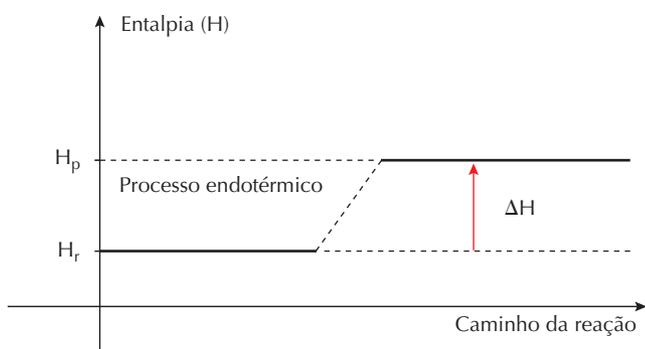
Exemplo:



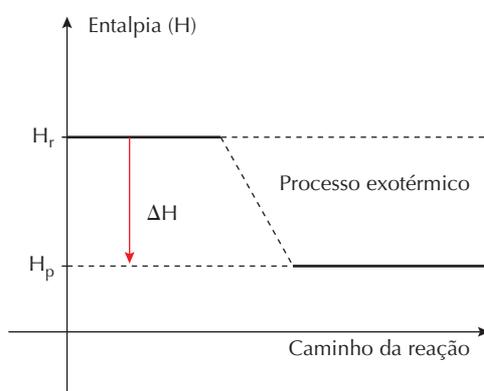
## Diagrama de entalpia

- Mostra a posição relativa das entalpias armazenadas nas substâncias que reagem ou que são formadas.
- Indica a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) envolvida na transformação de reagentes em produtos.

## Processo endotérmico



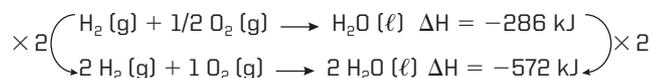
## Processo exotérmico



## Principais fatores que afetam o $\Delta H$ de uma reação

### Quantidade de reagentes

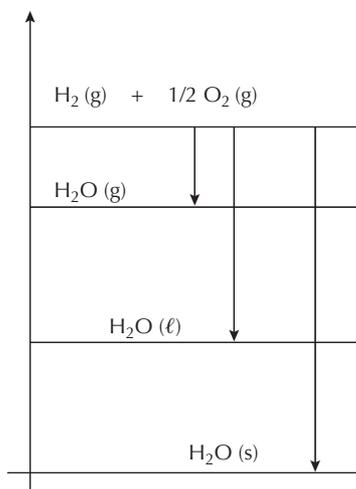
- A quantidade de calor envolvida em uma reação química depende da quantidade dos reagentes e dos produtos.



### Estado físico das substâncias

- Gasoso:**  $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \quad \Delta H = -243 \text{ kJ}$
- Líquido:**  $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\ell) \quad \Delta H = -286 \text{ kJ}$
- Sólido:**  $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \quad \Delta H = -292 \text{ kJ}$

- ▶ A água formada em estados físicos diferentes altera a entalpia da reação. Observe o gráfico a seguir.



- ▶ As moléculas de água que se encontram no estado sólido apresentam um grau de agitação menor (mais estável) do que as moléculas que estão nos estados líquido e gasoso.

## Alotropia

- ▶ A variedade alotrópica mais abundante na natureza é a mais estável (menor entalpia), e a menos abundante, a mais instável (maior entalpia).

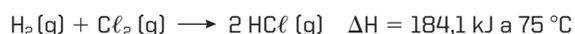
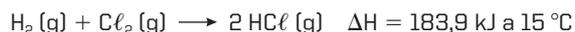
Exemplos:

- O carbono grafite é mais estável (menos reativo) do que o carbono diamante.
- O fósforo vermelho é mais estável (menos reativo) do que o fósforo branco.
- O enxofre rômico é mais estável (menos reativo) do que o enxofre monoclinico.

## Temperatura

- ▶ Quando a temperatura varia, muda o grau de agitação das moléculas e, conseqüentemente, varia a entalpia dos participantes.

Exemplos:



## Entalpia ou calor de formação ( $\Delta H_f$ )

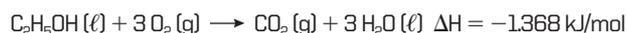
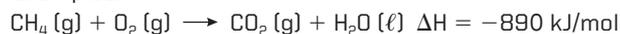
- ▶ É a variação de entalpia associada à reação de síntese (formação) de 1 mol do composto a partir de substâncias simples no estado padrão.

- Substância simples no estado padrão:  $\Delta H_f = 0$ .
- Estado-padrão: forma física e alotrópica mais abundante da substância a  $25^\circ \text{C}$  e 1 atm.

## Entalpia ou calor de combustão

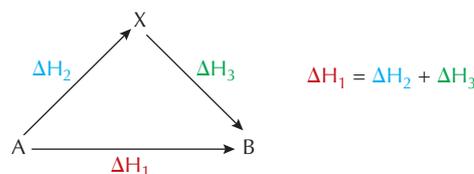
- ▶ É a variação de entalpia associada à combustão (queima) de 1 mol de substância a  $25^\circ \text{C}$  e 1 atm com excesso de oxigênio.

Exemplos:



- ▶  $\Delta H$  de combustão refere-se sempre a 1 mol da substância que sofre combustão.
- ▶  $\Delta H$  de combustão é sempre **negativo**, pois as reações de combustão são sempre **exotérmicas**.

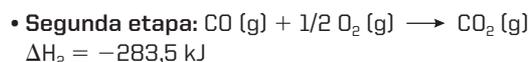
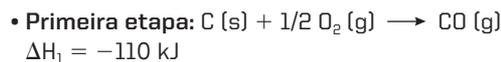
## Lei de Hess



- ▶ O calor liberado ou absorvido numa reação química está sujeito apenas aos estados inicial e final da reação, não dependendo dos estados intermediários pelos quais a reação passa.

Exemplo:

Qual o  $\Delta H$  da reação:  $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ , sabendo que essa reação ocorre em duas etapas?



Resolução:

$$\Delta H \text{ da reação} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393,5 \text{ kJ}$$

## Energia de ligação

- ▶ É a energia que é fornecida para romper 1 mol de ligações entre dois átomos em um sistema gasoso a  $25^\circ \text{C}$  e 1 atm.
- ▶ **Reagentes:** processo endotérmico - quebra de uma ligação química.
- ▶ **Produtos:** processo exotérmico - formação de uma ligação química.

$\Delta H$  da reação =

Calor absorvido na quebra das ligações presentes nos reagentes ( $\Delta H > 0$ )

+

Calor liberado na formação das ligações presentes nos produtos ( $\Delta H < 0$ )

Exemplo:

Qual a variação de entalpia da reação  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$ , conhecendo as seguintes energias de ligação?

H-H: 104,2 kJ/mol    Cl-Cl: 57,9 kJ/mol    H-Cl: 103,1 kJ/mol

Resolução:

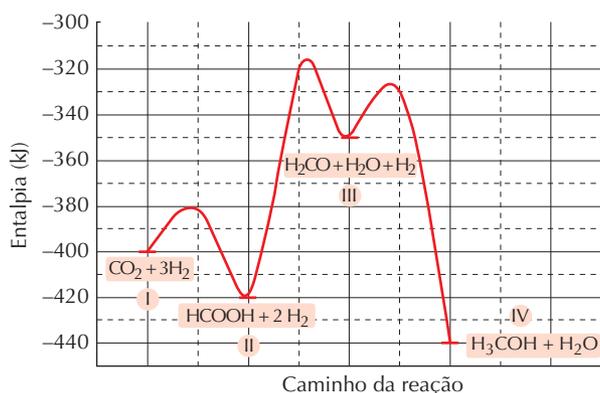
$\Delta H$  da reação = energia das ligações rompidas - energia das ligações formadas

$$\Delta H = 104,2 + 57,9 - 2(103,1)$$

$$\Delta H = -44,1 \text{ kJ}$$

## No Vestibular

1. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO<sub>2</sub> atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol.

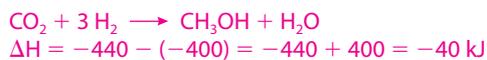


- a) Indique as etapas endotérmicas e exotérmicas.

Etapas endotérmicas: II → III.

Etapas exotérmicas: I → II e III → IV.

- b) Calcule a variação da entalpia na conversão do CO<sub>2</sub> em metanol.



2. (Uerj) A atividade humana tem sido responsável pelo lançamento inadequado de diversos poluentes na natureza. Dentre eles, destacam-se:

- amônia: proveniente de processos industriais;
- dióxido de enxofre: originado da queima de combustíveis fósseis;
- cádmio: presente em pilhas e baterias descartadas.

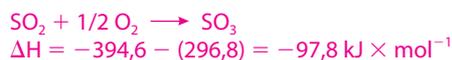
O trióxido de enxofre é um poluente secundário, formado a partir da oxidação do dióxido de enxofre, poluente primário, em presença do oxigênio atmosférico.

Considere as seguintes entalpias-padrão de formação a 25 °C e 1 atm:

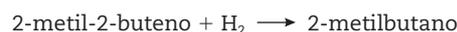
$$\text{SO}_2 = -296,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

$$\text{SO}_3 = -394,6 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

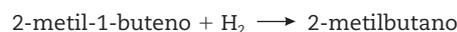
Determine a variação de entalpia da reação de oxidação do dióxido de enxofre e apresente a fórmula estrutural plana do trióxido de enxofre.



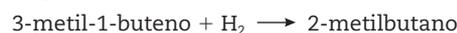
3. (Fuvest-SP) O 2-metilbutano pode ser obtido pela hidrogenação catalítica, em fase gasosa, de qualquer dos seguintes alcenos isoméricos:



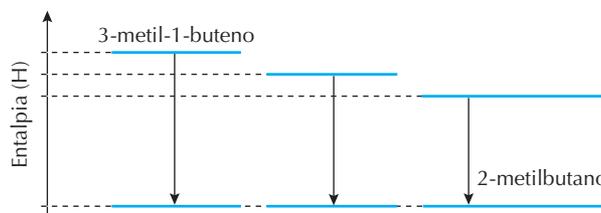
$$\Delta H_1 = -113 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_2 = -119 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_3 = -127 \text{ kJ/mol}$$



- a) Complete o esquema da figura com a fórmula estrutural de cada um dos alcenos que faltam. Além disso, ao lado de cada seta, coloque o respectivo ΔH de hidrogenação.

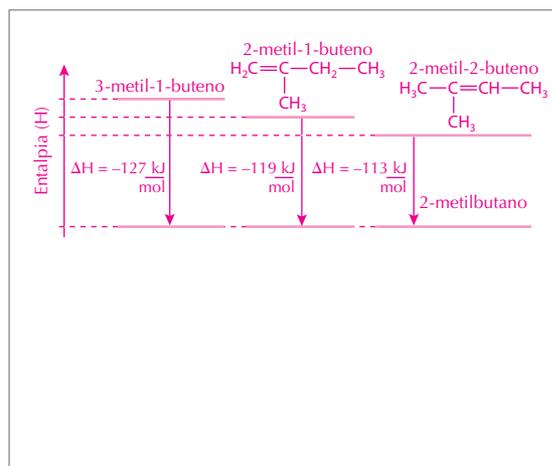
Nas três reações, o produto final é o mesmo e, portanto,

a entalpia dos produtos também é a mesma. A reação

que libera maior quantidade de energia indica o

reagente de maior entalpia (já representada no gráfico

dado). Completa-se o esquema da seguinte maneira:

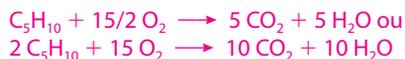


- b) Represente, em uma única equação e usando fórmulas moleculares, as reações de combustão completa dos três alcenos isoméricos.

Os alcenos citados no texto apresentam a mesma

fórmula molecular  $C_5H_{10}$  (são isômeros); portanto, a

equação da reação de combustão completa é:



- c) A combustão total de cada um desses alcenos também leva a uma variação negativa de entalpia. Essa variação é igual para esses três alcenos? Explique.

Pelo gráfico, verifica-se que o conteúdo energético (calor

de formação) de cada isômero é diferente. Como os

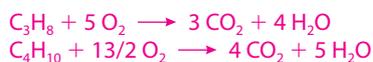
produtos na combustão dos três isômeros são os mesmos,

o  $\Delta H$  de combustão dos três isômeros será diferente.

4. (UFRN) O gás de cozinha é composto principalmente de propano e butano. O preço do quilo de cada um desses gases é o mesmo. O calor de combustão para o propano é de 2.200 kJ/mol e, para o butano, 2.900 kJ/mol.

A partir desses dados:

- a) escreva e balanceie a reação de combustão completa de cada um dos gases.



- b) mencione qual dos dois gases deve estar presente em maior quantidade, no gás de cozinha, a fim de baratear o custo da energia. Justifique.

O butano, pois o calor de combustão é maior.

5. (UFRN) A hidrazina ( $N_2H_4$ ) é um combustível que pode substituir a gasolina ( $C_8H_{18}$ ) em motores de explosão. Um estudante de Química coletou, na literatura especializada, dados termodinâmicos relativos às reações de combustão desses dois combustíveis.

Dados termodinâmicos relativos à combustão da hidrazina e da gasolina (P = 1 atm e T = 25 °C)		
Reação de combustão	$\Delta H_r^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta S_r^\circ$ (J/K)
$N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(l)$	-622,29	5,08
$C_8H_{18}(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$	-5.470,65	-583,14

Tabela 1

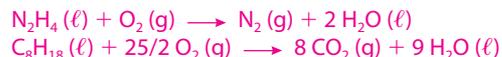
Dados de densidade e massa molar relativos à hidrazina e à gasolina (P = 1 atm e T = 25 °C)

Combustível	Densidade (g/mL)	Massa molar (g/mol)
$N_2H_4(l)$	1,021	32
$C_8H_{18}(l)$	0,7025	114

Tabela 2

Fazendo uso desses dados, atenda às solicitações a seguir.

- a) Escreva as equações balanceadas de combustão da hidrazina e da gasolina.



- b) Considerando dois carros iguais, com motores de mesmo desempenho, determine, por meio de cálculos, qual dos combustíveis deverá proporcionar maior quilometragem por litro (ver tabelas 1 e 2).

De acordo com a tabela 2, em 1 mL, temos:

$$1,021 \text{ g (hidrazina)} \text{ ————— } n(\text{hidrazina})$$

$$32 \text{ g (hidrazina)} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$n(\text{hidrazina}) = 0,032 \text{ mol em 1 mL. Logo, temos}$$

$$32 \text{ mols em 1 L}$$

$$0,7025 \text{ g (gasolina)} \text{ ————— } n(\text{gasolina})$$

$$114 \text{ g (gasolina)} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$n(\text{gasolina}) = 0,00616 \text{ mol em 1 mL. Logo, temos}$$

$$6,16 \text{ mol em 1 L.}$$

$$1 \text{ mol (hidrazina)} \text{ ————— } 622,29 \text{ kJ}$$

$$32 \text{ mol (hidrazina)} \text{ ————— } x$$

$$x = 19.913,28 \text{ kJ por litro de hidrazina}$$

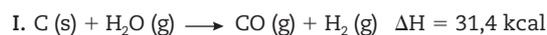
$$1 \text{ mol (gasolina)} \text{ ————— } 5.470,65 \text{ kJ}$$

$$6,16 \text{ mol (gasolina)} \text{ ————— } y$$

$$y = 33.699,2 \text{ kJ por litro de gasolina}$$

$y > x$ . Logo, a gasolina libera mais energia por litro do que a hidrazina e, por isso, rende mais.

6. (UFPA) Observe as seguintes equações termoquímicas:



De acordo com a variação de entalpia, podemos afirmar:

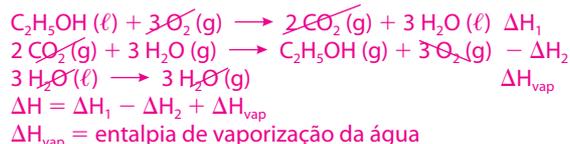
- a) I é endotérmica, II e III, exotérmicas.  
 b) I e III são endotérmicas, II, exotérmica.  
 c) II e III são endotérmicas, I, exotérmica.  
 d) I e II são endotérmicas, III, exotérmica.  
 e) II é endotérmica e I e III, exotérmicas.

7. (Fuvest-SP) Pode-se calcular a entalpia molar de vaporização do etanol a partir das entalpias das reações de combustão representadas por:



Para isso, basta que se conheça, também, a entalpia molar de:

- a) vaporização da água.  
 b) sublimação do dióxido de carbono.  
 c) formação da água líquida.  
 d) formação do etanol líquido.  
 e) formação do dióxido de carbono gasoso.



8. (UFC-CE) Dadas as energias de ligação em kcal/mol:

$C = C - 147$

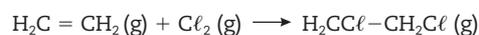
$C\ell - C\ell - 58$

$C - C\ell - 79$

$C - H - 99$

$C - C - 83$

Calcular a energia envolvida na reação:



- a) -1.238 kcal  
 b) +1.238 kcal  
 c) +36 kcal  
 d) -36 kcal  
 e) +2.380 kcal

9. (UFMG) Ao se sair molhado em local aberto, mesmo em dias quentes, sente-se uma sensação de frio. Esse fenômeno está relacionado com a evaporação da água que, no caso, está em contato com o corpo humano.

Essa sensação de frio explica-se **corretamente** pelo fato de que a evaporação da água:

- a) é um processo endotérmico e cede calor ao corpo.  
 b) é um processo endotérmico e retira calor do corpo.  
 c) é um processo exotérmico e cede calor ao corpo.  
 d) é um processo exotérmico e retira calor do corpo.

10. (UFPI) Dentre os diversos efeitos nocivos da poluição ambiental, destaca-se o “efeito estufa”, uma vez que as consequências deste são sentidas em períodos de tempo inferiores a uma geração (< 50 anos). O aumento na temperatura média global, como resultado do “efeito estufa”, tem influência direta, por exemplo, sobre o equilíbrio de dissociação da água,  $2 H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$ , por causar redução no pH da água neutra. Pode-se dizer, portanto, que a reação de dissociação da água é:

- a) exotérmica.  
 b) nuclear.  
 c) trimolecular.  
 d) irreversível.  
 e) endotérmica.

11. (UFPI)

Está chegando ao Brasil o café *hot when you want* (quente quando quiser). Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho (a 60 °C) por 20 minutos! Trata-se apenas de um compartimento no fundo da lata que contém, separadamente, uma substância sólida de alto conteúdo energético e água. Ao apertar o botão no fundo da lata, a placa que separa essas duas substâncias se rompe e a reação começa. O calor desprendido nesta é, então, aproveitado para aquecer o café na parte superior da lata...

Folha de S. Paulo, 15 ago. 2002.

Com base no texto, analise as afirmativas abaixo.

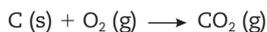
- I. A substância sólida possui elevado conteúdo energético, porque a variação de entalpia do reticulado é exotérmica.  
 II. O café aquece na reação da substância sólida com a água, porque a variação da entalpia de hidratação é exotérmica.  
 III. O café aquece, porque a variação de entalpia da reação de hidratação é maior do que a variação de entalpia do reticulado.

Marque a opção correta.

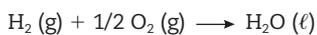
- a) Apenas I é verdadeira.  
 b) Apenas II é verdadeira.  
 c) Apenas III é verdadeira.  
 d) Apenas I e II são verdadeiras.  
 e) Apenas II e III são verdadeiras.

12. (UFRN) É possível sintetizar o metano (CH<sub>4</sub>) gasoso a partir da reação do carbono (C) sólido com hidrogênio (H<sub>2</sub>) gasoso.

Considere os valores de variação de entalpia nas condições normais de temperatura e pressão expressos nas seguintes equações:



$$\Delta H = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

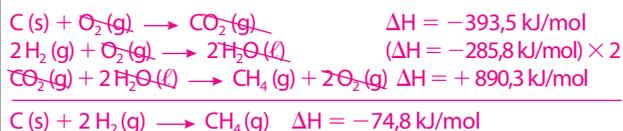
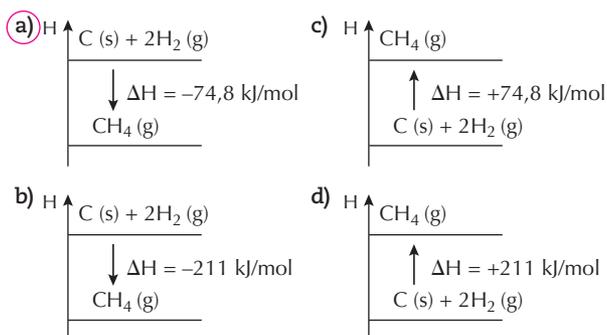


$$\Delta H = -285,8 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -890,3 \text{ kJ/mol}$$

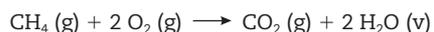
A partir dos dados acima, o tipo de reação e a variação de entalpia para a síntese do metano podem ser representados pelo gráfico:



13. (UFRS) Os valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo.

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C-H	413
O=O	494
C=O	804
O-H	463

Considerando a reação representada por:

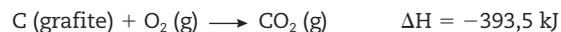


o valor aproximado de  $\Delta H$ , em kJ, é de:

- a) -820.                      c) +106.                      e) +820.  
b) -360.                      d) +360.

$$\Delta H = 4 \times 413 + 2 \times 494 + 2 \times (-804) + 4 \times (-463) = -820 \text{ kJ}$$

14. (UFRS) O carbeto de tungstênio, WC, é uma substância muito dura e, por essa razão, é utilizada na fabricação de vários tipos de ferramentas. A variação de entalpia da reação de formação do carbeto de tungstênio a partir dos elementos C (grafite) e W (s) é difícil de ser medida diretamente, pois a reação ocorre a 1.400 °C. No entanto, podem-se medir com facilidade os calores de combustão dos elementos C (grafite), W (s) e do carbeto de tungstênio, WC (s):



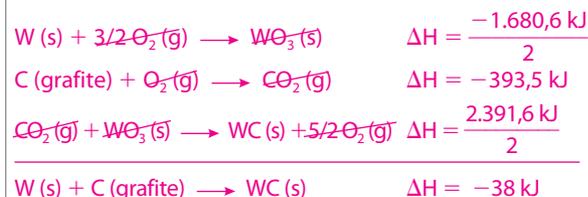
$$\Delta H = -2.391,6 \text{ kJ}$$

Pode-se, então, calcular o valor da entalpia da reação abaixo e concluir se ela é endotérmica ou exotérmica:



A qual alternativa corresponde o valor de  $\Delta H$  e o tipo de reação?

	$\Delta H_{\text{reação}}$	Classificação da reação
a)	-878,3 kJ	Exotérmica
b)	-317,5 kJ	Exotérmica
c)	-38,0 kJ	Exotérmica
d)	+38,0 kJ	Endotérmica
e)	+317,5 kJ	Endotérmica



15. (UFRS) Considere as seguintes reações, na temperatura de 25 °C.



A diferença entre os efeitos térmicos,  $(\Delta H)_1 - (\Delta H)_2$ , é igual

- a) a zero.  
b) ao calor de vaporização da água.  
c) ao calor de fusão do gelo.  
d) ao calor de condensação do vapor de água.  
e) ao calor de solidificação da água.

16. (UFRS) A reação do alumínio com o oxigênio é altamente exotérmica e pode ser representada como segue.



A quantidade de calor, expressa em kJ, liberada na combustão de 1 grama de alumínio é aproximadamente igual a:

- a) 15.                              c) 62.                              e) 1.670.  
b) -31.                              d) 835.

# Cinética química

A cinética química estuda a rapidez com que as reações ocorrem e também os fatores que podem afetá-la. As colisões entre as moléculas que reagem permitem explicar a existência de reações rápidas e lentas.

## Teoria das colisões

- ▶ Para que uma reação química ocorra, é necessário que as partículas dos reagentes (átomos, íons ou moléculas) colidam.
- ▶ Na colisão, as partículas devem possuir valores mínimos de energia para garantir que ligações sejam quebradas nos reagentes e novas ligações sejam formadas nos produtos.
- ▶ Para que a colisão seja **efetiva**, as partículas devem possuir **energia suficiente**, aliada a uma **orientação favorável**.

### Teoria das colisões

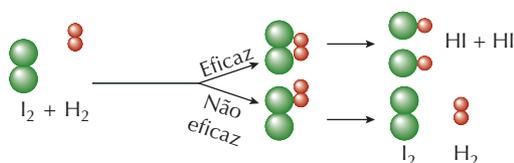


Figura 1



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Eficácia das colisões e energia de ativação

## Determinação da velocidade da reação

- ▶ A velocidade de uma reação é determinada pela quantidade de reagentes que são consumidos ou de produtos que são formados em um determinado momento.

$$v_m = \frac{|\Delta\text{quantidade}|}{\Delta\text{tempo}}$$

$\Delta$ quantidade: indica o módulo da variação da concentração do reagente ou do produto (final - inicial).

$\Delta$ tempo: representa o intervalo de tempo.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: Estudo cinético de uma reação

## Fatores que afetam a velocidade da reação

### Concentração

- ▶ Em reações químicas que ocorrem em solução, quando aumenta a concentração dos reagentes, há maior número de suas partículas, provocando a elevação do número de colisões e, conseqüentemente, maior número de colisões efetivas. Isso resulta no aumento da velocidade da reação.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: Efeito da concentração sobre a velocidade da reação

## Pressão

- ▶ Quando a pressão de um gás aumenta, as moléculas passam a ocupar um volume menor. A mesma quantidade de um gás em um volume menor resulta numa concentração maior e, conseqüentemente, eleva-se a velocidade da reação.

## Superfície de contato e tamanho das partículas

- ▶ No caso de reagentes sólidos, as colisões entre as partículas ocorrem na superfície dos fragmentos. Se a área de contato entre as partículas reagentes for maior, acontecem mais colisões entre elas e, com isso, aumenta a velocidade da reação.

## Temperatura

- ▶ Quando a temperatura da reação aumenta, as partículas atingem um grau de agitação maior. Com isso, haverá mais colisões efetivas e, conseqüentemente, a velocidade da reação será maior.

## Catalisador

- ▶ O catalisador é uma substância que permite à reação ocorrer com energia de ativação menor, fazendo com que mais partículas tenham energia para colidir e com que a reação ocorra mais rapidamente. O catalisador aumenta a velocidade da reação, sem que ele seja consumido no processo.
- **Energia de ativação:** energia que os reagentes devem adquirir para formar o complexo ativado.
- **Complexo ativado:** composto intermediário, de maior instabilidade (maior conteúdo de energia), entre reagentes e produtos.

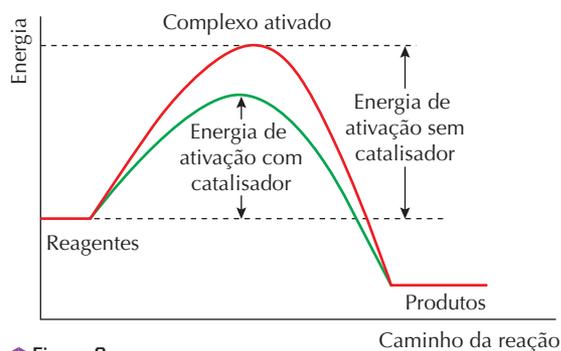


Figura 2

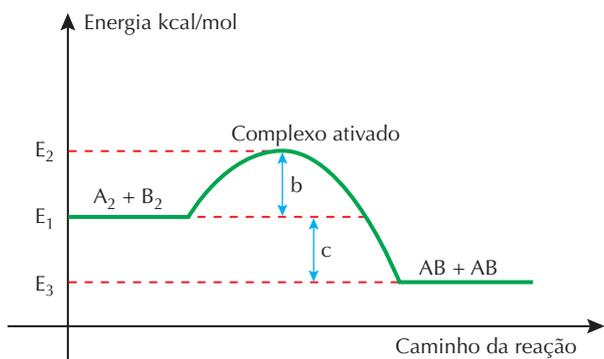


Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeos: Efeito do catalisador sobre a velocidade da reação e Reação enzimática: a catalase

## Gráficos de entalpia e energia de ativação

### Reação exotérmica: $\Delta H < 0$

#### Gráfico de entalpia: reação exotérmica

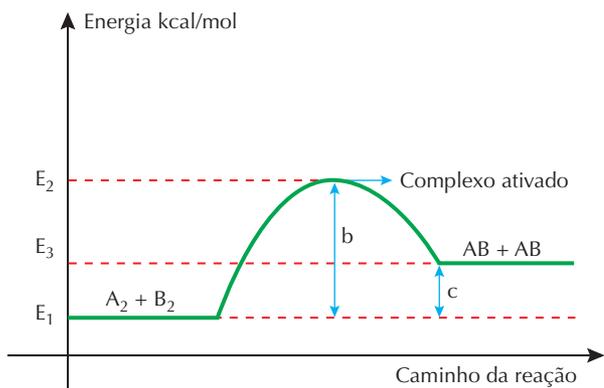


$E_1$  = energia dos reagentes (r);  $E_2$  = energia do complexo ativado (CA);  $E_3$  = energia dos produtos (p);  $b$  = energia de ativação da reação direta;  $c$  = variação de entalpia ( $\Delta H = H_p - H_r$ ).

Figura 3

### Reação endotérmica: $\Delta H > 0$

#### Gráfico de entalpia: reação endotérmica



$E_1$  = energia dos reagentes (r);  $E_2$  = energia do complexo ativado (CA);  $E_3$  = energia dos produtos (p);  $b$  = energia de ativação da reação direta;  $c$  = variação de entalpia ( $\Delta H = H_p - H_r$ ).

Figura 4

## Determinação da equação da velocidade

É obtida, experimentalmente, por meio da análise dos dados, e é dada pela equação:

$$v = k [R]^n; \text{ em que: } k = \text{constante de velocidade}$$

$$[R] = \text{concentração molar dos reagentes}$$

$$n = \text{ordem dos reagentes}$$

Exemplo:

Observe a equação química e a tabela:



Experimentos	[NO <sub>2</sub> ]	[CO]	v (mol/L × s)
1	0,2	0,2	$2,0 \times 10^{-2}$
2	0,2	0,4	$2,0 \times 10^{-2}$
3	0,4	0,4	$8,0 \times 10^{-2}$

- [NO<sub>2</sub>]: concentração de NO<sub>2</sub> em mol/L.
  - [CO]: concentração de CO em mol/L.
  - v: velocidade de reação em um determinado instante.
- Analisando a tabela, pode-se observar que:
- entre os experimentos 1 e 2, a [CO] dobrou e a velocidade não foi modificada.
  - entre os experimentos 2 e 3, a [NO<sub>2</sub>] dobrou e a velocidade quadruplicou.

Nesse conjunto de experimentos, verificamos que a velocidade da reação não depende da [CO] e que ela aumenta quatro vezes quando dobra a [NO<sub>2</sub>].

A equação da velocidade dessa reação é dada por:

$$v = k [\text{CO}]^0 \times [\text{NO}_2]^2 \text{ ou } v = k [\text{NO}_2]^2$$

A reação é de **ordem zero** para a CO, e de **2ª ordem** para a NO<sub>2</sub>.

Ordem da reação: 2ª ordem (0 + 2).

Quando a equação da velocidade não coincide com a estequiometria da reação (1 mol de NO<sub>2</sub> e 1 mol de CO):



1 mol — 1 mol

dizemos que a reação não é elementar e que deve envolver etapas intermediárias.

Mecanismo proposto para explicar a reação (etapas intermediárias):

1ª etapa:  $\text{NO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_3^*$  (etapa lenta) (\* radical livre - instável)

2ª etapa:  $\text{NO}_3^* + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2$  (etapa rápida)

Equação global:  $\text{NO}_2 (\text{g}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{NO} (\text{g})$

No conjunto de experimentos observa-se que o consumo de NO<sub>2</sub> é determinante para a equação da velocidade; no mecanismo da reação conclui-se que a primeira etapa é a **mais lenta** do processo (consumo de NO<sub>2</sub>). Assim, quando não houver dados experimentais para serem analisados, deve ser escolhida a **etapa mais lenta** para determinar a **equação da velocidade**.

Então,  $v = k [\text{NO}_2]^2$ .

Velocidade média da reação =

$$= \frac{\text{Variação da concentração dos reagentes ou produtos}}{\text{Variação do tempo}}$$

Velocidade instantânea da reação =  $k [A]^m \times [B]^n$

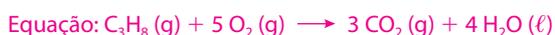
$m + n$  = ordem da reação

## No Vestibular

1. (Uerj) Uma mistura gasosa ideal de propano e ar é queimada a uma pressão constante, gerando 720 litros de  $\text{CO}_2$  por hora, medidos a  $20^\circ\text{C}$ . Sabe-se que o propano e o ar encontram-se em proporção estequiométrica.

Determine a velocidade média de reação da mistura em relação ao ar, considerando a composição do ar 21% de  $\text{O}_2$ , e 79% de  $\text{N}_2$ , em volume.

Dados: massas moleculares em g/mol  $\text{O} = 16,00$ ;  $\text{N} = 14,00$ ;  $\text{C} = 12,00$



$$V_m = V(\text{C}_3\text{H}_8)/1 = V(\text{O}_2)/5 = V(\text{CO}_2)/3$$

$$\text{Logo: } V(\text{O}_2)/5 = V(\text{CO}_2)/3$$

Como a velocidade de formação do  $\text{CO}_2$  é de 720 L/h

(medidos a  $20^\circ\text{C}$ ), temos:

$$V(\text{O}_2)/5 = 720/3 = 1.200 \text{ L/h}$$

Esses 1.200 litros de gás oxigênio são consumidos em

uma hora. Como a composição do ar é dada por: 21%

de oxigênio e 79% de nitrogênio em volume, temos a

seguinte proporção em uma hora:

$$1.200 \text{ L } (\text{O}_2) \text{ ————— } 21\%$$

$$\text{Volume (ar) ————— } 100\% \quad \text{Volume (ar) = } 5.714,29 \text{ L}$$

Serão consumidos 5.714,29 L de ar. A velocidade média

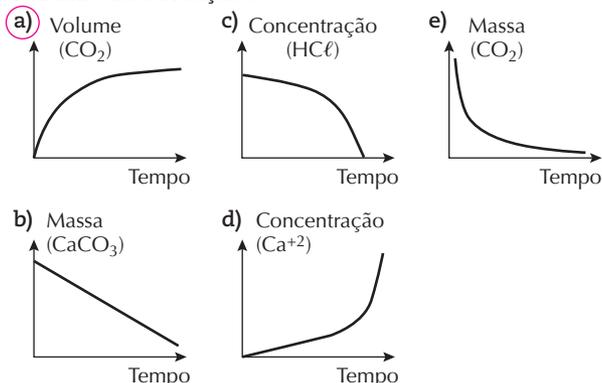
em relação ao volume de ar ( $V_m(\text{ar})$ ) será de 5.714,29 L/h.

2. (UFMG) Considere a reação entre pedaços de mármore e a solução de ácido clorídrico descrita pela equação:



A velocidade da reação pode ser medida de diferentes maneiras e representada graficamente.

Dentre os gráficos, o que representa corretamente a velocidade dessa reação é:



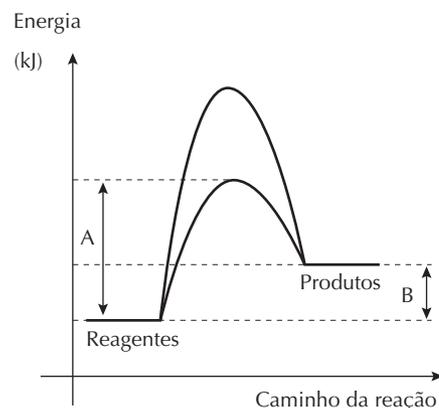
3. (UFSCar-SP) O primeiro veículo lançador de satélites (VLS) desenvolvido no Brasil foi destruído por um incêndio, em 22 de agosto de 2003, causando a morte de 21 engenheiros e técnicos. O incêndio ocorreu devido à combustão do combustível sólido da aeronave, atingindo temperaturas da ordem de  $3.000^\circ\text{C}$ . Suponha que um ônibus espacial utilize um combustível sólido constituído de alumínio em pó, perclorato de amônio ( $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ) e o catalisador óxido de ferro (III). Durante a decolagem, o  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  catalisa a reação entre  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  e  $\text{Al}$ , resultando nos produtos sólidos  $\text{Al}_2\text{O}_3$  e  $\text{AlCl}_3$  e gasosos  $\text{NO}$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

- a) Escreva a equação química, devidamente balanceada, da reação que ocorre durante a decolagem desse ônibus espacial.



- b) O gráfico a seguir apresenta as curvas de uma reação que ocorre na presença e na ausência de um catalisador.

Relacione os segmentos A e B com as energias correspondentes e a dependência dos mesmos com o catalisador.

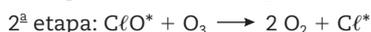


Segmento A: Energia de ativação da reação catalisada.

A energia de ativação é menor na presença do catalisador.

Segmento B: Variação de entalpia, que não depende do catalisador.

4. (Unesp) Há décadas são conhecidos os efeitos dos CFCs, ou freons, na destruição da camada de ozônio da atmosfera terrestre. Acredita-se que a diminuição da quantidade de  $\text{O}_3$  na atmosfera seja responsável pelo aumento na incidência de câncer de pele, pois a radiação ultravioleta não é mais bloqueada com a mesma eficiência. A ação desses gases, como o  $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ , inicia-se com a produção de átomos de cloro livres ( $\text{Cl}^*$ ), pela interação das moléculas do gás com a radiação solar, seguindo-se as reações:







(16) a adição do catalisador transforma a reação endotérmica em exotérmica.

Soma:  $01 + 02 = 3$

04: errada, porque o acréscimo de catalisador apenas

abaixa a energia de ativação; a variação de entalpia final é a mesma.

08: errada, pois o complexo ativado da curva catalisada II tem menor conteúdo energético que o da curva I.

16: errada, porque a adição do catalisador não interfere na característica geral da reação; ele tem a propriedade de diminuir a energia de ativação necessária para que o complexo ativado se forme.

12. (UEL-PR) Em um estudo sobre o tempo de reação entre o  $\text{CaCO}_3$  sólido (carbonato de cálcio) e uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  (ácido clorídrico), foram feitos três experimentos após as atividades 1 e 2, conforme segue.

#### ATIVIDADES

Atividade 1: Separou-se 10 g de mármore ( $\text{CaCO}_3$ ) em um único pedaço (amostra A).

Atividade 2: Triturou-se 100 g de mármore ( $\text{CaCO}_3$ ) em um almofariz. Passou-se a porção de mármore triturado para uma peneira. Separou-se o mármore que ficou retido na peneira (amostra B) daquele que passou pela tela (amostra C).

Dados: nos três experimentos o tempo de reação foi medido com o auxílio de um cronômetro, o final da reação foi identificado pelo término da liberação de gás carbônico (cessar da efervescência), e os experimentos 1 e 2 foram realizados em temperatura ambiente ( $25^\circ\text{C}$ ).

#### EXPERIMENTOS

Experimento 1: Em três béqueres, identificados por A, B e C, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 3 mol/L. Nos béqueres A, B e C foram transferidas 10 g das amostras A, B e C, respectivamente.

Experimento 2: Dois béqueres foram identificados por X e Y. No béquer X foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentrações 1 mol/L e 10 g da amostra B.

No béquer Y foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentrações 3 mol/L e 10 g da amostra B.

Experimento 3: Dois béqueres foram identificados por W e Z. No béquer W, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 6 mol/L em temperatura ambiente ( $25^\circ\text{C}$ ) e 10 g da amostra B. No béquer Z, foram adicionados 50 mL de ácido clorídrico de concentração 6 mol/L em temperatura de  $60^\circ\text{C}$  e 10 g da amostra B.

Com base nos três experimentos e nos conhecimentos de reação química e cinética química, assinale a alternativa correta.

- a) Como as substâncias adicionadas nos béqueres A, B e C no experimento 1 foram as mesmas, o tempo necessário para o término da reação foi o mesmo nos três béqueres.
- b) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer X, e no experimento 3 foi maior no béquer Z.

- c) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi maior no béquer C, e no experimento 3 foram iguais nos béqueres W e Z.
- d) O tempo necessário para o término da reação no experimento 2 foi menor no béquer Y, e no experimento 3 foi maior no béquer W.
- e) O tempo necessário para o término da reação no experimento 1 foi menor no béquer A, e no experimento 3 foi menor no béquer Z.

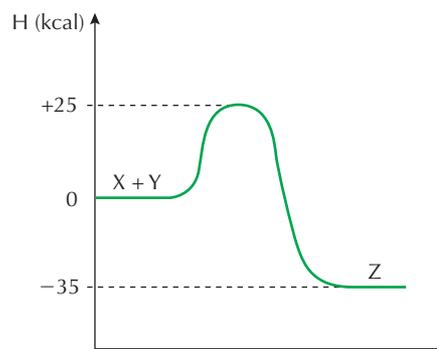
13. (UEPG-PR) Aparas de magnésio foram colocadas para reagir com ácido clorídrico em diferentes concentrações. Em todas as amostras, observou-se que, depois de determinado tempo, ocorreu a dissolução do metal, com a evolução de gás hidrogênio. A respeito dessa experiência, considerando os dados apresentados na tabela a seguir, assinale o que for correto.

Amostra	Massa de Mg (g) dissolvido	Tempo (min)
1	1,0	5,0
2	0,20	1,0
3	0,20	0,5
4	0,50	0,5

- (01) Comparativamente, a reação da amostra 4 apresentou a maior velocidade média.
- (02) Comparativamente, a amostra 1 liberou a maior quantidade de gás hidrogênio por causa da maior quantidade de magnésio dissolvido.
- (04) Apesar de ter sido utilizada a mesma massa de Mg nas amostras 2 e 3, observa-se que o tempo de sua dissolução na amostra 2 foi maior, o que pode ser resultado da utilização de uma menor concentração de ácido clorídrico nessa amostra.
- (08) Se nessa experiência tivesse sido utilizado magnésio em pó, a velocidade de todas as reações teria sido maior, por causa do aumento da superfície de contato entre os reagentes.

Soma:  $1 + 2 + 4 + 8 = 15$

14. (Cesgranrio-RJ) Dado o diagrama de entalpia para a reação  $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Z}$  a seguir, a energia de ativação para a reação inversa  $\text{Z} \rightarrow \text{X} + \text{Y}$  é:



- a) 60 kcal.                      c) 25 kcal.                      e) 0 kcal.  
b) 35 kcal.                      d) 10 kcal.

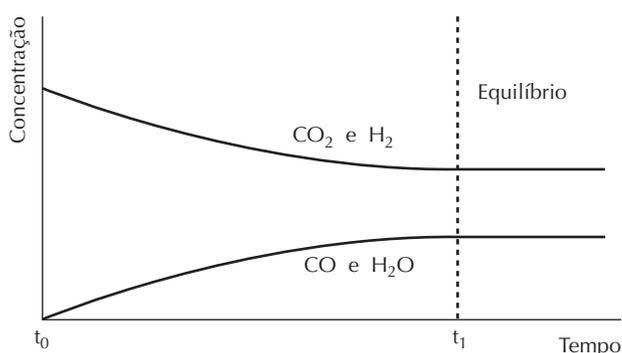
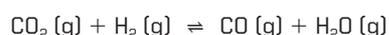
$E_a = 25 - (-35) = 60 \text{ kcal}$

# Equilíbrio químico

O equilíbrio químico estuda as reações reversíveis. Nelas, formam-se produtos que reagem entre si originando reagentes de partida. Como elas não acabam e, no equilíbrio, a velocidade das reações direta e inversa é igual, a concentração de todas as substâncias presentes no estado de equilíbrio permanece constante.

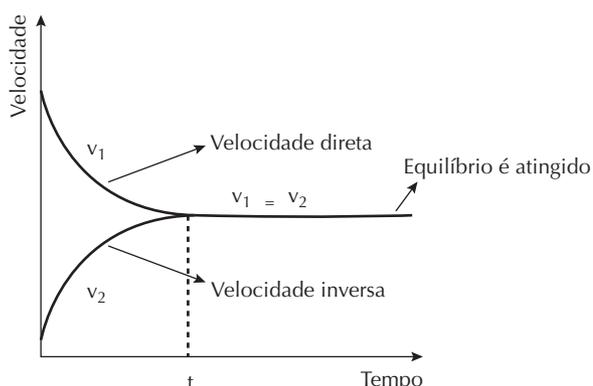
## Constante de equilíbrio

Considere a seguinte reação:



- ▶ A partir do instante  $t_1$ , a concentração das substâncias participantes da reação não muda mais.
- ▶ Como a velocidade das duas reações (direta e inversa) é igual, não existe mudança externa, e o sistema se encontra em equilíbrio dinâmico.

**Conteúdo digital Moderna PLUS** <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Conceito de equilíbrio químico



Sabemos que:

$$v_1 = k_1 [\text{CO}_2] [\text{H}_2]$$

$$v_2 = k_2 [\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]$$

No equilíbrio,  $v_1 = v_2$ ; portanto,  $k_1 [\text{CO}_2] [\text{H}_2] = k_2 [\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = K_e$$

Sendo que:

- ▶  $[ ]$  = concentração molar (mol/L).
  - ▶  $k_1$  e  $k_2$  são as constantes de velocidade, também chamadas de constantes cinéticas da reação direta e inversa.
  - ▶  $K_e$  é a constante de equilíbrio, também chamada de  $K_c$  (constante de equilíbrio em função das concentrações molares - mol/L).
  - ▶  $K_c$  não varia com a concentração dos participantes nem com a pressão, mas varia com a temperatura.
- Generalizando, podemos dizer que:

Dada a reação:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ , a uma determinada temperatura,

$$K_e = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

e que **a**, **b**, **c** e **d** são os coeficientes estequiométricos.

De modo análogo a  $K_c$ , para qualquer reação entre gases calcula-se  $K_p$ , que é denominada **constante de equilíbrio em termos de pressões parciais**:

$$K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$$

## Relação entre $K_c$ e $K_p$

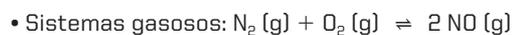
$K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n}$ , em que **R** é a constante universal dos gases, **T** é a temperatura em Kelvin ( $^{\circ}\text{C} + 273$ ) e  $\Delta n$  é a variação do número de mols ( $c + d - a - b$ ).

## Tipos de equilíbrio químico

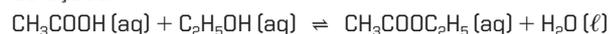
### Sistemas homogêneos

- ▶ São sistemas nos quais reagentes e produtos da reação formam um **sistema homogêneo** (uma fase).

Exemplos:



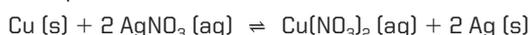
• Soluções:



### Sistemas heterogêneos

- ▶ São sistemas nos quais reagentes e produtos da reação formam um **sistema heterogêneo** (mais de uma fase).

Exemplo:



## Grau de equilíbrio ( $\alpha$ )

- É o quociente entre a quantidade em mols do reagente que reagiu até atingir o equilíbrio e a quantidade inicial de mols desse reagente:

$$\alpha = \frac{\text{Quantidade de mols que reagiu}}{\text{Quantidade inicial de mols}}$$

Exemplo:

Aqueceram-se 2 mols de  $\text{PCl}_5$  em um recipiente fechado com capacidade de 2 litros. Atingindo o equilíbrio, o  $\text{PCl}_5$  se encontrava 40% dissociado em  $\text{PCl}_3$  e  $\text{Cl}_2$ . Qual a concentração molar de cada participante no equilíbrio?

Resolução:

	$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$		
Quantidade inicial de mols	2 mols	–	–
Quantidade de mols de $\text{PCl}_5$ que reage e de $\text{PCl}_3$ e $\text{Cl}_2$ produzidos	0,8 mol	0,8 mol	0,8 mol
Quantidade de mols no equilíbrio	1,2 mol	0,8 mol	0,8 mol
Concentração molar no equilíbrio	0,6 mol/L	0,4 mol/L	0,4 mol/L

Observações:

- Quantidade inicial de mols: quantidade que foi colocada para reagir.
- Quantidade de mols que reagiu: quantidade inicial de mols  $\times \alpha$ .
- Quantidade de mols que reagiu =  $2 \times 0,4 = 0,8$ .
- Quantidade de mols no equilíbrio: quantidade inicial de mols – quantidade de mols que reagiu.
- Concentração molar no equilíbrio (mol/L): quantidade de mols no equilíbrio dividida pelo volume total da solução.
- A quantidade de mols que reage e que é produzida depende da estequiometria. No exemplo acima equivale a 1:1:1.

## Alteração do estado de equilíbrio

- As concentrações das substâncias de um sistema em equilíbrio podem ser modificadas se ele sofrer perturbações externas. Quando isso ocorre, as concentrações dos reagentes e dos produtos se alteram para minimizar o efeito causado, levando o sistema a atingir um novo estado de equilíbrio.
- A previsão de como o equilíbrio é alterado baseia-se no **Princípio de Le Chatelier**, que diz:

Quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, procurando reduzir a ação do fator aplicado.

## Influência das concentrações dos participantes do equilíbrio

- ▶ Aumentando a concentração de uma substância participante (reagente ou produto), o equilíbrio se desloca no **sentido do seu consumo**.
- ▶ Diminuindo a concentração de uma substância participante (reagente ou produto), o equilíbrio se desloca no **sentido da sua formação**.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: Efeito da concentração no equilíbrio químico

## Influência da pressão total sobre o sistema em equilíbrio

- ▶ O aumento da pressão total desloca o equilíbrio no sentido do **menor volume (menor número de mols)**.
- ▶ A diminuição da pressão total desloca o equilíbrio no sentido do **maior volume (maior número de mols)**.

## Influência da temperatura

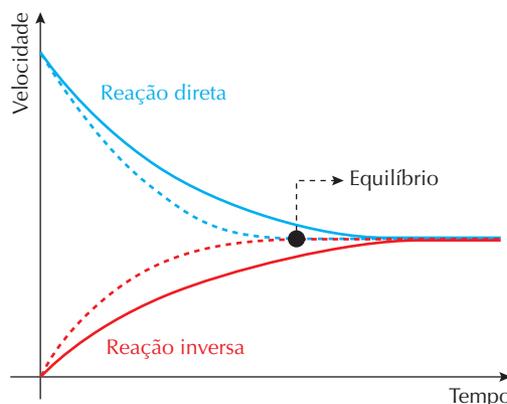
- ▶ O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da **reação endotérmica (absorção de energia)**.
- ▶ A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da **reação exotérmica (liberação de energia)**.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Vídeo: Efeito da temperatura no equilíbrio químico

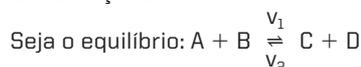
## Influência do catalisador

- ▶ Um catalisador diminui o tempo necessário para o sistema atingir o equilíbrio, mas **não altera o rendimento obtido**.



- ▶ Na presença do catalisador, o equilíbrio é atingido mais rapidamente, porém as concentrações das substâncias participantes são as mesmas.

Observações:



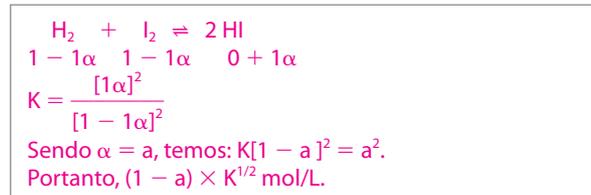
- Deslocar o equilíbrio é fazer com que, num curto espaço de tempo,  $v_1 \neq v_2$ .
- Deslocar para a direita:  $v_1 > v_2$ .
- Deslocar para a esquerda:  $v_2 > v_1$ .
- O valor da constante de equilíbrio só é alterado pela variação da temperatura.

## No Vestibular

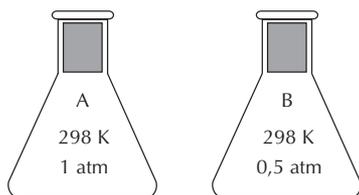
1. (UFRN) Num balão de vidro, com um litro de capacidade e hermeticamente fechado, colocaram-se, a 25 °C e 1 atm, iguais concentrações iniciais de hidrogênio gasoso (H<sub>2</sub>) e de vapor de iodo (I<sub>2</sub>).

Sendo conhecidos, na temperatura e na pressão dadas, os valores da constante de equilíbrio (K) e o valor do grau de avanço (α) dessa reação, a concentração de ácido iodídrico (HI), depois de atingido o equilíbrio químico, deverá ser expressa por:

- a) (1 - α) K<sup>1/2</sup> mol/L.      c) (1 - α)<sup>1/2</sup> K mol/L.  
b) (1 - α)<sup>2</sup> K mol/L.      d) (1 - α) K<sup>2</sup> mol/L.



2. (Unifesp) Amostras dos gases oxigênio e dióxido de enxofre foram coletadas nos frascos idênticos A e B, respectivamente. O gás trióxido de enxofre pode-se formar se ocorrer uma reação entre os gases dos frascos A e B, quando estes são misturados em um frasco C.



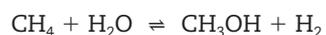
Sobre esses gases, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O frasco A apresenta o dobro de moléculas em relação ao frasco B.  
II. O número de átomos do frasco B é o dobro do número de átomos do frasco A.  
III. Ambos os frascos, A e B, apresentam a mesma massa.  
IV. Considerando que a reação ocorreu por completo, o frasco C ainda contém gás oxigênio.

São corretas as afirmações:

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

3. (Uece) A produção industrial do hidrogênio é concluída pelo tratamento de gás natural com vapor-d'água em presença de catalisador, de acordo com a reação:



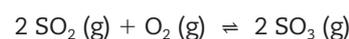
São conhecidos os pontos de ebulição do metano (-161 °C), da água (100 °C), do metanol (65 °C) e do hidrogênio (-253 °C). Quando o sistema em equilíbrio sofre um aumento de pressão, podemos afirmar, corretamente:

- a) A uma temperatura de 50 °C, o equilíbrio se desloca para a direita.

- b) A uma temperatura de 75 °C, o equilíbrio se desloca para a esquerda.  
c) A uma temperatura de 120 °C, ocorre variação do número de mols do sistema.  
d) Em qualquer temperatura, a introdução de um catalisador anula os efeitos do aumento de pressão.

4. (Uece) Classifique as afirmações como verdadeiras (V) ou falsas (F):

- (F) Na atmosfera das regiões metropolitanas, ocorrem várias reações químicas envolvendo os poluentes, e uma delas é:



bastante nociva por se tratar de um equilíbrio químico heterogêneo.

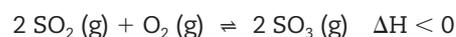
- (V) No sangue ocorre o seguinte equilíbrio químico:  
hemoglobina + oxigênio → oxiemoglobina.

Nas localidades de maior altitude, como, por exemplo, o pico da Neblina, uma pessoa poderá ter dores de cabeça, náuseas e fadiga intensa devido a esse equilíbrio ser deslocado para a esquerda.

Assinale a alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo.

- a) V, V      b) F, V      c) F, F      d) V, F

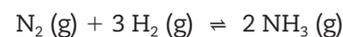
5. (Uece) Na atmosfera, uma das reações que iniciam a produção da chuva ácida, objeto de preocupação de ambientalistas, é:



Podemos afirmar, corretamente, que:

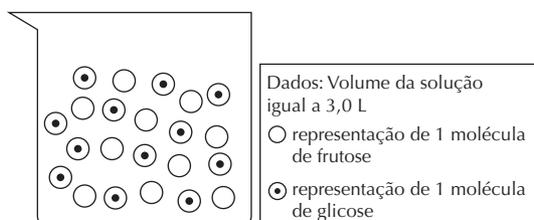
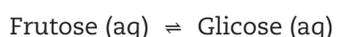
- a) se as pressões parciais de SO<sub>2</sub> (g) e SO<sub>3</sub> (g) forem iguais em um determinado estado de equilíbrio, o valor numérico da pressão parcial de O<sub>2</sub> (g) é igual ao valor numérico de K<sub>p</sub>.  
b) diminuindo a temperatura do sistema em equilíbrio, sem alteração de volume, a concentração de SO<sub>3</sub> (g) aumenta até ser atingido um novo estado de equilíbrio.  
c) aumentando a pressão sobre o sistema, sem variação de temperatura, a quantidade de SO<sub>3</sub> (g) diminui até ser atingido um novo estado de equilíbrio.  
d) adicionando-se um catalisador ao sistema em equilíbrio, sem alteração de temperatura, a concentração de SO<sub>3</sub> (g) diminui até ser atingido um novo estado de equilíbrio.

6. (UFPI) Em 1918, Fritz Haber ganhou o Prêmio Nobel de Química pela descoberta do método direto de síntese da amônia (NH<sub>3</sub>) a partir de seus elementos, de acordo com a reação:



Considerando que esta é uma reação endotérmica, elevação da temperatura implica o aumento de produção de  $\text{NH}_3$ . Operar nessas condições, todavia, representa um elevado custo de produção. Para aumentar a produção de  $\text{NH}_3$ , mantendo-se a temperatura fixa e sem afetar a expressão da constante de equilíbrio, é necessário:

- aumentar o fator de frequência entre as moléculas.
  - diminuir a energia de ativação do sistema.
  - aumentar a pressão do reator.**
  - aumentar a viscosidade do meio reacional.
  - adicionar uma espécie iônica qualquer que se dissocie completamente no meio.
7. (UEL-PR) A figura seguinte representa a quantidade de moléculas de frutose e glicose, em solução aquosa, a  $25^\circ\text{C}$  e em equilíbrio químico, de acordo com a equação:

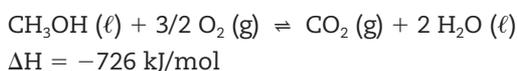


A constante de equilíbrio a  $25^\circ\text{C}$  para a reação é igual a:

- 0,40.
- 0,83.
- 0,28.
- 1,20.**
- 1,00.

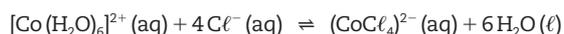
Total de moléculas: 22  
 Frutose: 10 moléculas  
 Então,  $x = 10/22$   
 $x = 0,45/3 \text{ L} = 0,15 \text{ mol/L}$   
 Glicose: 12 moléculas  
 Então,  $x = 12/22$   
 $x_1 = 0,54/3 \text{ L} = 0,18 \text{ mol/L}$   
 $K = 0,18/0,15 = 1,2$

8. (UFPE) No sistema em equilíbrio:



a quantidade de  $\text{CO}_2$  aumenta com a:

- adição de um catalisador.
  - diminuição da concentração de oxigênio.
  - diminuição da pressão.
  - diminuição da temperatura.**
  - introdução de um gás inerte.
9. (Fuvest-SP) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico tem-se:



Observação: O composto  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ , em solução aquosa, assume coloração rosada, e o composto  $(\text{CoCl}_4)^{2-}$ , também em solução aquosa, assume coloração azulada.

Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir.



- a) Em que sentido a reação representada absorve calor? Justifique.

Sentido direto  $\rightarrow$  aquecimento favorece reação

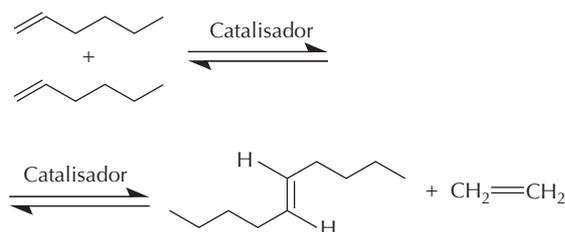
endotérmica, que apresenta cor azulada.

- b) Em qual desses três experimentos a constante de equilíbrio apresentado tem o menor valor? Explique.

Apresenta menor valor no experimento C, pois a reação

está deslocada para a esquerda (rosado).

10. (UFRGS-RS) O Prêmio Nobel de Química de 2005 foi atribuído a três pesquisadores (Chauvin, Grubbs e Schrock), que estudaram a reação de metátese de alcenos. Essa reação pode ser representada como segue.



Sabendo-se que todos os participantes da reação são líquidos, exceto o eteno, que é gasoso, para se deslocar o equilíbrio para a direita, é necessário:

- aumentar a concentração do 1-hexeno.
  - diminuir a concentração do 1-hexeno.
  - aumentar a pressão.
  - retirar o catalisador.
  - realizar a reação em um recipiente aberto.**
11. (Fuvest-SP) A obtenção de  $\text{SO}_3 (\text{g})$  pode ser representada pela seguinte equação:



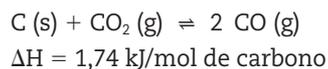
A formação do  $\text{SO}_3 (\text{g})$ , por ser exotérmica, é favorecida a baixas temperaturas (temperatura ambiente). Entretanto, na prática, a obtenção do  $\text{SO}_3 (\text{g})$ , a partir do  $\text{SO}_2 (\text{g})$  e  $\text{O}_2 (\text{g})$ , é realizada a altas temperaturas ( $420^\circ\text{C}$ ). Justifique essa aparente contradição.

Apesar de diminuir o rendimento da reação, a elevação da temperatura aumenta a velocidade da reação.

12. (Unesp) O equilíbrio gasoso  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$  apresenta, a uma dada temperatura, constante de equilíbrio  $K_c = 2$ . Nessa temperatura foram feitas duas misturas diferentes, A e B, cada uma acondicionada em recipiente fechado, isolado e distinto. As condições iniciais estão mostradas na tabela a seguir:

Mistura	$(\text{NO}_2)$ mol/L	$(\text{N}_2\text{O}_4)$ mol/L
A	$2 \times 10^{-2}$	$2 \times 10^{-4}$
B	$2 \times 10^{-1}$	$1 \times 10^{-3}$

- a) Efetue os cálculos necessários e conclua se a mistura A se encontra ou não em situação de equilíbrio.  
**O sistema A se encontra em equilíbrio porque**  
 $K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4] = 2$ .
- b) Efetue os cálculos necessários e conclua se a mistura B se encontra ou não em situação de equilíbrio.  
**O sistema B não se encontra em equilíbrio, pois a relação  $[\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4] = 40$  mol/L.**
13. (Unicamp-SP) O  $\text{CoCl}_2$  é um sal de cor azul que se hidrata facilmente, passando a  $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ , de cor rosa. Enfeites como “gatinhos”, “galinhos” e outros bibelôs são recobertos com esse sal e mudam de cor em função da umidade do ar.
- a) Escreva a equação química que representa o equilíbrio entre o sal anidro e o hidratado.  
 $\text{CoCl}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$
- b) Indique qual a cor dos bibelôs em função do tempo úmido ou seco. Justifique.  
**Tempo úmido = rosa (equilíbrio deslocado para a direita).**  
**Tempo seco = azul (equilíbrio deslocado para a esquerda).**
14. (Unicamp-SP) A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação a seguir, é muito importante para alguns processos metalúrgicos.



A constante de equilíbrio desta reação pode ser expressa, em termos de pressões parciais, como:  $K = P^2(\text{CO})/P(\text{CO}_2)$ . Qual é o efeito sobre este equilíbrio quando:

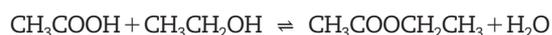
- a) se adiciona carbono sólido?  
**Adição de C (s) não altera o equilíbrio, pois sua concentração é constante.**
- b) se aumenta a temperatura?  
**Equilíbrio desloca-se para a direita, pois o aumento de temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica.**

- c) se introduz um catalisador?

**Adição de catalisador não desloca equilíbrio.**

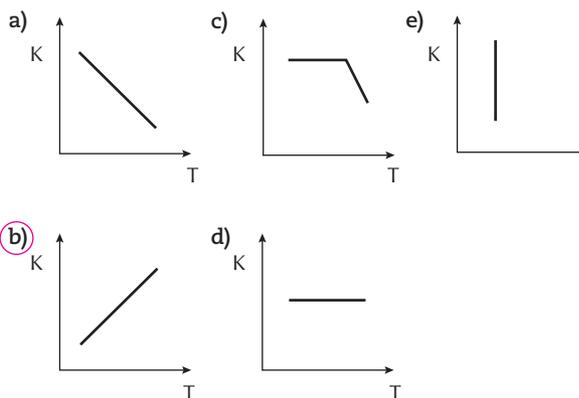
15. (UFPE) Na questão a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

A reação de síntese do acetato de etila, a partir do álcool etílico e do ácido acético, possui uma constante de equilíbrio em torno de 4. O rendimento da reação é medido pela quantidade de acetato de etila produzido:

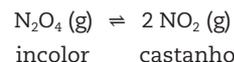


Analise as afirmativas a seguir:

- (V) A adição de um reagente que absorva água deve aumentar o rendimento.  
(F) O uso de excesso de um dos reagentes deve diminuir o rendimento.  
(F) A destilação do éster durante a reação deve diminuir o rendimento.  
(V) A adição de água deve diminuir o rendimento.  
(V) A adição de uma base para reagir com o ácido acético deve diminuir o rendimento.
16. (Cesgranrio-RJ) Assinale a opção que apresenta o gráfico que relaciona, qualitativamente, o efeito da temperatura (T) sobre a constante de equilíbrio (K) de uma reação endotérmica:



17. (UFPA) Para o sistema em equilíbrio



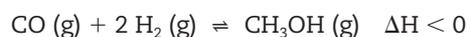
são dados os valores de  $K_c$  a diferentes temperaturas

	0 °C	50 °C	100 °C
$K_c$	$3,8 \times 10^{-4}$	$2,0 \times 10^{-2}$	0,36

Sobre esse equilíbrio é correto afirmar que:

- a) a formação de  $\text{NO}_2$  é um processo exotérmico.  
b) a cor castanha do  $\text{NO}_2$  se intensifica pelo aumento de pressão.  
c) a cor do  $\text{NO}_2$  se enfraquece pela elevação da temperatura.  
**(d) os valores de  $K_c$  informam que a concentração de  $\text{N}_2\text{O}_4$  é maior a 0 °C.**  
e) quando 0,2 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  se transforma é produzido 0,2 mol de  $\text{NO}_2$ .

18. (Ufam) O metanol pode ser sintetizado a partir de monóxido de carbono e gás hidrogênio através da reação da equação:

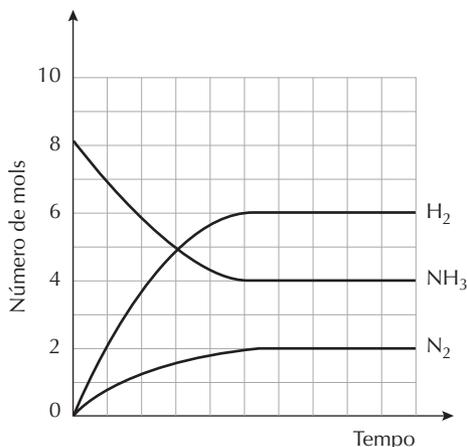


O rendimento na produção de álcool é favorecido:

- a) a baixas pressões.  
 b) a altas temperaturas.  
 c) pelo aumento da concentração de  $\text{H}_2$ .  
 d) pela adição de catalisador.  
 e) pela diminuição da concentração de CO.
19. (Uece) São colocados 8,0 mol de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de  $450^\circ\text{C}$ , estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio  $K_c$  é igual a:



- a) 27,00.      b) 5,40.      c) 1,08.      d) 2,16.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2}$$

$$K_c = \frac{(6/5)^3 \times (2/5)}{(4/5)^2}$$

$$K_c = 1,08$$

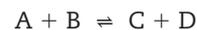
20. (UEL-PR) Para o equilíbrio químico  $\text{N}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)}$  foram encontrados os seguintes valores para a constante  $K_c$ , às temperaturas indicadas:

	Temperatura (K)	$K_c (10^{-4})$
I	1.800	1,21
II	2.000	4,08
III	2.100	6,86
IV	2.200	11,0
V	2.300	16,9

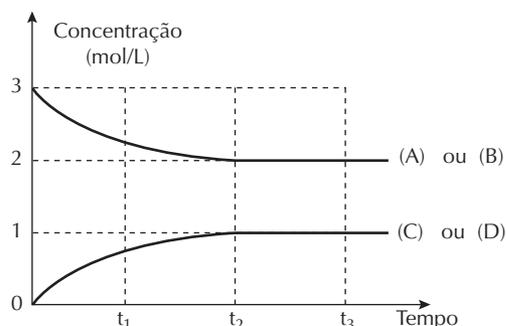
Há maior concentração molar do NO (g) em:

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

21. (UFMG) Na fase gasosa ocorre a reação descrita pela equação:

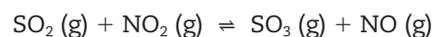


O gráfico representa a variação das concentrações das espécies em função do tempo.



Considerando essas informações, todas as alternativas estão corretas, exceto:

- a) A velocidade da reação direta em  $t_1$  é menor que em  $t_2$ .  
 b) As concentrações das espécies em  $t_3$  são as mesmas em  $t_2$ .  
 c) No equilíbrio a reação está deslocada no sentido da formação dos reagentes.  
 d) O sistema atinge o equilíbrio em  $t_2$ .  
 e) O valor da constante de equilíbrio,  $K_c$ , é 0,25.
22. (UFMG) A reação entre os gases  $\text{SO}_2$  e  $\text{NO}_2$ , a uma dada temperatura, atinge o equilíbrio descrito pela equação:



As concentrações iniciais e de equilíbrio, em mol/L, estão representadas neste quadro:

Concentração	$\text{SO}_2$	$\text{NO}_2$	$\text{SO}_3$	NO
Inicial	a	b	-	-
Equilíbrio	x	y	z	z

A alternativa que indica, corretamente, a relação de concentrações no equilíbrio é:

- a)  $x = z$ .      c)  $a - x = z$ .      e)  $b - y = 2z$ .  
 b)  $x = y$ .      d)  $x + y = 2z$ .
23. (UFPR) Dada a reação:  $\text{X}_2 + 3 \text{Y}_2 \rightleftharpoons 2 \text{XY}_3$ , verificou-se no equilíbrio, a  $1.000^\circ\text{C}$ , que as concentrações em mol/litro são:

$$(\text{X}_2) = 0,20 \quad (\text{Y}_2) = 0,20 \quad (\text{XY}_3) = 0,60$$

O valor da constante de equilíbrio da reação química é de:

- a) 2,5.      b) 25.      c) 175.      d) 225.      e) 325.

$$K_c = (0,6)^2 / (0,2 \times (0,2)^3) \quad K_c = 225$$

# Equilíbrio iônico

O equilíbrio iônico é um caso particular de equilíbrio químico, em que o sistema em estudo é uma solução aquosa contendo íons em contato com moléculas ou compostos iônicos pouco solúveis. Dependendo da quantidade de íons livres que uma substância produz, ela pode ser classificada como eletrólito forte ou fraco. Existem vários tipos de equilíbrios iônicos produzidos pela dissolução de eletrólitos em água, e cada um desses equilíbrios recebe nomes específicos.

## Constante de ionização dos ácidos e das bases ( $K_a$ e $K_b$ )

Quando um ácido ou uma base fracos são adicionados à água, ocorre um equilíbrio entre íons e moléculas não ionizadas (ácidos) ou entre íons e aglomerados iônicos não dissociados (bases). Nesse caso, a constante de equilíbrio é representada por  $K_a$  e  $K_b$ , respectivamente:

• **Ácido fraco:**  $HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

• **Base fraca:**  $BOH(aq) \rightleftharpoons B^+(aq) + OH^-(aq)$

$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

• Quanto maior o valor da constante, maior a força do ácido ou da base.

Exemplos:

Substâncias	Equilíbrio	Constante de ionização
Ácido acético	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$
Ácido carbônico	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$K_a = 4,4 \cdot 10^{-7}$
Ácido cianídrico	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de amônio	$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

## Lei da diluição de Ostwald

Para eletrólitos fracos (em solução aquosa, pequena quantidade de íons livres), a constante de ionização pode ser calculada pela expressão:

$$K_i = M \cdot \alpha^2$$

Em que:  $M$  = concentração molar (mol/L) inicial e  $\alpha$  = grau de ionização.

## Deslocamento de equilíbrios iônicos

### Efeito do íon comum

A adição de um íon já existente no equilíbrio desloca-o para o lado da substância não ionizada ou não dissociada.

Exemplo:

Equilíbrio existente numa solução aquosa de ácido acético:



• Quando adicionamos acetato de sódio (solúvel em água) a este equilíbrio, obtemos:



• No equilíbrio em estudo, temos um aumento da quantidade de íons  $CH_3COO^-$  fazendo-os reagir com  $H^+$  e formando mais moléculas de ácido acético ( $CH_3COOH$ ).

**Observações:**

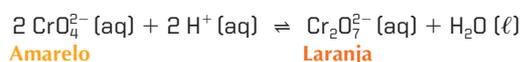
- O grau de ionização do ácido diminui.
- $K_a$  ou  $K_b$  não se alteram, pois as constantes de equilíbrio só dependem da temperatura.
- A concentração dos íons  $H^+$  diminui.

### Efeito do íon não comum

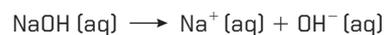
A adição de um íon não comum ao equilíbrio pode deslocá-lo, desde que esse íon reaja com um dos participantes do equilíbrio.

Exemplo:

Soluções aquosas de sais de cromato apresentam o íon cromato ( $CrO_4^{2-}$ , que produz cor amarela em solução aquosa) em equilíbrio com o íon dicromato ( $Cr_2O_7^{2-}$ , que produz cor laranja em solução aquosa). O equilíbrio em questão é representado pela equação:



• Quando adicionamos NaOH (aq) a esse equilíbrio, obtemos:



- No equilíbrio em estudo predominará a cor amarela, pois o  $\text{OH}^-$  da base reagirá com  $\text{H}^+$ , formando água, e o equilíbrio se deslocará para a esquerda, aumentando a quantidade de  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

## Equilíbrio iônico da água ( $K_w$ )

- A água é um eletrólito fraco. Em um litro de água existem aproximadamente 55,5 mol de moléculas a 25 °C. Dessas, apenas  $10^{-7}$  moléculas se ionizam, produzindo  $10^{-7}$  mol de  $\text{H}^+$  e  $10^{-7}$  mol de  $\text{OH}^-$ . A presença dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  se dá pela autoionização da água, que pode ser representada, simplificada, pelo equilíbrio:



- Aplicando a expressão da constante, temos:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

- Como a concentração da água é constante, podemos inseri-la no valor de  $K$ , obtendo uma nova constante, que será representada por  $K_w$ , chamado de **produto iônico da água**:

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

que, a 25 °C, tem o valor de  $1,0 \cdot 10^{-14}$ .

- Quando se adiciona um ácido à água, o seu equilíbrio iônico é afetado, pois aumenta a concentração de  $\text{H}^+$ . Aumentando a concentração de  $\text{H}^+$  (maior que  $10^{-7}$ ), a concentração de  $\text{OH}^-$  diminui (menor que  $10^{-7}$ ), e o valor do  $K_w = 10^{-14}$  não muda.

Lembre-se de que o  $K$  só muda quando a temperatura é alterada.

- soluções ácidas:**  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  e  $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$  a 25 °C
- soluções básicas:**  $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$  e  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  a 25 °C

## pH e pOH

- A acidez ou basicidade de uma solução é determinada pela concentração de  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$ . No entanto, devido à dificuldade de trabalhar com potências de dez e com números negativos, introduziram-se os conceitos de pH e pOH.

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

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

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

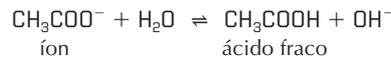
Utilizando o conceito de pH, temos:

- Água pura ou solução neutra:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$  pH = 7
- Solução ácida:  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  pH < 7
- Solução básica:  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  pH > 7

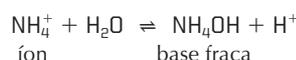
## Hidrólise dos sais e constante de hidrólise

- Equilíbrio que se estabelece entre o íon e moléculas de água, dando origem a um ácido ou a uma base fracos.

Exemplos:



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$



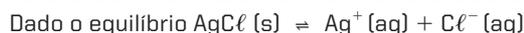
$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

## Previsão da acidez ou basicidade de uma solução de sal

- Solução básica:** sal formado por ácido fraco e base forte.
- Solução ácida:** sal formado por ácido forte e base fraca.
- Solução neutra:** sal formado por ácido forte e base forte.
- Sal formado por um ácido fraco e uma base fraca:
  - Se  $K_b > K_a$ : solução básica.
  - Se  $K_a > K_b$ : solução ácida.
  - Se  $K_a = K_b$ : solução neutra.

## Equilíbrio de solubilidade ( $K_s$ ou $K_{ps}$ )

- O equilíbrio é estabelecido entre uma solução saturada de uma substância e o excesso não dissolvido dessa substância.



$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

- Como a concentração do sólido é constante, podemos inseri-la no valor de  $K$ , obtendo uma nova constante que será representada por  $K_s$  ou  $K_{ps}$ , conhecida como produto de solubilidade.

$$K [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad \text{e} \quad K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

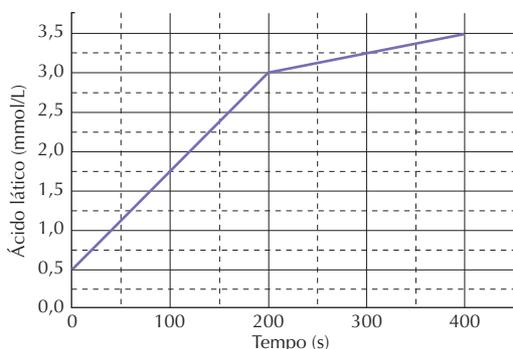
- A expressão do  $K_{ps}$  para um sal qualquer que se dissocia de acordo com a reação:



$$K_{ps} = [\text{A}^{+y}]^x [\text{B}^{-x}]^y$$

## No Vestibular

1. (UFRJ) Quando um atleta pratica exercícios físicos vigorosos, o oxigênio disponível na corrente sanguínea é rapidamente consumido, levando seu metabolismo a trabalhar em condições anaeróbicas. Nessas condições, o processo de geração de energia para a contração de músculos envolve a quebra de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ), produzindo ácido láctico ( $C_3H_6O_3$ ) e provocando fadiga muscular. O gráfico a seguir mostra a variação da concentração de ácido láctico no sangue de um atleta durante uma competição em função do tempo  $t$ .



- a) Calcule a taxa de formação de ácido láctico entre o estado de repouso ( $t = 0$  s) e o instante  $t = 200$  s.

Taxa de formação de ácido láctico:

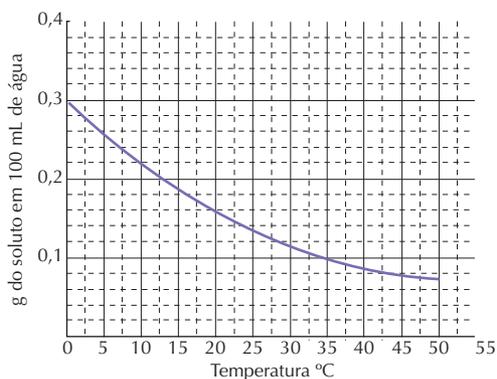
$$(3,0 - 0,5)/200 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mmol/L} \cdot \text{s}$$

- b) Como o ácido láctico é um ácido fraco, de cada 100 moléculas de ácido láctico dissolvidas em água, apenas quatro sofrem ionização. Calcule o pH de uma solução aquosa de ácido láctico com concentração igual a 2,5 mmol/L.

$$[H^+] = M \cdot \alpha. \text{ Então, } 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,04 = 1 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4$$

2. (UFRJ) O gráfico a seguir representa a solubilidade de  $CO_2$  na água em diferentes temperaturas.



Após a dissolução, o  $CO_2$  reage com a água segundo a equação:



- a) Determine a molaridade de uma solução saturada de  $CO_2$  em água a  $10^\circ C$ .

A  $10^\circ C$ : 0,22 g de  $CO_2$  dissolvido em 100 mL de água

$$1 \text{ mol de } CO_2 \text{ ———— } 44 \text{ g}$$

$$x \text{ ———— } 0,22 \text{ g}$$

$$x = 0,005 \text{ mol}$$

$$0,005 \text{ mol ———— } 100 \text{ mL}$$

$$x \text{ mol ———— } 1000 \text{ mL}$$

$$x = 0,005 \text{ mol, portanto } C = 0,05 \text{ mol/L}$$

- b) Explique o efeito do aumento de temperatura na concentração de  $CO_2$  dissolvido e no pH do sistema.

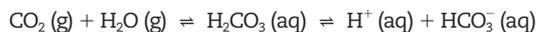
Com o aumento da temperatura, a concentração de

$CO_2$  no sistema diminui, deslocando o equilíbrio para a

esquerda. Como consequência, a concentração de  $H^+$

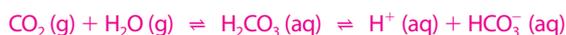
diminui, aumentando o pH do meio.

3. (UFSCar-SP) A acidose metabólica é causada pela liberação excessiva, na corrente sanguínea, de ácido láctico e de outras substâncias ácidas resultantes do metabolismo. Considere a equação envolvida no equilíbrio ácido-base do sangue e responda.



- a) Explique de que forma o aumento da taxa de respiração, quando se praticam exercícios físicos, contribui para a redução da acidez metabólica.

Analisando o equilíbrio:



De acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio

se desloca para a esquerda e a concentração de

$H^+(aq)$  diminui, pois o aumento da taxa de respiração

provoca grande liberação de  $CO_2$  (expiração), ou seja, a

diminuição de sua concentração no sangue.

- b) O uso de diuréticos em excesso pode elevar o pH do sangue, causando uma alcalose metabólica. Explique de que forma um diurético perturba o equilíbrio ácido-base do sangue.

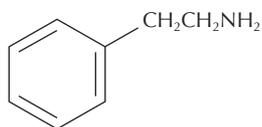
Com o uso de diuréticos ocorrerá uma diminuição de

$H_2O$  no sangue. O equilíbrio será deslocado no sentido

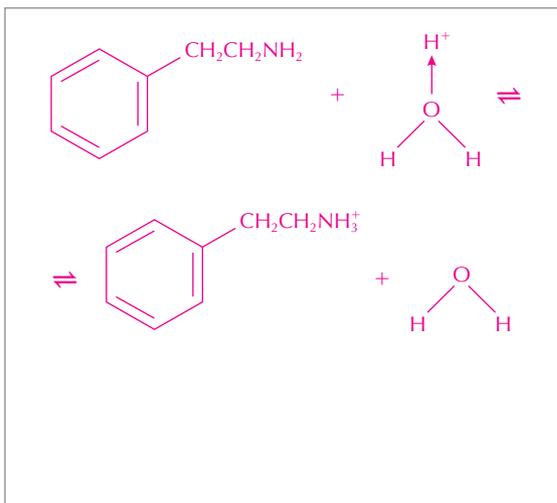
da formação de  $CO_2$ , e a concentração de  $H^+$  diminuirá,

acarretando a elevação do pH do sangue.

4. (Unicamp-SP) A comunicação que ocorre entre neurônios merece ser destacada. É através dela que se manifestam as nossas sensações. Dentre as inúmeras substâncias que participam desse processo, está a 2-feniletilamina, à qual se atribui o “ficar enamorado”. Algumas pessoas acreditam que sua ingestão poderia estimular o “processo do amor” mas, de fato, isso não se verifica. A estrutura da molécula dessa substância está a seguir representada.



- a) Considerando que alguém ingeriu certa quantidade de 2-feniletilamina, com a intenção de cair de amores, escreva a equação que representa o equilíbrio ácido-base dessa substância no estômago. Use fórmulas estruturais.



- b) Em que meio (aquoso) a 2-feniletilamina é mais solúvel: básico, neutro ou ácido? Justifique.

Em meio neutro a solubilidade é baixa, pois predomina

a cadeia apolar da 2-feniletilamina.

Em meio básico a solubilidade é menor, devido ao

excesso de ânions  $\text{OH}^-$  que deslocam o equilíbrio no

sentido dos reagentes.

Em meio ácido a solubilidade é maior, pois aumenta a

quantidade dos cátions  $\text{H}_3\text{O}^+$  e o equilíbrio é deslocado

no sentido dos produtos.

5. (Unesp) Na tabela a seguir são fornecidos os valores de pH de soluções aquosas 0,1 mol/L de dois ácidos monopróticos.

Ácido	pH inicial da solução
Clorídrico	1,0
Cianídrico	5,1

- a) Explique os diferentes valores de pH medidos para as duas soluções.

Os diferentes valores de pH medidos para as duas

soluções são explicados pelas diferentes intensidades

de ionização dos ácidos fornecidos.



ionização elevada: ácido forte

$[\text{H}^+]$  é elevada;  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  é baixo



ionização baixa: ácido fraco

$[\text{H}^+]$  é baixa;  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  é mais elevado

- b) A neutralização estequiométrica das soluções de HCl e de HCN com uma solução de NaOH resultará em soluções que terão o mesmo pH? Justifique.

Para a neutralização estequiométrica de HCl com

solução de NaOH, temos a seguinte reação:



O sal formado vem de ácido forte (HCl) e base forte

(NaOH). Portanto, o cloreto de sódio não sofre hidrólise,

e a solução resultante será neutra ( $\text{pH} = 7$ ).

Na neutralização estequiométrica do HCN com solução

de NaOH, temos a reação:



Cianeto de sódio (NaCN) é um sal formado a partir de

ácido fraco (HCN) e base forte (NaOH). Dessa forma, o

ânion cianeto sofrerá hidrólise, de acordo com:



fazendo com que a solução apresente caráter

levemente alcalino ( $\text{pH} > 7$ ).

Portanto, as duas soluções não apresentarão o mesmo

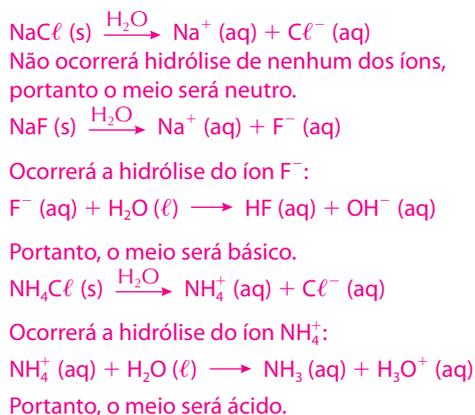
valor de pH após neutralização.

6. (UFC-CE) Dadas três soluções aquosas a 25 °C: NaCl (solução I), NaF (solução II) e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (solução III).

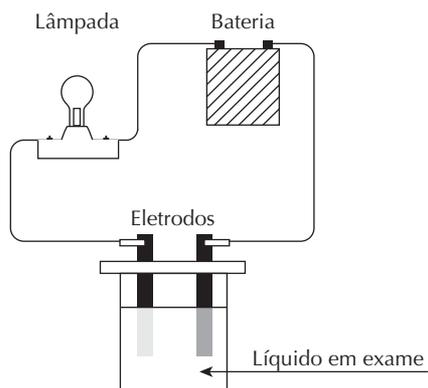
- a) Apresente a ordem crescente de acidez para essas três soluções.

NaF, NaCl,  $\text{NH}_4\text{Cl}$

- b) Justifique sua resposta para o item a utilizando equações químicas.



7. (UFRN) Um experimento simples, sempre presente em feiras de ciências, demonstra a condutividade elétrica das soluções. A figura abaixo mostra que o circuito elétrico se fecha quando os eletrodos são postos em contato com material condutor. Estando esses eletrodos imersos numa solução, a lâmpada brilha com intensidade proporcional à passagem da corrente. Portanto, quanto maior a concentração de íons livres na solução testada, maior a condutividade elétrica e também a luminosidade da lâmpada.



Com o objetivo de apresentar esse experimento numa feira de ciências, um estudante preparou quatro soluções aquosas, cada uma com um dos solutos abaixo, diluídos na mesma concentração:

- I. Ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) –  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
- II. Ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) –  $K_a = 1,1 \times 10^{-2}$
- III. Fenol ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ) –  $K_a = 1,3 \times 10^{-10}$
- IV. Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) –  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

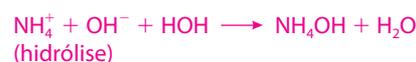
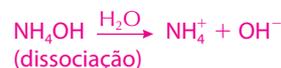
Tendo em vista as propriedades dessas soluções:

- a) indicar, justificando, quais soluções apresentam, respectivamente, a maior e a menor condutividade elétrica.

Quanto maior é o  $K_a$ , maior é o grau de ionização ou quanto maior é o  $K_b$ , maior é o grau de dissociação.

Então:  
 maior condutividade  $\longrightarrow \text{HClO}_2$   
 menor condutividade  $\longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

- b) explicar o que acontece com a luminosidade da lâmpada, quando se adiciona água destilada à solução IV (hidróxido de amônio).



A adição de  $\text{H}_2\text{O}$  intensifica a hidrólise do íon  $\text{NH}_4^+$  promovendo a diminuição de íons e, portanto, a diminuição da luminosidade da lâmpada.

- c) explicar, considerando o estado de equilíbrio, o que acontece com a luminosidade da lâmpada quando a solução de ácido acético (resultante de uma ionização endotérmica) é aquecida.



A reação endotérmica é favorecida com o aumento

da temperatura. Portanto, o aquecimento da

solução de ácido acético eleva o grau de ionização e,

consequentemente, aumenta a luminosidade.

8. (UFRN) Num balão de vidro, com meio litro de capacidade, contendo 250 mL de água destilada ( $\text{H}_2\text{O}$ ), nas condições ambientais, foi dissolvida (por borbulhamento) certa quantidade de gás amônia ( $\text{NH}_3$ ).

Se, na solução aquosa de amônia ( $\text{NH}_3$  (aq)), for adicionado 0,1 g de cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) sólido, observar-se-á, no estado final, diminuição:

- a) da  $[\text{NH}_3]$ .  
 b) do pOH.  
 c) da  $[\text{NH}_4^+]$ .  
 d) do pH.

Observe o equilíbrio do  $\text{NH}_3$  em água:



As se acrescentar o sal  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , os íons comuns  $\text{NH}_4^+$  deslocam

o equilíbrio para o lado dos reagentes; portanto, o pH que

estava básico diminui, devido à redução dos íons  $\text{OH}^-$ .

9. (UEL-PR) Segundo projeções da indústria sucroalcooleira, a produção de açúcar e álcool deverá crescer 50% até 2010, tendo em vista as demandas internacionais e o crescimento da tecnologia de fabricação de motores que funcionam com combustíveis flexíveis. Com isso, a cultura de cana-de-açúcar está se expandindo, bem como o uso de adubos e defensivos agrícolas. Aliado a isso, há o problema da devastação das matas ciliares, que tem acarretado impactos sobre os recursos hídricos das áreas adjacentes através do processo de lixiviação do solo. Além disso, no Brasil, cerca de 80% da cana-de-açúcar plantada é cortada manualmente, sendo que o corte é precedido da queima da palha da planta.

A quantificação de metais nos sedimentos de córregos adjacentes às áreas de cultivo, bem como na atmosfera, é importante para reunir informações a respeito das consequências ambientais do cultivo da cana-de-açúcar.

Para extrair o cobre e o zinco do sedimento de córregos adjacentes à área de cultivo de cana-de-açúcar, utiliza-se uma mistura dos ácidos HCl, HNO<sub>3</sub> e HF.

Dado: K<sub>a</sub> (HF) = 6,80 · 10<sup>-4</sup> mol/L a 25 °C.

Com base nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

- I. As substâncias cloreto de hidrogênio, ácido nítrico e ácido fluorídrico, quando dissolvidas em água, comportam-se como ácidos de Lewis.
- II. O ácido nítrico, quando dissolvido em água, torna a concentração do íon H<sup>+</sup> maior do que 1 · 10<sup>-7</sup> mol/L a 25 °C.
- III. Uma solução de HCl de concentração 0,1 mol/L possui pH maior do que 7.
- IV. Ao adicionar HF em água, a reação de ionização não ocorre totalmente.

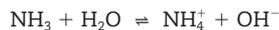
Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

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

10. (UEPG-PR) O “sangue do diabo” é um líquido vermelho que, quando derramado sobre a roupa, se descora após certo tempo. Ele é preparado pela adição do indicador fenolftaleína a uma solução de amônia em água.

A respeito dessa solução, assinale o que for correto.

(01) A reação de equilíbrio entre a água e a amônia é:



- (02) A amônia comporta-se como uma base de Lewis, porque ela doa um par de elétrons para a água.
- (04) O “sangue do diabo” é vermelho porque a fenolftaleína em meio básico adquire coloração vermelha.
- (08) A coloração vermelha desaparece porque, com o passar do tempo, a amônia se desprende na forma gasosa e o meio deixa de ser básico.

Soma: 1 + 2 + 4 + 8 = 15

11. (Cefet-CE) O ácido fórmico (HCHO<sub>2</sub>) é monoprotico fraco. Quando em solução, numa concentração de 0,2 M, ele se encontra 3,2% ionizado. A constante de ionização do ácido e a concentração molar do íon H<sup>+</sup> são, respectivamente:

- a) K<sub>a</sub> = 2,05 × 10<sup>-4</sup> e [H<sup>+</sup>] = 6,4 × 10<sup>-3</sup> M.**
- b) K<sub>a</sub> = 6,4 × 10<sup>-3</sup> e [H<sup>+</sup>] = 5,0 × 10<sup>-5</sup> M.
- c) K<sub>a</sub> = 1,8 × 10<sup>-5</sup> e [H<sup>+</sup>] = 3,2 × 10<sup>-3</sup> M.
- d) K<sub>a</sub> = 1,8 × 10<sup>-5</sup> e [H<sup>+</sup>] = 6,4 × 10<sup>-3</sup> M.
- e) K<sub>a</sub> = 2,05 × 10<sup>-3</sup> e [H<sup>+</sup>] = 6,4 × 10<sup>-4</sup> M.

Usando as fórmulas

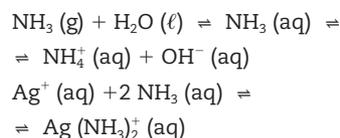
$$K_a = M \cdot \alpha^2 \text{ e } [\text{H}^+] = M \cdot \alpha, \text{ em que } \alpha \text{ é o grau de}$$

dissociação do ácido, teremos:

$$K_a = 0,2 \cdot 0,032^2 = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ e } [\text{H}^+] = 0,2 \cdot 0,032 = 6,4 \cdot 10^{-3}$$

12. (Ufal) Considere a informação a seguir.

Numa solução aquosa contendo nitrato de prata (AgNO<sub>3</sub>) e amônia (NH<sub>3</sub>) existem os equilíbrios:



Sendo assim, para precipitar, sob a forma de AgCl, praticamente todo o Ag<sup>+</sup> de uma solução aquosa de AgNO<sub>3</sub> pode-se utilizar solução aquosa contendo:

- a) somente NaCl.**
- b) somente NH<sub>4</sub>Cl.
- c) uma mistura de NaCl e NH<sub>4</sub>Cl.
- d) uma mistura de NaCl e NH<sub>3</sub>.
- e) uma mistura de NH<sub>4</sub>Cl e NH<sub>3</sub>.

13. (Uece) O conceito de pH foi introduzido na química pelo químico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen, em 1909, para facilitar a caracterização da acidez de uma substância. Assinale a alternativa que contém o pH da solução que se obtém ao ser feita a dissolução de 5,6 g de KOH em um litro de água.

- a) 1,0.                      b) 3,0.                      c) 11,0.                      **d) 13,0.**

1 mol KOH ——— 56 g  
x ————— 5,6 g  
Portanto, x = 0,1 mol.  
KOH (s)  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$  K<sup>+</sup> (aq) + OH<sup>-</sup> (aq)  
0,1 mol                      0,1 mol                      0,1 mol  
[OH<sup>-</sup>] = 1 · 10<sup>-1</sup> mol/L  
Então, o pOH = 1. Como pH + pOH = 14, temos  
pH = 13 neste caso.

14. (Fuvest-SP) Entre os líquidos da tabela adiante:

Líquido	[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]
Leite	1,0 · 10 <sup>-7</sup>	1,0 · 10 <sup>-7</sup>
Água do mar	1,0 · 10 <sup>-8</sup>	1,0 · 10 <sup>-6</sup>
Coca-Cola	1,0 · 10 <sup>-3</sup>	1,0 · 10 <sup>-11</sup>
Café preparado	1,0 · 10 <sup>-5</sup>	1,0 · 10 <sup>-9</sup>
Lágrima	1,0 · 10 <sup>-7</sup>	1,0 · 10 <sup>-7</sup>
Água de lavadeira	1,0 · 10 <sup>-12</sup>	1,0 · 10 <sup>-2</sup>

tem (têm) caráter ácido:

- a) o leite e a lágrima.
- b) a água de lavadeira.
- c) o café preparado e a Coca-Cola.**
- d) a água do mar e a água de lavadeira.
- e) a Coca-Cola.

15. (UFRR) Juntando 1,0 litro de uma solução aquosa de HCl com pH = 1,0 a 10,0 litros de uma solução aquosa de HCl com pH = 6,0, qual das opções a seguir contém o valor de pH que mais se aproxima do pH de 11,0 litros da mistura obtida?

- a) pH = 0,6.                      **c) pH = 2,0.**                      e) pH = 6,0.  
b) pH = 1,0.                      d) pH = 3,5.

# Radioatividade

É um fenômeno que ocorre no núcleo do átomo. Muitos núcleos atômicos são instáveis e, para adquirir estabilidade, emitem radiações. Essa instabilidade está relacionada com a proporção entre o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo. O fenômeno de emissão de radiações é chamado de **radioatividade**, e os elementos químicos que possuem essa propriedade são chamados de **elementos radioativos**.

## Elementos radioativos

- ▶ Geralmente, elementos químicos pesados com massas próximas à do urânio, como o rádio e o polônio, apresentam a propriedade de emitir radiações para se estabilizar, isto é, são radioativos.

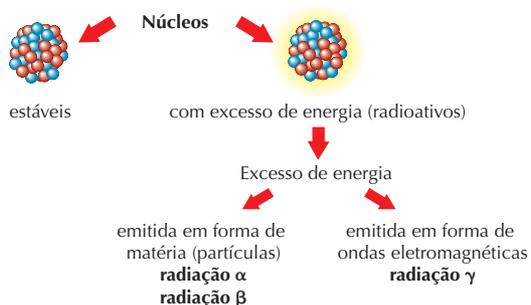


Figura 1

- ▶ O núcleo radioativo (com excesso de energia) transforma-se em outro núcleo (estável ou instável) quando emite radiações. Se o núcleo formado for estável, a emissão de radiação cessa; se o núcleo formado for instável, a emissão continua, ocorrendo outras transformações. Essa emissão de partículas faz com que um elemento químico radioativo se transforme em outro elemento por meio de uma reação nuclear em que o núcleo do átomo original sofre alteração.

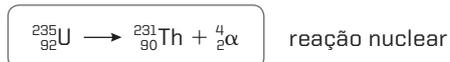
## Radiação alfa ou partícula alfa ( ${}^4_2\alpha$ )

- ▶ São partículas positivas constituídas por dois prótons, dois nêutrons e por uma quantidade de energia associada a essas partículas. São emitidas a uma velocidade que vai de 15.000 a 30.000 km/s e apresentam pequeno poder de penetração, sendo facilmente detidas por uma lâmina metálica de 0,1 mm de espessura.



Figura 2

Exemplo:



**Observação:** A soma dos números atômicos e dos números de massa antes e depois da reação deve ser igual.

## Radiação beta ou partícula beta ( ${}^0_{-1}\beta$ )

- ▶ Quando no núcleo do átomo existe um excesso de nêutrons em relação aos prótons, é emitida uma partícula negativa chamada **beta**, resultante da conversão de um nêutron em um próton, um elétron e um antineutrino.
- ▶ Essas partículas possuem carga elétrica  $-1$  e massa praticamente desprezível. São emitidas a uma velocidade próxima à da luz (300.000 km/s) e apresentam um poder de penetração maior do que o das partículas alfa, sendo barradas por placas metálicas de 5 mm de espessura.

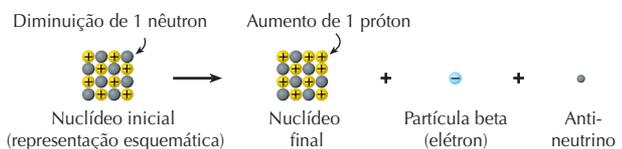


Figura 3

Exemplo:



**Observação:** A soma dos números atômicos e dos números de massa antes e depois da reação deve ser igual.

## Radiação gama ( $\gamma$ )

- ▶ Geralmente, após a emissão de uma partícula alfa ou de uma partícula beta, o núcleo resultante contém um excesso de energia e, para se estabilizar, emite esse excesso na forma de ondas eletromagnéticas. Essa radiação, chamada de **radiação gama**, não tem carga elétrica e propaga-se com a velocidade da luz. Apresenta um alto poder de penetração, podendo atravessar uma placa de aço de até 15 cm.

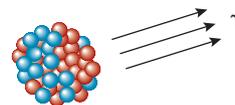


Figura 4

Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Radiações e poder de penetração

## Transmutação natural e séries radioativas

- ▶ Quando os núcleos instáveis emitem as partículas alfa, beta e radiação gama, transformam-se em núcleos estáveis ou instáveis. Quando isso acontece, os átomos de um elemento químico transformam-se em átomos de um elemento químico diferente; dizemos que ocorre uma transmutação natural.

› Átomos que apresentam número atômico igual ou superior a 84 possuem núcleos radioativos e formam três séries de famílias radioativas naturais, conhecidas como série do urânio, série do actínio e série do tório. O produto final das três séries é um dos isótopos de chumbo.

- Urânio: começa com o isótopo U-238 e termina com o isótopo Pb-206.
- Actínio: começa com o isótopo U-235 e termina com o isótopo Pb-207.
- Tório: começa com o isótopo Th-232 e termina com o isótopo Pb-208.

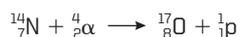


Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Transmutação nuclear*

## Transmutação artificial

› Ocorre pelo bombardeamento dos núcleos com partículas que conseguem vencer a força de repulsão que existe entre elas e o núcleo. Isso é possível por meio de aceleradores de partículas, nos quais elas adquirem velocidade próxima à da luz e são projetadas sobre o núcleo.

Exemplo:



## Fissão nuclear

› Processo no qual um núcleo se divide em outros menores e mais estáveis quando atingido por um nêutron. Nesse processo, além de se formarem núcleos menores, são liberados de dois a três nêutrons que dão origem a uma outra fissão, realizando-se um processo chamado **reação em cadeia**.

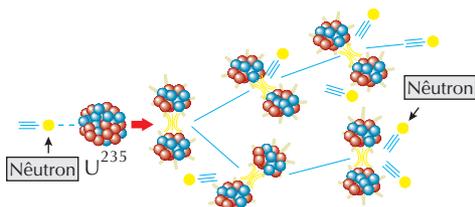
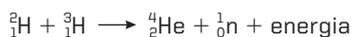


Figura 5

## Fusão nuclear

› É caracterizada pela formação de núcleos maiores a partir de núcleos menores. Para que isso ocorra, é necessário que os núcleos sejam submetidos a altas temperaturas; a quantidade de energia liberada é muito maior do que na fissão.



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Fusão Nuclear e Fissão Nuclear e bomba atômica*

## Meia-vida ou período de semidesintegração

› Cada elemento radioativo, seja ele natural ou obtido artificialmente, desintegra-se (sofre transmutação) com uma velocidade própria. Chamamos de meia-vida o tempo necessário

para que a atividade de um elemento radioativo seja reduzida à metade. Isso significa que, a cada meia-vida, a atividade vai sendo reduzida à metade da anterior até atingir um valor insignificante, que não permite distinguir as radiações emitidas daquelas que estão normalmente presentes no dia a dia.

Exemplo:

Veja o gráfico do iodo-131 (isótopo utilizado na medicina nuclear para exames de tireoide), que possui meia-vida de oito dias:

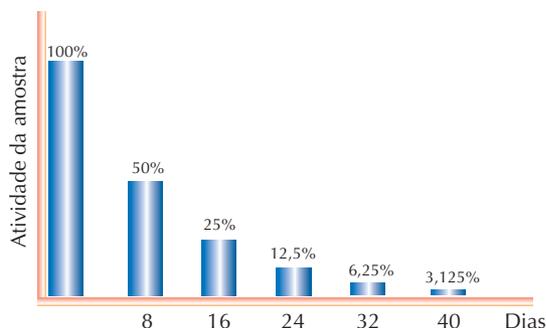


Figura 6

Pelo gráfico, percebemos que:

- depois de oito dias, a atividade do iodo-131 ingerido pelo paciente será reduzida à metade.
- passados mais oito dias (16 dias), a atividade cairá para a metade do valor anterior, ou seja, 1/4 da atividade inicial.
- depois de cinco meias-vidas (40 dias), restarão apenas 3,125% da atividade inicial da amostra.

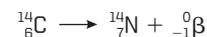


Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Tempo de meia-vida*

## Carbono-14

› É um isótopo muito utilizado para determinar a idade de fósseis. O gás carbônico existente na atmosfera é formado pelos isótopos carbono-12 (99%), carbono-13 (≈ 1%), que são estáveis, e por uma quantidade mínima de carbono-14 (10 ppb), que é radioativo, com meia-vida de aproximadamente 5.600 anos. Na atmosfera, o carbono-14 é formado pela transmutação nuclear causada pela colisão de nêutrons cósmicos (que vêm do espaço) com átomos de nitrogênio existentes no ar. Com a mesma velocidade com a qual o carbono-14 se forma, ele se desintegra por meio de decaimento beta.

Equações:



› Quando um organismo morre, a absorção de carbono cessa, e o carbono-14 não é mais repostado. Com isso, a proporção em relação ao carbono-12 vai diminuindo: a cada meia-vida, o número de átomos do radioisótopo reduz-se à metade. Quanto menor a relação C-12/C-14, mais antigo é o fóssil. **Observação:** As representações atuais  ${}_{6}^{12}\text{C}$  e  ${}_{7}^{14}\text{N}$ , por exemplo, eram anteriormente indicadas assim:  ${}_{6}\text{C}^{12}$  e  ${}_{7}\text{N}^{14}$ . Por isso, alguns exercícios de vestibulares antigos usam esta última maneira.

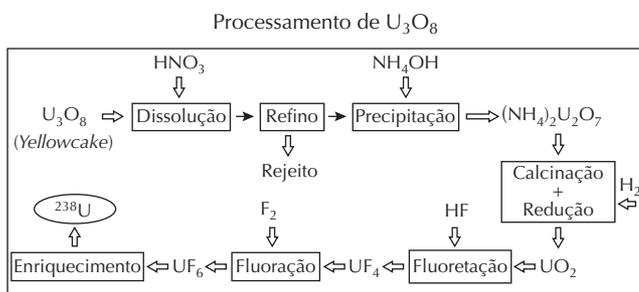


Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Datação com carbono-14*

# No Vestibular

1. (UFRJ, adaptada) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo  $^{238}\text{U}$ . O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, no município de Caetité, na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de  $\text{U}_3\text{O}_8$  também chamado de *yellowcake*.

O concentrado bruto de urânio é processado em uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo  $^{238}\text{U}$ , conforme o esquema a seguir.



O rejeito produzido na etapa de refino contém  $^{206}\text{Pb}$  oriundo do decaimento radioativo do  $^{238}\text{U}$ .

Calcule o número de partículas  $\alpha$  e  $\beta$  emitidas pelo  $^{238}\text{U}$  para produzir o  $^{206}\text{Pb}$ .

Dados os números atômicos:  $\text{U} = 92$  e  $\text{Pb} = 82$ .

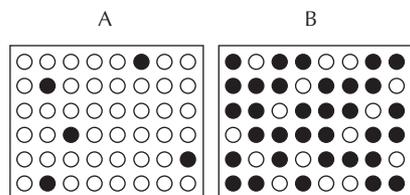
Lembrando a composição da partícula  $^4_2\alpha$  e da partícula  $^0_{-1}\beta$ , temos 8 partículas alfa e 6 partículas beta.

Resposta: 8 partículas alfa e 6 partículas beta.



2. (Cefet-CE, adaptada) Nas figuras a seguir, os círculos brancos representam átomos radioativos, e os círculos pretos representam átomos estáveis, isto é, não radioativos.

Se um átomo radioativo explodir, em qual das situações (A ou B) será mais provável ocorrer uma reação em cadeia? Explique.



A, pois há mais átomos radioativos.

3. (UFPE, adaptada) Quando nêutrons atingem núcleos de átomos de nitrogênio com número de massa 14, há formação de átomos de carbono com o mesmo número de massa que o dos núcleos bombardeados. Qual a equação nuclear completa dessa reação?

Números atômicos:  $\text{C} = 6$ ,  $\text{N} = 7$ .

A equação que representa o fenômeno é:



Cálculo de a:  $14 + 1 = 14 + a \therefore a = 1$

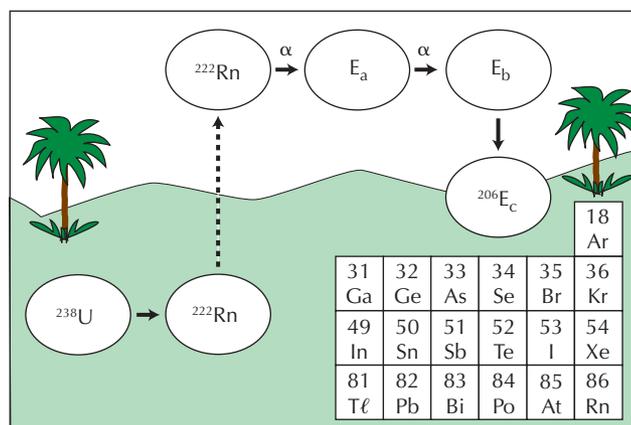
Cálculo de b:  $7 + 0 = 6 + b \therefore b = 1$

$^1_b\text{y} = ^1_1\text{p}$  (próton)

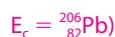
A equação completa é:  $^{14}_7\text{N} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{14}_6\text{C} + ^1_1\text{p}$

4. (Fuvest-SP) Radônio transfere a radioatividade de solos que contêm urânio para a atmosfera, através da série de eventos representados na figura abaixo. Tanto o  $^{222}\text{Rn}$  quanto o elemento  $\text{E}_a$  emitem partículas alfa. O elemento  $\text{E}_c$ , final da série, é estável e provém do elemento  $\text{E}_b$ , de mesmo número atômico, por sucessivas desintegrações.

Dados: parte da Classificação Periódica dos Elementos.



- a) Quais os elementos  $\text{E}_a$ ,  $\text{E}_b$  e  $\text{E}_c$ ? Justifique.

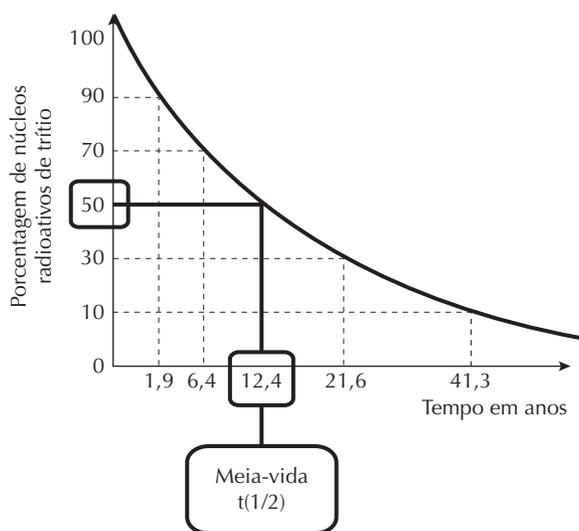


- b) Explique por que o  $^{222}\text{Rn}$  é facilmente transferido do solo para a atmosfera.

Por ser um gás (gás nobre).

5. (UFG-GO) A datação de lençóis freáticos pode ser realizada com base na relação entre a quantidade de hélio triogênico  $^3\text{He}$ , decorrente do decaimento radioativo do trítio  $^3\text{H}$ , na amostra de água. De modo simplificado, essa datação pode ser determinada pelo produto entre o tempo

de meia-vida do trítio e a razão entre as quantidades de hélio triogênico e trítio, multiplicadas por 0,7. O gráfico do decaimento do número de núcleos radioativos de trítio é mostrado a seguir.



Tendo em vista essas informações, calcule a idade de uma amostra de água retirada de um lençol freático, cuja concentração de hélio triogênico é três vezes maior que a quantidade de trítio.

$$t(1/2) = 12,4 \text{ anos.}$$

$$[{}^3\text{He}] = 3 \times [{}^3\text{H}]$$

Então:

$$([{}^3\text{He}]/[{}^3\text{H}]) = 3$$

$$\text{Idade da amostra} = t(1/2) \times ([{}^3\text{He}]/[{}^3\text{H}]) \times 0,7$$

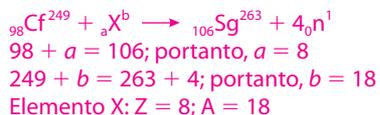
$$\text{Idade da amostra} = 12,4 \times 3 \times 0,7$$

$$\text{Idade da amostra} = 26,04 \text{ anos} \approx 26 \text{ anos}$$

6. (UFRJ) Glenn T. Seaborg é um renomado cientista que foi agraciado com o Prêmio Nobel de Química de 1951 por seus trabalhos em radioquímica. Em 1974 foi sintetizado, nos Estados Unidos, o elemento de número atômico 106 que, em sua homenagem, teve como nome proposto seaborgium ( ${}_{106}\text{Sg}$ ), ainda não homologado.

a) O bombardeio do  ${}_{98}\text{Cf}^{249}$  por um elemento X produz o  ${}_{106}\text{Sg}^{263}$  e 4 nêutrons.

Determine o número atômico e o número de massa do elemento X.



b) Sabendo que um determinado isótopo do  ${}_{106}\text{Sg}$  perde 50% de sua massa inicial em 10 segundos, calcule a massa final de uma amostra de 800 gramas desse isótopo após 30 segundos.

Massa final: 100 g

$$800 \text{ g} \xrightarrow{10 \text{ s}} 400 \text{ g} \xrightarrow{10 \text{ s}} 200 \text{ g} \xrightarrow{10 \text{ s}} 100 \text{ g}$$

7. (UFRJ)



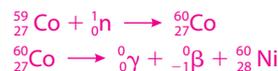
Este símbolo identifica alimentos irradiados.

Estima-se que, no Brasil, a quantidade de alimentos desperdiçados seria suficiente para alimentar 35 milhões de pessoas. Uma das maneiras de diminuir esse desperdício é melhorar a conservação dos alimentos. Um dos métodos disponíveis para tal fim é submeter os alimentos a radiações ionizantes, reduzindo, assim, a população de micro-organismos responsáveis por sua degradação.

Uma das tecnologias existentes emprega o isótopo de número de massa 60 do cobalto como fonte radioativa. Esse isótopo decai pela emissão de raios gama e de uma partícula beta ( ${}_{-1}^0\beta$ ) e é produzido pelo bombardeamento de átomos de cobalto de número de massa 59 com nêutrons.

Dados: Co (Z = 27); Ni (Z = 28).

a) Escreva a reação de produção do cobalto-60 a partir do cobalto-59 e a reação de decaimento radioativo do cobalto-60.



b) Um aparelho utilizado na irradiação de alimentos emprega uma fonte que contém, inicialmente, 100 gramas de cobalto-60.

Admitindo que o tempo de meia-vida do cobalto-60 seja de cinco anos, calcule a massa desse isótopo presente após quinze anos de utilização do aparelho.

$$p = 5 \text{ anos (período de semidesintegração)}$$

$$15 \text{ anos} = 3p$$

$$100 \text{ g} \xrightarrow{p} 50 \text{ g} \xrightarrow{p} 25 \text{ g} \xrightarrow{p} 12,5 \text{ g}$$

Após 15 anos, teremos 12,5 g desse isótopo.

8. (UFPA) Um elemento radioativo M emite, sucessivamente, 7 partículas alfa ( $\alpha$ ) e 4 partículas beta ( $\beta$ ), transformando-se no elemento  ${}_{83}\text{Bi}^{209}$ .

Pergunta-se:

a) Quais são os números atômicos e de massa do elemento M?

$$7 \text{ partículas } \alpha = 7 \times 2 = 14 \text{ (prótons)}$$

$$4 \text{ partículas } \beta = 4 \times (-1) = -4 \text{ (formação de prótons)}$$

$$Z = 14 - 4 + 83 \text{ (número de prótons)}$$

$$Z = 93$$

$$A = 7 \times 4 + 4 \times 0 + 209$$

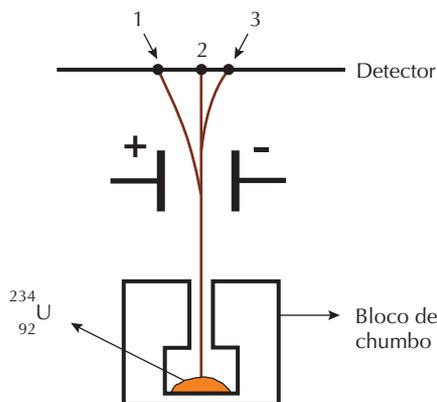
$$A = 237$$

b) Qual o nome desse elemento? (Consulte a Tabela Periódica.)

Consultando a Tabela Periódica: neptúnio (Np).

9. (Unesp) A natureza das radiações emitidas pela desintegração espontânea do U ( $A = 234$ ,  $Z = 92$ ) pode ser estudada através do arranjo experimental mostrado na figura adiante.

A abertura do bloco de chumbo dirige o feixe de radiação para passar entre duas placas eletricamente carregadas, verificando-se a separação em três novos feixes, que atingem o detector nos pontos 1, 2 e 3.



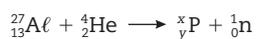
- a) Que tipo de radiação atinge o detector no ponto 3? Justifique.

Radiação alfa. Trata-se de núcleos de hélio (portanto, partículas com carga elétrica positiva) atraídos pela placa negativa.

- b) Representado por X o novo núcleo formado, escreva a equação balanceada da reação nuclear responsável pela radiação detectada no ponto 3.



10. (Unesp) O alumínio pode ser transformado em fósforo pelo bombardeamento com núcleos de hélio, de acordo com a equação:



- a) Determine os valores de x e y.

$$\begin{aligned} x &= 27 + 4 - 1 = 30 \\ y &= 13 + 2 = 15 \end{aligned}$$

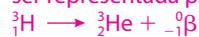
- b) Explique o que representam x e y no átomo de fósforo.

x = número de massa

y = número atômico

11. (Unesp) Para determinar o tempo em que certa quantidade de água permaneceu em aquíferos subterrâneos, pode-se utilizar a composição isotópica com relação aos teores de trítio e de hidrogênio. A água da chuva apresenta a relação  ${}^3\text{H}/{}^1\text{H} = 1,0 \times 10^{-17}$ , e medições feitas na água de um aquífero mostraram uma relação igual a  $6,25 \times 10^{-19}$ . Um átomo de trítio sofre decaimento radioativo, resultando em um átomo de um isótopo de hélio, com emissão de uma partícula  $\beta^-$ . Forneça a equação química para o decaimento radioativo do trítio e, sabendo que sua meia-vida é de 12 anos, determine por quanto tempo a água permaneceu confinada no aquífero.

A equação química para o decaimento do trítio pode ser representada por:



A relação inicial entre trítio e prótio é de  $1 \times 10^{-17}$ ; até decair a  $6,25 \times 10^{-19}$ , é dada pelo esquema a seguir:

$$1 \times 10^{-17} \xrightarrow{12 \text{ anos}} 5,0 \times 10^{-18} \xrightarrow{12 \text{ anos}}$$

$$\xrightarrow{12 \text{ anos}} 2,5 \times 10^{-18} \xrightarrow{12 \text{ anos}}$$

$$\xrightarrow{12 \text{ anos}} 1,25 \times 10^{-18} \xrightarrow{12 \text{ anos}} 6,25 \times 10^{-19}$$

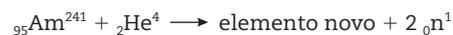
Tempo total =  $4 \times 12$  anos = 48 anos.

A água permaneceu confinada no aquífero por 48 anos.

12. (Cesgranrio-RJ) A desintegração de um elemento radioativo ocorre segundo a sequência:  $X \rightarrow Y \rightarrow V \rightarrow W$ , pela emissão de partículas beta, beta e alfa, respectivamente. Podemos, então, afirmar que são isótopos:

- a) V e W.                      c) Y e V.                      e) X e Y.  
b) Y e W.                      d) X e W.

13. (UFPI) Observe a equação abaixo:



Ela indica o fenômeno da formação de um dos isótopos do amerício ( ${}_{95}\text{Am}^{241}$ ), quando bombardeado com partículas  $\alpha$  ( ${}_2\text{He}^4$ ), formando um elemento novo e dois nêutrons  ${}_0\text{n}^1$ .

Os números atômicos e de massa do novo elemento serão, respectivamente:

- a) 95 e 245.                      c) 96 e 243.                      e) 97 e 245.  
b) 96 e 244.                      d) 97 e 243.

14. (Cefet-CE) A datação de material orgânico envolve um dos isótopos do carbono, o carbono-14. As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo  $\text{CO}_2$  da atmosfera ou através da cadeia alimentar. Quando morrem, a quantidade de C-14 decai e ele se desintegra, de acordo com a equação a seguir:

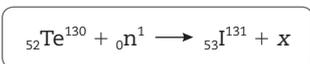


Com base no texto acima e nos conceitos relacionados à radioatividade, é correto afirmar que:

- a) a radiação emitida na reação possui menor poder de penetração do que as ondas eletromagnéticas.  
b) o processo de datação de fóssil, pergaminho e documentos antigos é feito pela determinação da quantidade total de carbono presente nas amostras.

- c) todas as radiações são necessárias e essenciais à manutenção da vida.
- d) a transformação de carbono em nitrogênio indica que esses átomos são isótonos.
- e) as ondas eletromagnéticas são formadas por radiações beta.

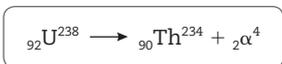
15. (UEPA) O isótopo  $_{35}^{131}\text{I}$ , utilizado no diagnóstico de moléstias da tireoide, pode ser obtido pelo bombardeio de  $_{52}^{130}\text{Te}$ , representado a seguir:



Na equação radioquímica dada, x corresponde a:

- a) próton.
- b) nêutron.
- c) pósitron.
- d) partícula beta.**
- e) partícula alfa.

16. (Uece) Observe atentamente a equação:



Nessa equação ocorre:

- a) transmutação artificial.
  - b) fusão nuclear.
  - c) radioatividade natural.**
  - d) radioatividade artificial.
17. (Uece) Na reação nuclear:  $_{96}^{250}\text{Cm} \rightarrow {}_{58}^{148}\text{Ce} + X + 4 {}_0^1\text{n}$ , o elemento x é um:
- a) gás nobre.
  - b) metal alcalino.
  - c) metal alcalino-terroso.**
  - d) halogênio.

18. (UEPG-PR) A energia nuclear, apesar de todos os riscos que oferece, tem sido vista como uma alternativa menos danosa ao meio ambiente e proposta como forma de evitar o aquecimento global. Sobre essa energia e os processos para obtê-la, assinale o que for correto.

- (01) As reações em cadeia que ocorrem nos reatores nucleares são semelhantes às reações que ocorrem na bomba H.
- (02) A geração de grande quantidade de energia nas usinas termonucleares está baseada no processo de fissão nuclear.
- (04) O processo de produção de energia em usinas termonucleares é semelhante ao que ocorre no Sol, a partir de átomos de hidrogênio.
- (08) Núcleos do átomo de urânio são fonte de energia em usinas termonucleares.

$2 + 8 = 10$

02: correta, pois as usinas nucleares obtêm energia por

meio do bombardeamento de núcleos pesados por

partículas menores (fissão nuclear).

08: correta, pois o urânio é o elemento radioativo utilizado

nas usinas termonucleares.

19. (UEL-PR) Na transformação radioativa do  $_{92}^{239}\text{U}$  a  $_{94}^{239}\text{Pu}$  há emissão de:

- a) 2 partículas alfa.
- b) 2 partículas beta.**
- c) 2 partículas alfa e 1 partícula beta.
- d) 1 partícula alfa e 2 partículas beta.
- e) 1 partícula alfa e 1 partícula beta.

20. (UFG-GO, adaptada) O quadro a seguir contém informações sobre radioisótopos e suas aplicações.

Radioisótopo	Flúor-18	Cobalto-60
Equação de decaimento	${}_{9}^{18}\text{F} \rightarrow {}_{9}^{18}\text{O} + 2\gamma$	${}_{27}^{60}\text{Co} \rightarrow {}_{27}^{60}\text{Co} + \gamma$
Meia-vida	110 min	5,26 anos
Aplicação	Tomografia por emissão de pósitrons	Esterilização de alimentos

Interpretando as informações do quadro, pode-se afirmar:

- I. O consumo de alimentos contaminados com radiação  $\gamma$  oferece riscos à saúde, pois o cobalto-60 apresenta meia-vida longa.
- II. O flúor-18 é utilizado na tomografia de emissão de pósitrons porque sua permanência no organismo é breve.
- III. O cobalto-60, por ser emissor de radiação  $\gamma$ , é utilizado em tomografia por emissão de pósitrons.

É (são) correta(s) a(s) afirmação(ões):

- a) I, apenas.
- b) **II, apenas.**
- c) III, apenas.
- d) I e II.
- e) II e III.

21. (UFG-GO) Uma fonte radioativa, como o césio-137, que resultou num acidente em Goiânia, em 1987, é prejudicial à saúde humana porque:

- a) a intensidade da energia emitida não depende da distância do organismo à fonte.
- b) a energia eletromagnética liberada pela fonte radioativa interage com as células, rompendo ligações químicas.**
- c) o sal solúvel desse elemento apresenta alta pressão de vapor, causando danos ao organismo.
- d) a energia liberada violentamente sobre o organismo decorre do tempo de meia-vida, que é de alguns segundos.
- e) a radiação eletromagnética liberada permanece no organismo por um período de meia-vida completo.

22. (UFU-MG) O isótopo de  $^{85}\text{Sr}$  é utilizado em medicina, em imagem de ossos, para diagnosticar fraturas ou osteoporose.

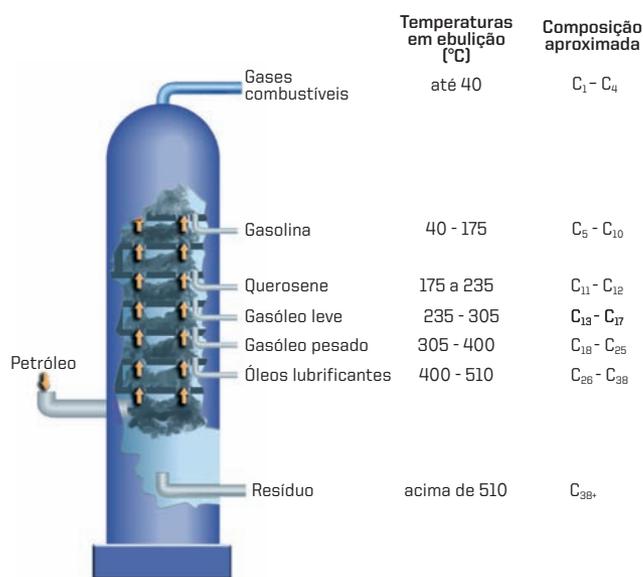
Sobre radioatividade, é **incorreto** afirmar que:

- a) as células do nosso corpo não diferenciam quimicamente um isótopo radioativo de um não radioativo. Isso acontece porque os isótopos apresentam comportamento químico igual.
- b) o número de massa de um radionuclídeo que emite radiações beta não se altera.
- c) um dos isótopos radioativos nocivos é o  $^{90}\text{Sr}$ , que pode substituir o cálcio, e se incorpora aos ossos. Isso ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem à mesma família de metais alcalino-terrosos.
- d) as radiações gama são ondas eletromagnéticas de elevado poder de penetração e possuem carga nuclear +2 e número de massa 4.**

# Química dos compostos de carbono e hidrocarbonetos

A Química Orgânica estuda compostos do elemento carbono. Todo composto orgânico contém carbono, mas nem todo composto que contém carbono é orgânico. O petróleo é a fonte da maior parte das matérias-primas utilizadas na síntese de compostos orgânicos.

## Esquema de uma torre de fracionamento de petróleo



Fonte: J. E. Thomas (org.). *Fundamentos de Engenharia de petróleo*. Rio de Janeiro, Interciência, 2001, p. 5.

Figura 1

Esquema de torre de fracionamento de petróleo



Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Torre de fracionamento

## Refino do petróleo

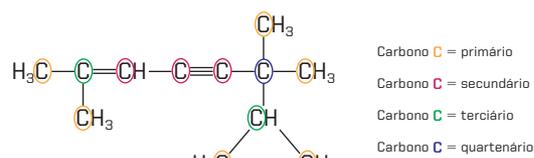
Os componentes de uma mistura podem ser separados por destilação fracionada; em diferentes temperaturas, obtêm-se diferentes componentes. O petróleo é aquecido a 400 °C para produzir uma mistura de vapores e líquidos que entram na coluna de fracionamento. As substâncias de ponto de ebulição mais baixo permanecem na forma de vapor por mais tempo do que as substâncias de ponto de ebulição mais alto. Como os compostos de carbono são apolares, à medida que cresce o número de átomos de carbono na molécula, maior é seu ponto de ebulição.

## Craqueamento ou pirólise (cracking)

Moléculas de C<sub>14</sub> a C<sub>16</sub>, aquecidas na presença de catalisadores (alumina: Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), sofrem decomposição térmica, produzindo gasolina. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos, e sua composição varia de C<sub>6</sub>H<sub>14</sub> a C<sub>12</sub>H<sub>26</sub>. Geralmente, costuma-se representar a gasolina pela fórmula C<sub>8</sub>H<sub>18</sub> (número de carbonos médio entre os componentes da mistura que constitui a gasolina).

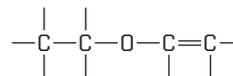
## Átomo de carbono

O átomo de carbono possui a propriedade de originar vários compostos a partir de sua capacidade de formar quatro ligações. Cada carbono é classificado em uma cadeia carbônica, de acordo com a quantidade dos demais átomos de carbono a ele ligados.

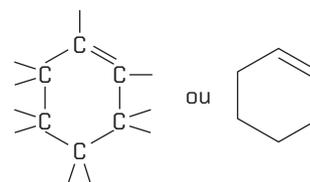


## Tipos de cadeia carbônica

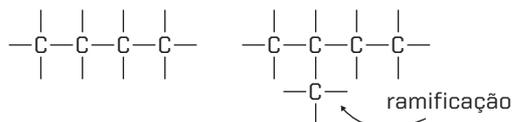
**Abertas ou acíclicas:** apresentam pelo menos duas extremidades (dois carbonos primários) e nenhum ciclo ou anel.



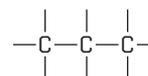
**Fechadas ou cíclicas:** não apresentam extremidade, e os átomos de carbono formam anéis ou ciclos.



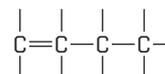
As cadeias carbônicas podem ser normais (apresentam apenas carbonos primários e secundários) ou ramificadas (apresentam carbonos terciários ou quaternários).



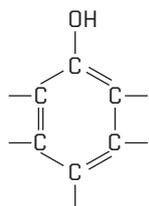
**Saturadas:** apresentam somente ligações simples entre os átomos de carbono.



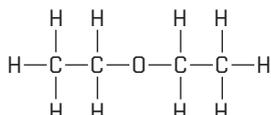
**Insaturadas:** apresentam pelo menos uma dupla ou tripla ligação entre os átomos de carbono.



- ▶ **Homogêneas:** são constituídas somente por átomos de carbono.



- ▶ **Heterogêneas:** apresentam, além do carbono, átomos de outros elementos no meio da cadeia.



**Conteúdo digital Moderna PLUS** <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: *Classificação das cadeias carbônicas*

## Nomenclatura dos compostos orgânicos (IUPAC)

- ▶ **Prefixo:** indica a quantidade de átomos de carbono na cadeia principal.
- ▶ **Cadeia principal:** maior sequência de átomos de carbono não necessariamente representados em linha reta. Se houver duas sequências longas (com a mesma quantidade de carbonos), deve-se escolher a sequência mais ramificada.

Número de átomos de carbono	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefixo	met	et	prop	but	pent	hex	hept	oct	non	dec

- ▶ **Afixo ou infixo:** indica a presença de simples, dupla ou tripla ligação entre os átomos de carbono.

Tipo de ligação	—C—C—	—C=C—	—C≡C—
Afixo	an	en	in

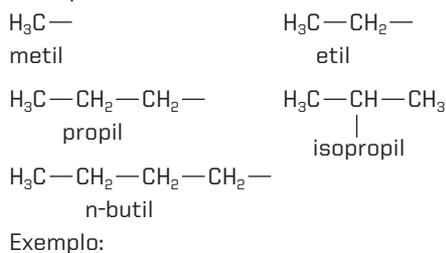
## Hidrocarbonetos

- ▶ Compostos constituídos apenas por carbono e hidrogênio. A terminação dos hidrocarbonetos é a letra **o**.

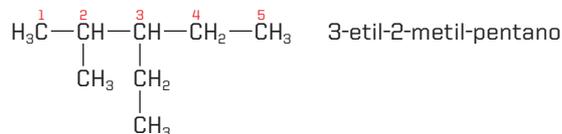
### Alcanos

- ▶ Cadeias carbônicas abertas e saturadas - nomenclatura: prefixo + afixo + terminação.  
Exemplo:  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  (butano)
- ▶ Cadeia ramificada - nomenclatura:
  - Identificar a cadeia principal (maior sequência de átomos de carbono).
  - Identificar os substituintes ligados na cadeia principal e numerá-los (a numeração começa a partir da extremidade mais próxima de um radical e deve apresentar os menores números).

Principais substituintes:



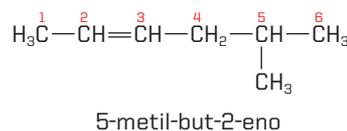
Exemplo:



### Alcenos

- ▶ Cadeias abertas e insaturadas - nomenclatura: prefixo + afixo + terminação.
- ▶ Cadeia ramificada - nomenclatura: a dupla ligação é mais importante do que a ramificação, e ela deve estar mais próxima do  $\text{C}_1$  da cadeia principal.

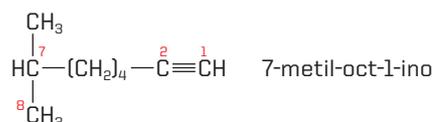
Exemplo:



### Alcinos

- ▶ Cadeias abertas e insaturadas - nomenclatura: prefixo + afixo + terminação.
- ▶ Cadeia ramificada - nomenclatura: a tripla ligação é mais importante do que a ramificação, e ela deve estar mais próxima do  $\text{C}_1$  da cadeia principal.

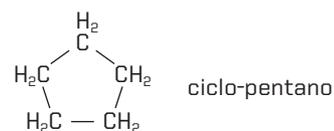
Exemplo:



### Ciclanos

- ▶ Cadeias fechadas - nomenclatura: ciclo antes do prefixo + nome do radical + afixo + terminação.

Exemplo:



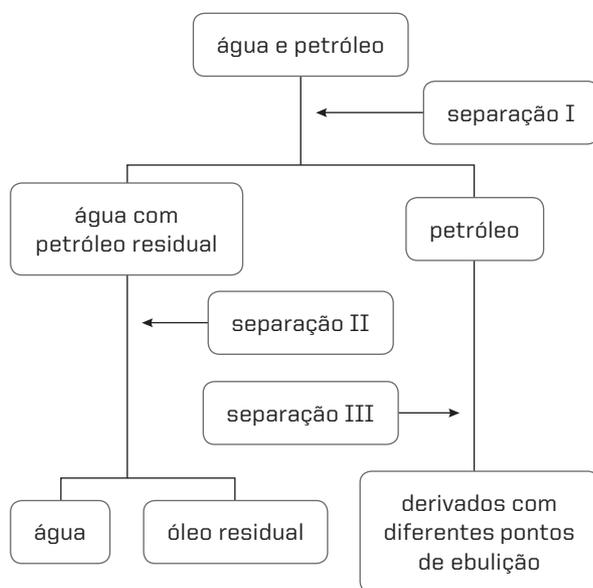
### Aromáticos

- ▶ Nomenclatura: nome do substituinte + benzeno.



## No Vestibular

1. (UEG-GO) Considere o esquema a seguir, que mostra uma cadeia de produção de derivados do petróleo e seus processos de separação, representados em I, II e III, e responda ao que se pede.



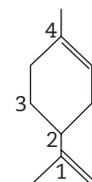
- a) Qual o método adequado para a separação dos componentes da mistura obtida após o processo de separação III? Admitindo não existir grandes diferenças entre as temperaturas de ebulição dos componentes individuais da mistura, explique sua resposta.

Destilação fracionada. Nesse caso, quando existe uma mistura de componentes com pontos de ebulição próximos, a destilação simples (apenas uma etapa) não é adequada. A destilação fracionada baseia-se num processo em que a mistura é vaporizada e condensada várias vezes (ocorrem diversas microdestilações). Dessa forma, os vapores condensados na última etapa estão enriquecidos com o componente mais volátil, tornando o processo mais eficiente em relação à destilação simples.

- b) Qual método de separação seria adequado à etapa I? Justifique sua resposta.

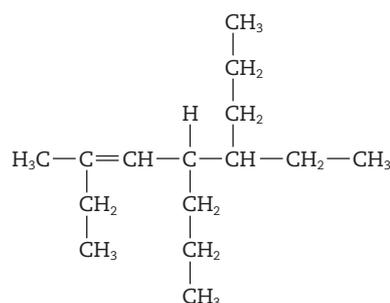
Como a água é uma substância polar, e o petróleo é uma mistura de hidrocarbonetos (apolares), forma-se um sistema bifásico. Nesse caso, é adequado utilizar a decantação, operação na qual líquidos imiscíveis, de diferentes densidades, podem ser separados.

2. (UFRGS-RS) O limoneno é um composto orgânico natural existente na casca do limão e da laranja. Sua molécula está representada ao lado.



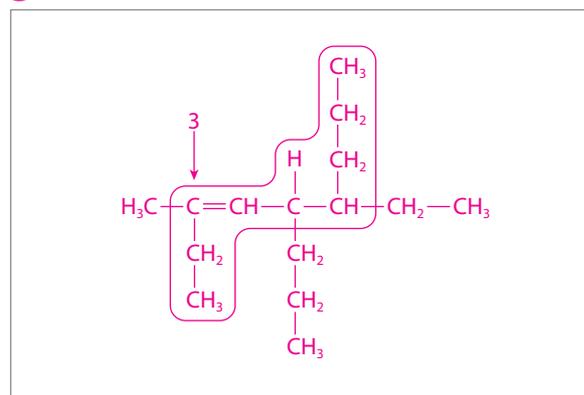
Sobre essa molécula, é correto afirmar que ela:

- a) é aromática.  
 b) apresenta fórmula molecular  $C_{10}H_{15}$ .  
 c) possui cadeia carbônica insaturada, mista e homogênea.  
 d) apresenta 2 carbonos quaternários.  
 e) possui somente 2 ligações duplas e 8 ligações simples.
3. (Cefet-MG) Observe a estrutura representada a seguir.

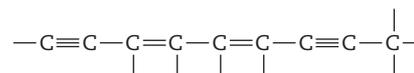


Segundo a Iupac, o nome correto do hidrocarboneto é:

- a) 2,5-dietil-4-propil-2-octeno.  
 b) 2-etil-4,5-dipropil-2-hepteno.  
 c) 4-etil-7-metil-5-propil-6-noneno.  
 d) 6-etil-3-metil-5-propil-3-noneno.



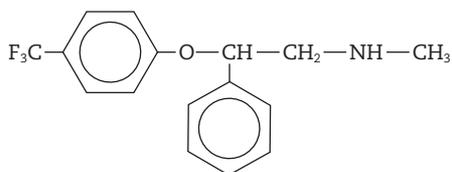
4. (UFPA, adaptada) A fórmula molecular de um hidrocarboneto com a cadeia carbônica abaixo é:



- a)  $C_9H_8$                       c)  $C_9H_{10}$                       e)  $C_9H_6$   
 b)  $C_9H_7$                       d)  $C_9H_{12}$
5. (UFRN) Frequentemente, toma-se conhecimento de notícias sobre acidentes com navios petroleiros. Os vazamentos de petróleo, geralmente, são identificados por grandes manchas negras que se formam sobre a superfície dos oceanos, causando sérios prejuízos à vida marinha.

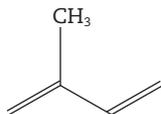
Essas manchas ocorrem porque o petróleo é basicamente constituído por uma mistura de:

- a) hidrocarbonetos insolúveis em água.
  - b) macromoléculas solúveis em água.
  - c) sais solúveis em água.
  - d) minerais insolúveis em água.
6. (UEL-PR) Quantos átomos de hidrogênio há na molécula do ciclobuteno?
- a) 4.
  - b) 5.
  - c) 6.
  - d) 7.
  - e) 8.
7. (UFRGS-RS) A fluoxetina, presente na composição química do Prozac, apresenta fórmula estrutural



Com relação a esse composto, é correto afirmar que ele apresenta:

- a) cadeia carbônica cíclica e saturada.
  - b) cadeia carbônica aromática e homogênea.
  - c) cadeia carbônica mista e heterogênea.
  - d) somente átomos de carbonos primários e secundários.
  - e) fórmula molecular  $C_{17}H_{16}ONF$ .
8. (Ufla-MG) De acordo com a Iupac, o nome **correto** do isopreno, o monômero básico dos polímeros, é:



- a) 4-metil-1,3-butadieno.
  - b) 2-metileno-1,3-butadieno.
  - c) 4-vinil-1-penteno.
  - d) 2-metil-1,3-butadieno.
  - e) 2-metil-1,3-pentadieno.
9. (UFPI) Para um melhor aproveitamento dos recursos naturais, algumas das frações do petróleo podem sofrer transformações em outros tipos de compostos químicos. Sobre essas transformações, assinale a alternativa correta.
- a) A isomerização transforma alcanos de cadeia ramificada em alcanos de cadeia normal.
  - b) O craqueamento pode converter hidrocarbonetos de pontos de ebulição mais altos em gasolina.
  - c) A diminuição da ramificação nos alcanos melhora o desempenho da gasolina.
  - d) A polimerização pode levar à formação de compostos halogenados.
  - e) O craqueamento térmico, realizado na ausência de um catalisador, produz, principalmente, hidrocarbonetos com cadeias ramificadas.

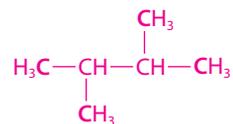
10. (UEL-PR) Na fórmula:



x e y representam, respectivamente, ligações:

- a) simples e dupla.
  - b) dupla e dupla.
  - c) tripla e simples.
  - d) tripla e tripla.
  - e) dupla e tripla.
11. (UEL-PR) Quantos átomos de carbonos primários há na cadeia do composto 2,3-dimetilbutano?
- a) 1.
  - b) 2.
  - c) 3.
  - d) 4.
  - e) 5.

(Os carbonos primários estão identificados em **negrito**.)



12. (UFRR, adaptada) Na estrutura do 1,3-pentadieno, o número de carbonos insaturados é:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.
- e) 5.

(O único carbono saturado está identificado em **negrito**; os demais são insaturados.)



13. (UEL-PR) Um dos hidrocarbonetos de fórmula  $C_5H_{12}$  pode ter cadeia carbônica:

- a) cíclica saturada.
- b) acíclica heterogênea.
- c) cíclica ramificada.
- d) aberta insaturada.
- e) aberta ramificada.

14. (UFPE, adaptada) Qual das fórmulas moleculares representa um ciclano?

- a)  $C_6H_{14}$
- b)  $C_6H_{12}$
- c)  $C_6H_{10}$
- d)  $C_6H_8$
- e)  $C_6H_6$

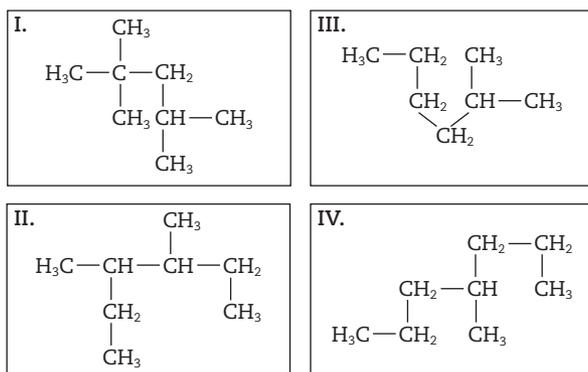
15. (UEL-PR) A união dos radicais metil e propil dá origem ao:

- a) butano.
- b) metilpropano.
- c) pentano.
- d) dimetilpropano.
- e) metilbutano.



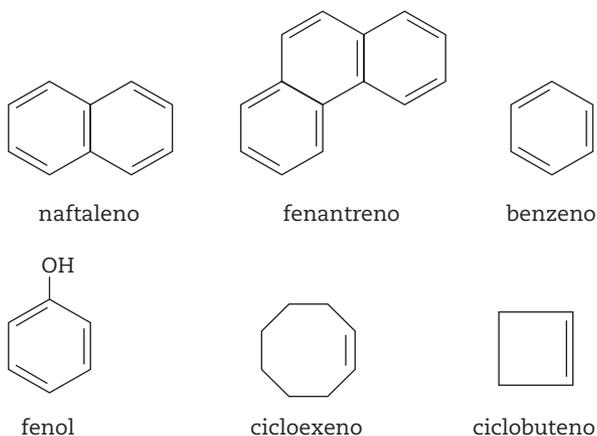
Unindo as ramificações teremos butano.

16. (Uerj) Uma mistura de hidrocarbonetos e aditivos compõe o combustível denominado gasolina. Estudos revelaram que, quanto maior o número de hidrocarbonetos ramificados, melhor é a *performance* da gasolina e o rendimento do motor. Observe as estruturas dos hidrocarbonetos a seguir:

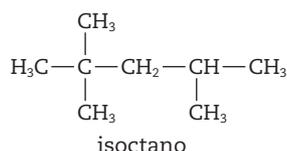


O hidrocarboneto mais ramificado é o de número:

- a) IV.      b) III.      c) II.      **d) I.**
17. (UEL-PR) As substâncias de fórmula  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$  e  $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  têm diferentes:
- a) fórmulas moleculares.      d) massas molares.  
b) fórmulas mínimas.      **e) cadeias carbônicas.**  
c) composições centesimais.
18. (UFPE) Segundo as estruturas dos compostos descritos a seguir, quais deles não são aromáticos?

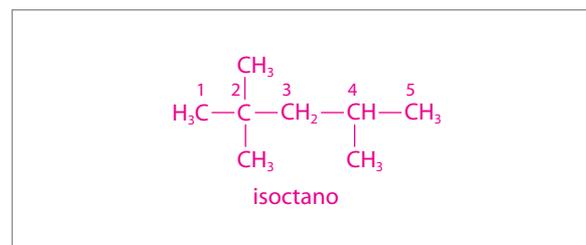


- a) naftaleno e fenantreno.  
**b) cicloexeno e ciclobuteno.**  
c) benzeno e fenantreno.  
d) ciclobuteno e fenol.  
e) cicloexeno e benzeno.
19. (UFRJ) O isoctano e outras moléculas de hidrocarbonetos ramificados são mais desejáveis, nas gasolinas comerciais, do que moléculas de cadeia linear, uma vez que estas sofrem ignição de forma explosiva, causando até perda de potência.

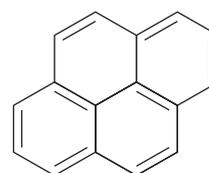


Assinale a opção que apresenta a nomenclatura correta do isoctano.

- a) 2,2,3-trimetil-pentano.  
**b) 2,2,4-trimetil-pentano.**  
c) 2,2,4-trimetil-butano.  
d) 2,2,3-dimetil-pentano.  
e) 2,2,4-trimetil-hexano.



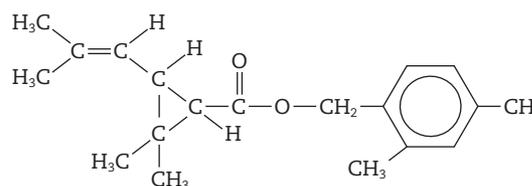
20. (UFRGS-RS) A fumaça liberada na queima de carvão contém muitas substâncias cancerígenas, dentre elas os benzopirenos, como, por exemplo, a estrutura abaixo:



Sua cadeia carbônica corresponde a um:

- a) hidrocarboneto, insaturado, aromático, com núcleos condensados.**  
b) hidrocarboneto, alicíclico, insaturado, com três núcleos condensados.  
c) heterocíclico, saturado, aromático.  
d) ciclo homogêneo, saturado, aromático.  
e) alqueno, insaturado, não aromático.
21. (UFU-MG) O hidrocarboneto que apresenta cadeia acíclica, ramificada, saturada e homogênea é:
- a) 4-etil-4,5-dimetil-2-heptano.  
b) 4-isopropil-2,4,5-trimetil-2-hepteno.  
**c) 2,4,5-trimetil-4-propileptano.**  
d) 2-etil-4-isopropil-1-metilcicloexano.

22. (UnB-DF) As piretrinas constituem uma classe de inseticidas naturais de amplo emprego, tendo em vista que não são tóxicas para os mamíferos. Essas substâncias são extraídas das flores de crisântemo. A estrutura que se segue mostra um exemplo de piretrina.



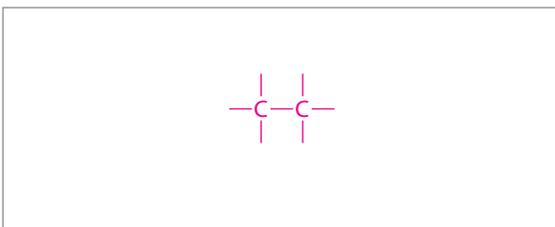
A estrutura apresentada contém:

- (V)** um anel aromático trissubstituído.  
**(V)** um anel ciclopropânico.  
**(F)** apenas três grupos metila.

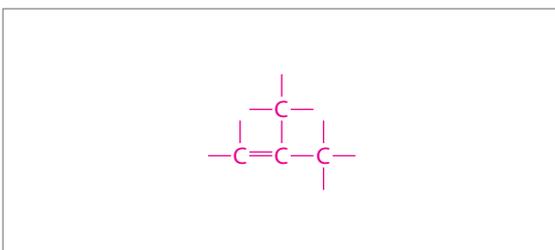
23. (UFF-RJ) A estrutura dos compostos orgânicos começou a ser desvendada nos meados do século XIX, com os estudos de Couper e Kekulé, referentes ao comportamento químico do carbono. Dentre as ideias propostas, três particularidades do átomo de carbono são fundamentais, sendo que uma delas refere-se à formação de cadeias.

Escreva a fórmula estrutural (contendo o menor número de átomos de carbono possível) de hidrocarbonetos apresentando cadeias carbônicas com as seguintes particularidades:

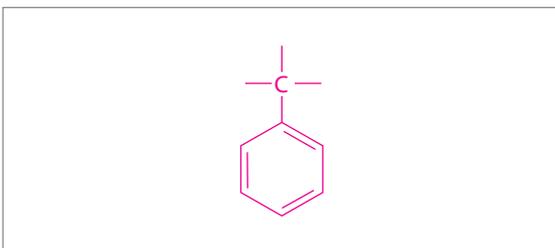
- a) Acíclica, normal, saturada, homogênea;



- b) Acíclica, ramificada, insaturada, homogênea;



- c) Aromática, mononuclear, ramificada;



24. (UFSCar-SP) Veículos com motores flexíveis são aqueles que funcionam com álcool, gasolina ou com a mistura de ambos. Esse novo tipo de motor proporciona ao condutor do veículo a escolha do combustível ou da proporção de ambos, quando misturados, a utilizar em seu veículo. Essa opção também contribui para economizar dinheiro na hora de abastecer o carro, dependendo da relação dos preços do álcool e da gasolina. No Brasil, o etanol é produzido a partir da fermentação da cana-de-açúcar, ao passo que a gasolina é obtida do petróleo.

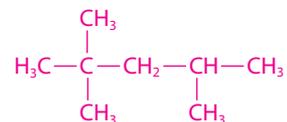
- a) Escreva as equações, devidamente balanceadas, da reação de combustão completa do etanol,  $C_2H_6O$ , e da reação de obtenção do etanol a partir da fermentação da glicose.



- b) Qual é o nome dado ao processo de separação dos diversos produtos do petróleo? Escreva a fórmula estrutural do 2,2,4-trimetil-pentano, um constituinte da gasolina que aumenta o desempenho do motor de um automóvel.

Destilação fracionada.

A fórmula estrutural do 2,2,4-trimetil-pentano é:



25. (UFV-MG) O craqueamento de hidrocarbonetos de massa molecular elevada, presentes no petróleo, permite a obtenção de moléculas menores que podem ser usadas como combustíveis ou como matérias-primas para a indústria. Um exemplo desse craqueamento é a reação representada abaixo, que ocorre à temperatura de  $500^\circ C$ .



Complete a tabela abaixo com uma estrutura correta para as fórmulas dadas e as respectivas funções orgânicas e nomes.

Fórmula	$C_2H_4$	$C_3H_6$
Estrutura		
Função	hidrocarboneto	hidrocarboneto
Nome	eteno	propeno

26. (Fatec-SP) O gás liquefeito de petróleo, GLP, é uma mistura de propano,  $C_3H_8$ , e butano,  $C_4H_{10}$ . Logo, esse gás é uma mistura de hidrocarbonetos da classe dos:

- a) alcanos.  
b) alcenos.  
c) alcinos.  
d) cicloalcanos.  
e) cicloalcenos.

27. (UFMS-RS) O petróleo é fundamental ao conforto da nossa sociedade de consumo. Entretanto, em bombásticas notícias sobre derramamentos em mares e oceanos, torna-se vilão terrível. O petróleo bruto não é miscível com a água, pois seus constituintes:

- a) são formados principalmente por átomos de carbono e hidrogênio em moléculas apolares.  
b) possuem muitos grupos funcionais capazes de formar ligações de hidrogênio com a água.  
c) formam substâncias iônicas contendo átomos de C, O e H.  
d) possuem muitos grupos funcionais hidrofílicos.  
e) são formados por átomos de carbono, hidrogênio e nitrogênio com muitas ligações peptídicas.

# Principais classes funcionais de compostos orgânicos

Os compostos orgânicos que apresentam propriedades químicas semelhantes são agrupados de acordo com suas características comuns, ou seja, em classes funcionais, que se diferenciam pelo grupo funcional que possuem.

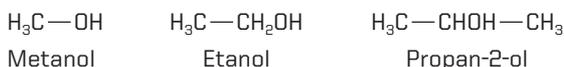
## Álcoois

- ▶ São compostos que apresentam um ou mais grupos hidroxila ( $-\text{OH}$ ) ligados a átomos de carbono saturados. Álcoois de massa molecular baixa são polares e solúveis na água. À medida que a cadeia carbônica aumenta, diminui a solubilidade em água e aumenta o seu caráter apolar.
- ▶ Nos álcoois, as moléculas se unem por meio de ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio), devido à presença da hidroxila.

## Nomenclatura (regras da IUPAC)

- ▶ Segue as mesmas regras dos hidrocarbonetos, com as seguintes modificações:
  - Muda a terminação **o** dos hidrocarbonetos pela terminação **ol** dos álcoois.
  - A numeração da cadeia carbônica começa na extremidade mais próxima do grupo  $-\text{OH}$ .

Exemplos:



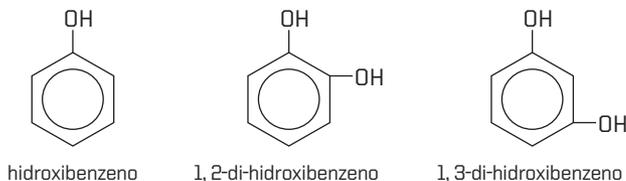
## Fenóis

- ▶ São compostos derivados de substâncias aromáticas que se obtêm substituindo átomos de hidrogênio do anel aromático pelo grupo hidroxila.
- ▶ Apresentam caráter ácido e são solúveis em água.

## Nomenclatura (regras da IUPAC)

- ▶ Usa-se o prefixo **hidroxi**. Havendo necessidade de numeração, esta se inicia pela hidroxila e segue a regra dos menores números.

Exemplos:



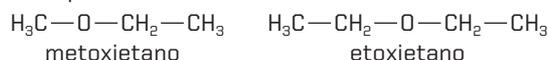
## Éteres

- ▶ São compostos que apresentam um átomo de oxigênio posicionado entre carbonos.
- ▶ São compostos fracamente polares e apresentam baixa solubilidade na água.

## Nomenclatura (regras da IUPAC)

- ▶ Nome do grupo menor com terminação **oxi** + nome correspondente ao **hidrocarboneto** do grupo maior.

Exemplos:

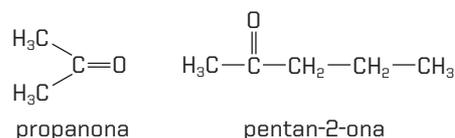


## Cetonas

- ▶ São compostos que apresentam o grupo carbonila,  $\text{C}=\text{O}$ , como grupo principal. Nas cetonas, esse grupo deve estar posicionado entre carbonos.

## Nomenclatura (regras da IUPAC)

- ▶ Troca-se a terminação **o** dos hidrocarbonetos pela terminação **ona**. A numeração da cadeia carbônica começa na extremidade mais próxima do grupo **carbonila**.



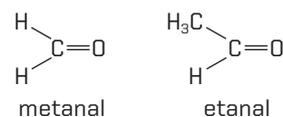
## Aldeídos

- ▶ São compostos que apresentam o grupo aldóxila,  $-\text{CHO}$ , (radical formila - CHO) como grupo principal. Esse grupo sempre está na extremidade da cadeia carbônica.
- ▶ Os aldeídos mais simples são bastante solúveis em água (molécula polar) e em alguns solventes apolares.

## Nomenclatura (regras da IUPAC)

- ▶ Troca-se a terminação **o** dos hidrocarbonetos por **al**. O carbono 1 da cadeia principal é o radical do grupo formila.

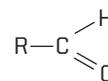
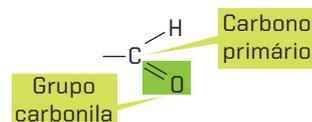
Exemplos:



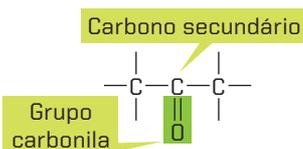
## Resumindo

Função aldeído

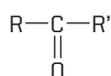
Fórmula geral dos aldeídos



Função cetona



Fórmula geral das cetonas

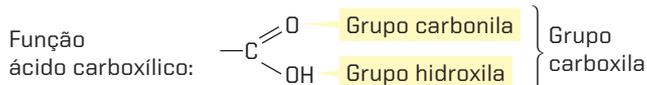


## Ácidos carboxílicos

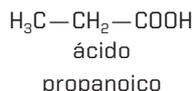
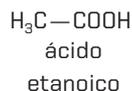
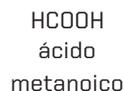
- São compostos que apresentam o grupo carboxila —COOH, como grupo funcional. A cadeia é numerada a partir da extremidade que contém o grupo carboxila.

### Nomenclatura (regras da IUPAC)

- Troca-se a terminação **o** dos hidrocarbonetos por **oico**. O carbono 1 da cadeia principal é o radical do grupo carboxila.

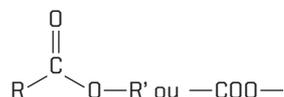


Exemplos:



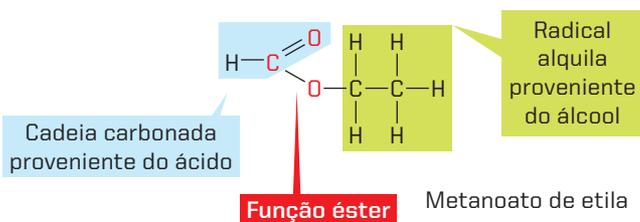
## Ésteres

- São compostos derivados dos ácidos carboxílicos e apresentam como grupo funcional o grupo

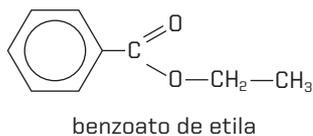
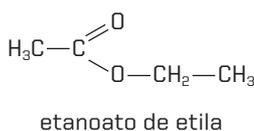


### Nomenclatura (regras da IUPAC)

- Troca-se a terminação **ico** do ácido pela terminação **ato**, seguida do radical ligado ao oxigênio com terminação **a**.



Exemplos:



## Aminas

- São compostos derivados da amônia (NH<sub>3</sub>), em que átomos de hidrogênio são substituídos por radicais derivados dos hidrocarbonetos. Conforme o número de hidrogênios substituídos, temos:

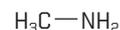
Amina	Primária	$\begin{array}{c}   \\ -C-NH_2 \\   \end{array}$	Exemplo	H <sub>3</sub> C—NH <sub>2</sub> metilamina
	Secundária	$\begin{array}{c} H \\   \\ -C-N-C- \\   \quad   \end{array}$	Exemplo	H <sub>3</sub> C—N—CH <sub>3</sub> H dimetilamina
	Terciária	$\begin{array}{c}   \\ -C- \\   \\ -C-N-C- \\   \quad   \end{array}$	Exemplo	H <sub>3</sub> C—N—CH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> trimetilamina

- Amina primária: substituição de um átomo de hidrogênio da molécula da amônia.
- Amina secundária: substituição de dois átomos de hidrogênio da molécula da amônia.
- Amina terciária: substituição de três átomos de hidrogênio da molécula da amônia.
- Apresentam caráter básico.

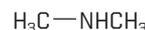
### Nomenclatura (regras da IUPAC)

- Nome do radical derivado do hidrocarboneto + **amina**.

Exemplos:



metilamina



dimetilamina



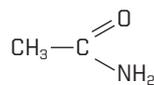
fenilamina

## Amidas

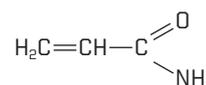
- São compostos derivados dos ácidos carboxílicos. O grupo —OH do ácido é substituído por um grupo amina: —NH<sub>2</sub>.

### Nomenclatura (regras da IUPAC)

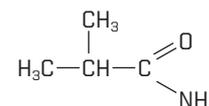
- Nome do hidrocarboneto + **amida**.



etanamida



propenamida



2-metil-propanamida

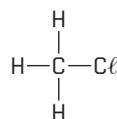
## Haletos orgânicos

- Compostos derivados dos hidrocarbonetos a partir da substituição de um ou mais átomos de hidrogênio por átomos dos elementos da família dos halogênios (flúor, cloro, bromo e iodo).

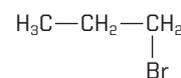
### Nomenclatura (regras da IUPAC)

- Nome do(s) átomo(s) de halogênio(s) como radical(is) + nome da cadeia carbônica.

Exemplos:



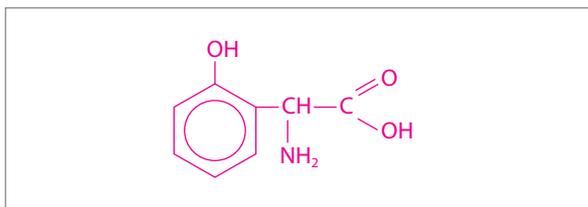
cloro-metano



1-bromo-propano

## No Vestibular

1. (UFPR) Construa a fórmula de um composto aromático que possua, na mesma estrutura, as funções orgânicas fenol, amina e ácido carboxílico.



2. (UFRJ) Os mais famosos violinos do mundo foram fabricados entre 1600 e 1750 pelas famílias Amati, Stradivari e Guarneri.

Um dos principais segredos desses artesãos era o verniz, tido como o responsável pela sonoridade única desses instrumentos.

Os vernizes antigos eram preparados a partir de uma mistura de solventes e resinas, em diferentes proporções. Uma receita datada de 1650 recomendava a mistura de resina de pinheiro, destilado de vinho e óleo de lavanda. O quadro a seguir ilustra as principais substâncias presentes nos ingredientes da receita.



Ingrediente	Substâncias principais
Resina de pinheiro	
Destilado de vinho	
Óleo de lavanda	

- a) Indique as funções das principais substâncias encontradas no verniz.

Hidrocarboneto; ácido carboxílico, álcool e éster.

- b) Escreva a fórmula molecular do composto III.



3. (UFPE) Relacione os compostos orgânicos listados na primeira coluna com as substâncias da segunda coluna:

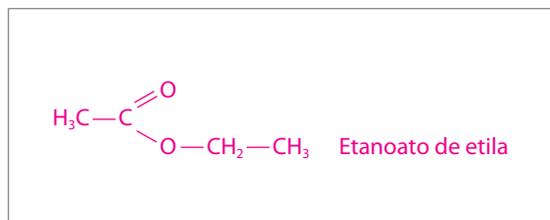
- |                        |                          |
|------------------------|--------------------------|
| (1) $CH_3COOH$         | ( ) formol               |
| (2) $CH_3COCH_3$       | ( ) cachaça              |
| (3) $HCOH$             | ( ) removedor de esmalte |
| (4) $CH_3CH_2CH_2CH_3$ | ( ) vinagre              |
| (5) $CH_3CH_2OH$       | ( ) gás de cozinha       |

Lendo-se os números da segunda coluna, de cima para baixo, obtém-se:

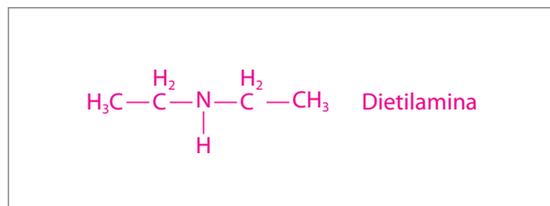
- a) 1, 5, 2, 4, 3.      **d)** 3, 5, 2, 1, 4.  
 b) 4, 2, 3, 1, 5.      e) 5, 2, 1, 3, 4.  
 c) 3, 4, 1, 5, 2.

4. (Unesp) Escreva a fórmula estrutural e o nome de:

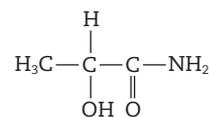
- a) um éster com pelo menos quatro átomos de carbono na molécula.



- b) uma amina secundária com pelo menos quatro átomos de carbono na molécula.



5. (UFRR, adaptada) O composto:



apresenta radicais que caracterizam:

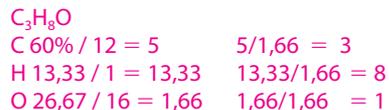
- a) álcool e aminoácido.      **d)** álcool e amida.  
 b) fenol e ácido.              e) álcool e cetona.  
 c) álcool e amina.

6. (Unesp) Um éter, de massa molar 60 g/mol, tem a seguinte composição centesimal:

C = 60%; H = 13,33%; O = 26,67%

(Massas molares, em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16)

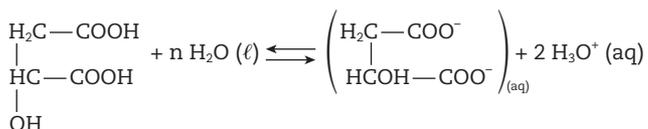
- a) Determine a fórmula molecular do éter.



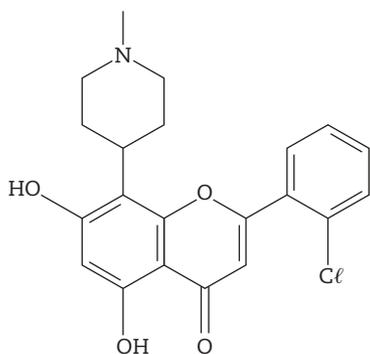
- b) Escreva a fórmula estrutural e o nome do éter.



7. (UFPE) Na estrutura do ácido málico, que aparece na reação a seguir, estão presentes os grupos funcionais \_\_\_\_\_ e \_\_\_\_\_, que representam as funções orgânicas \_\_\_\_\_ e \_\_\_\_\_.



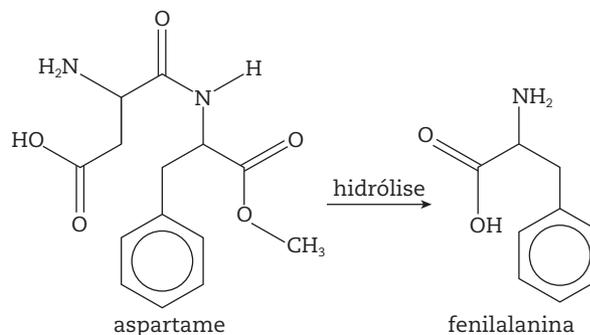
- a) hidroxila e carbonila; fenol e aldeído.  
 b) carbonila e carboxila; cetona e ácido carboxílico.  
 c) hidroxila e carboxila; álcool e ácido carboxílico.  
 d) carbonila e hidroxila; éster e álcool.  
 e) carboxila e carbonila; ácido carboxílico e éster.
8. (UFRGS-RS) Entre as muitas drogas utilizadas no tratamento da aids, destaca-se o flavopiridol (estrutura a seguir), que é capaz de impedir a atuação da enzima de transcrição no processo de replicação viral.



Nessa molécula estão presentes as funções orgânicas:

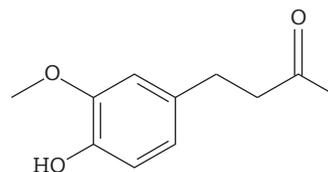
- a) amina, éster, cetona e fenol.  
 b) amina, éter, halogeneto de arila e álcool.  
 c) éster, cetona, halogeneto de arila e álcool.  
 d) éter, amina, halogeneto de alquila e fenol.  
 e) éter, halogeneto de arila, fenol e cetona.
9. (UFG-GO) O aspartame é utilizado como edulcorante em alimentos dietéticos. Assim que ingerido, ele é convertido em fenilalanina, um aminoácido, através de uma reação de hidrólise, conforme equação química da figura a seguir. No organismo humano, o excesso desse aminoácido é metabolizado, inicialmente, pela enzima fenilalanina-hidroxilase, que realiza uma hidroxilação na posição do anel aromático, produzindo outro aminoácido, a tirosina. Pessoas portadoras de uma herança autossômica recessiva para o gene que codifica tal enzima não conseguem realizar essa etapa do metabolismo e, portanto, não

podem ingerir alimentos que contenham fenilalanina, ou seu precursor, em grandes quantidades. Essa falha no metabolismo é conhecida como fenilcetonúria, e seus portadores como fenilcetonúricos.



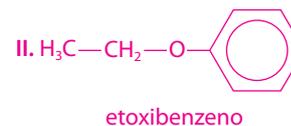
De acordo com os dados apresentados, a hidrólise do aspartame ocorre nas ligações que caracterizam os seguintes grupos funcionais:

- a) amina e éster.  
 b) amina e éter.  
 c) amida e éster.  
 d) amida e ácido carboxílico.  
 e) amina e ácido carboxílico.
10. (UFMG) A gingerona é um componente do gengibre-rizoma (ou caule subterrâneo) do *Zingiber officinale*, de fórmula:

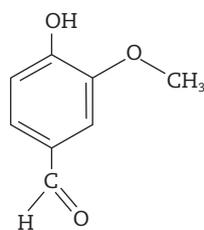
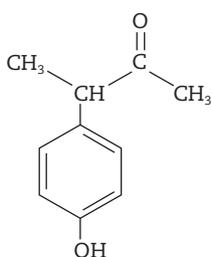
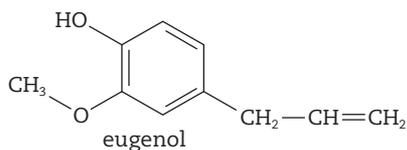
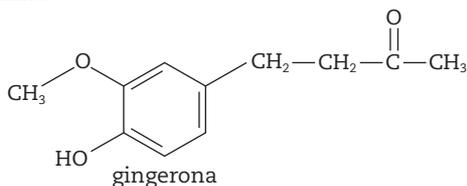


Ele apresenta grupos funcionais de:

- a) éter, fenol e cetona.  
 b) fenol, éster e aldeído.  
 c) álcool, éster e aldeído.  
 d) álcool, éter e cetona.
11. (Unesp, adaptada) Considerar os radicais etila e fenila. Escrever as fórmulas estruturais de compostos pertencentes às funções: I – amina, II – éter e III – cetona, que contenham os dois radicais em cada composto, e seus respectivos nomes.

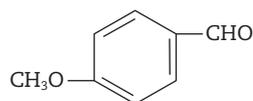
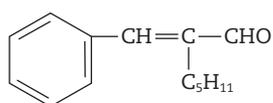
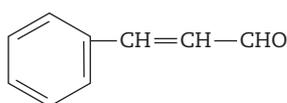


12. (PUC-SP) Os aromas e sabores dos alimentos são essenciais para nossa cultura na escolha, no preparo e na degustação dos alimentos. A seguir estão representadas algumas das substâncias responsáveis pelas sensações características do gengibre, da framboesa, do cravo e da baunilha.



A função química presente nas quatro estruturas representadas é:

- a) éster.                      c) cetona.                      **e) fenol.**  
 b) álcool.                      d) aldeído.
13. (Uerj) As fragrâncias características dos perfumes são obtidas a partir de óleos essenciais. Observe as estruturas químicas de três substâncias comumente empregadas na produção de perfumes:



O grupo funcional comum às três substâncias corresponde à seguinte função orgânica:

- a) éter.                      c) cetona.  
 b) álcool.                      **d) aldeído.**
14. (UEL-PR) As aminas são um grupo de substâncias orgânicas usadas como medicamento. A ingestão de um anti-histamínico diminui o efeito da histamina, que é uma substância produzida pelo corpo humano em resposta às reações alérgicas. O medicamento Toradol é usado por dentistas para aliviar a dor de seus pacientes.

As fórmulas das substâncias citadas no texto estão apresentadas na sequência.

(A) Anti-histamínico	
(B) Histamina	
(C) Toradol	

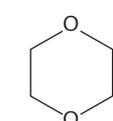
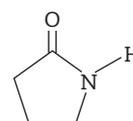
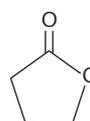
Com relação às fórmulas das moléculas representadas em (A), (B) e (C), são feitas as seguintes afirmativas:

- I. Na fórmula (A), identificam-se as funções éter e amina.  
 II. A histamina (B) possui duas aminas secundárias e uma amida.  
 III. A fórmula molecular da molécula (C) é  $C_{15}NO_3H$ .  
 IV. Na fórmula (C) identificam-se as funções cetona, amina e ácido carboxílico.

Assinale a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

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

15. (Ufla-MG) Os compostos a seguir, uma lactona, uma lactama e o 1,4-dioxano, pertencem a quais grupos funcionais, respectivamente?



- a) Éster, amida e éter**  
 b) Cetona, amina e éter  
 c) Cetona, amida e éster  
 d) Éter, amina e éster

16. (UFRGS-RS, adaptada) Assinale a alternativa que apresenta a associação correta entre a fórmula molecular, o nome e uma aplicação do respectivo composto orgânico.

- a)  $CH_3COOCH_2CH_3$  – acetato de butila – aroma artificial de fruta  
**b)  $CH_3CH_2OCH_2CH_3$  – etoxietano – anestésico**  
 c)  $CH_3CH_2COCH_3$  – propanona – removedor de esmalte  
 d)  $CH_3CH_2COOH$  – ácido butanoico – produção de vinagre

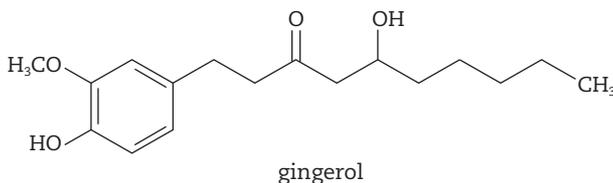
17. (UFRGS-RS) Os LCDs são mostradores de cristal líquido que contêm em sua composição misturas de substâncias orgânicas.

A substância DCH-2F é um cristal líquido nemático utilizado na construção de mostradores de matriz ativa de cristais líquidos. Sua estrutura está representada a seguir.



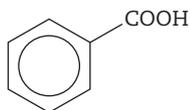
A substância DCH-2F é um:

- a) isocianeto aromático.  
b) cianeto aromático.  
c) haleto orgânico.  
d) alceno saturado.  
e) hidrocarboneto aromático.
18. (UFU-MG) O gingerol, cuja estrutura está representada adiante, é uma substância encontrada no gengibre, responsável pela sensação ardente quando este é ingerido. Essa substância apresenta propriedades cardiotônicas e antieméticas.



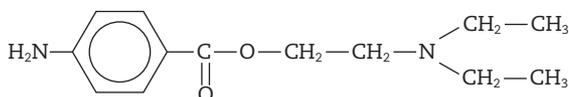
É correto afirmar que o gingerol:

- a) apresenta fórmula molecular  $C_{17}H_{26}O_4$  e caráter ácido pronunciado pela presença do fenol.  
b) apresenta fórmula molecular  $C_{17}H_{23}O_4$  e é um composto saturado e de cadeia heterogênea.  
c) apresenta função mista: cetona, álcool e éster, e caráter básico evidente pela presença do anel.  
d) é um composto apolar de cadeia aromática, homogênea e mista.
19. (Unaerp-SP) A substância a seguir é utilizada como conservante na indústria alimentícia, com o código PI.



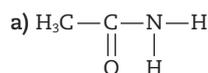
Seu nome oficial, segundo a Iupac, é:

- a) benzaldeído.  
b) benzeno.  
c) ciclo-hexanol.  
d) ácido benzoico.  
e) acetofenona.
20. (UFPA, adaptada) A procaína utilizada como um anestésico de ação local apresenta a fórmula estrutural representada na figura a seguir:

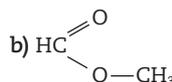


Com base nessa fórmula estrutural, pode-se afirmar que as funções orgânicas presentes nessa substância são:

- a) amina primária, cetona e éter.  
b) amina primária, amina terciária e éster.  
c) amina terciária, amida e éster.  
d) amida, cetona e éter.  
e) amina, éter e éster.
21. (Unesp) Escreva os nomes e as funções orgânicas das substâncias cujas fórmulas são mostradas nas figuras a seguir:



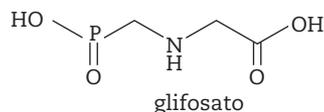
Etanamida (acetamida): função amida.



Metanoato de metila (formiato de metila): função éster.

22. (UFRJ) O cultivo de espécies de soja geneticamente modificada (soja transgênica) é um assunto em discussão em nosso país. Entre outros pontos polêmicos, destacam-se: o impacto ambiental, os efeitos de alimentos transgênicos nos seres humanos e os aspectos de dependência tecnológica envolvidos.

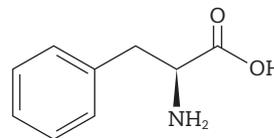
A alteração do código genético da soja permite produzir sementes resistentes ao uso de herbicidas utilizados no combate de ervas daninhas. Um dos herbicidas mais utilizados é o chamado glifosato:



Dê o nome de dois grupos funcionais orgânicos presentes na molécula do glifosato.

Grupo carboxila e grupo amino

23. (PUC-RJ) Nossos corpos podem sintetizar onze aminoácidos em quantidades suficientes para nossas necessidades. Não podemos, porém, produzir as proteínas para a vida a não ser ingerindo os outros nove, conhecidos como aminoácidos essenciais.



Assinale a alternativa que indica apenas as funções orgânicas encontradas no aminoácido essencial fenilalanina, mostrada na figura anterior.

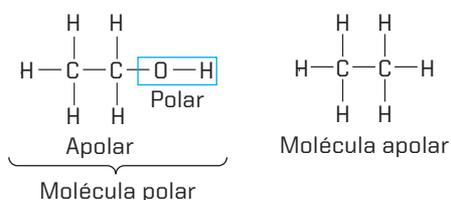
- a) Álcool e amida  
b) Éter e éster  
c) Ácido orgânico e amida  
d) Ácido orgânico e amina primária  
e) Amina primária e aldeído

# Propriedades físicas e caráter ácido e básico nos compostos orgânicos

As interações intermoleculares e a polaridade das moléculas exercem grande influência nas propriedades físicas dos compostos orgânicos. Conhecer o caráter ácido ou básico dos compostos orgânicos é fundamental, pois possibilita prever os produtos de uma série de reações orgânicas utilizadas nos laboratórios e nas indústrias.

## Polaridade dos compostos orgânicos

- Compostos orgânicos formados somente por carbono e hidrogênio são apolares (as eletronegatividades do carbono e do hidrogênio são muito próximas).
- Compostos orgânicos formados por carbono, hidrogênio e outro elemento químico são polares.



## Principais classes funcionais e suas polaridades

Classes funcionais	Hidrocarbonetos	Éter, aldeído e cetona	Álcool, ácidos carboxílicos e aminas
Polaridade	Apolar	Polar	Polar
Força da interação intermolecular	Fraca	Média	Forte
Nome da interação intermolecular	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	Dipolo-dipolo ou dipolo permanente	Ligações ou pontes de hidrogênio
Exemplos	CH <sub>4</sub> : metano C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> : etano	CH <sub>3</sub> OCH <sub>3</sub> : metoximetano CH <sub>3</sub> COH: etanal CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub> : propanona	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH: etanol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH: ácido etanoico CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> : etilamina

**Observação:** ligações de hidrogênio ocorrem entre átomos de elementos que apresentam grande diferença de eletronegatividade (O e H, N e H e F e H).

Ácidos carboxílicos apresentam polaridade acentuada, devido à presença do grupo carboxila (COOH) na sua estrutura.

## Solubilidade dos compostos orgânicos

- Uma substância é solúvel em outra quando ambas apresentam o mesmo tipo de forças intermoleculares e quase sempre com a mesma intensidade. Para compreender me-

lhor esse fenômeno, podemos utilizar o seguinte princípio: “semelhante dissolve semelhante”, ou seja, solventes polares dissolvem substâncias polares e solventes apolares dissolvem substâncias apolares.

## Hidrocarbonetos

- São compostos apolares que apresentam pouca solubilidade em água (polar) e grande solubilidade na gasolina (mistura de octano e heptano), que é apolar.

## Álcoois

- São moléculas que apresentam uma parte apolar (cadeia carbônica) e outra polar. Logo, quanto maior for a cadeia carbônica, menor será a solubilidade em água.

Álcool	Fórmula	Solubilidade (g/100 g de H <sub>2</sub> O)
Etanol	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	Infinita
propan-1-ol	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	Infinita
butan-1-ol	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> OH	7,9

## Ponto de ebulição

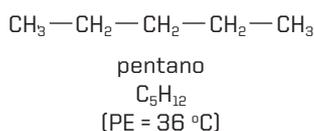
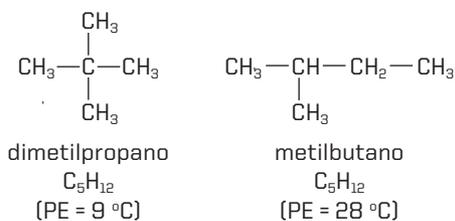
- Depende de dois fatores:
  - intensidade da força intermolecular
  - tamanho da molécula (massa molecular)
- Para moléculas com o mesmo tipo de interação intermolecular, quanto maior for a cadeia carbônica, maior será o seu ponto de ebulição.

Molécula	Interação intermolecular	Ponto de ebulição
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	36 °C
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	69 °C
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	126 °C

Molécula	Interação intermolecular	Ponto de ebulição
CH <sub>3</sub> OH	Ligações ou pontes de hidrogênio	65 °C
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Ligações ou pontes de hidrogênio	78 °C
C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	Ligações ou pontes de hidrogênio	118 °C

## Presença de ramificações na cadeia carbônica

- ▶ Quando comparamos substâncias com a mesma massa molecular e com o mesmo tipo de interação, quanto mais extensa for a cadeia carbônica (menor número de ramificações), maior será o ponto de ebulição, devido à maior extensão para a atuação das forças intermoleculares.



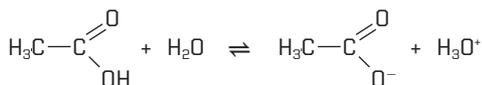
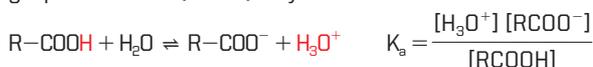
- ▶ Para moléculas com aproximadamente a mesma massa molecular, quanto maior for a intensidade das forças intermoleculares, maior será o ponto de ebulição.

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\text{CH}_3\text{Cl}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
Massa molar	44 g/mol	50,5 g/mol	46 g/mol
Tipo de interação	Dipolo instantâneo-dipolo induzido	Dipolo permanente	Ligações ou pontes de hidrogênio
Ponto de ebulição	$-42,1^\circ\text{C}$	$-23,8^\circ\text{C}$	$+78,5^\circ\text{C}$

## Acidez na química orgânica

### Ácidos carboxílicos

- ▶ Sabemos que um ácido é forte quanto maior for a sua tendência a ionizar (liberar o íon  $\text{H}^+$ ). Quanto maior o valor da constante de ionização ( $K_a$ ), mais forte é o ácido. Todos os ácidos carboxílicos, quando ionizam, liberam o íon  $\text{H}^+$  do grupo carboxila ( $\text{COOH}$ ). Veja:

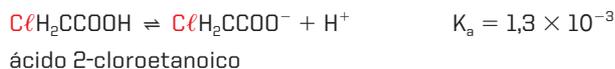
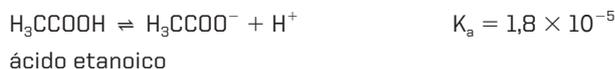


### Alterando a força de um ácido carboxílico

- ▶ A presença de espécies químicas de alta eletronegatividade (eletroatraentes), como os halogênios ( $-\text{F}$ ,  $-\text{Cl}$ ,  $-\text{Br}$ ,  $-\text{I}$ ) e outros grupos ( $-\text{NO}_2$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{CN}$ ,  $-\text{SO}_3\text{H}$ ), enfraquece a ligação  $\text{O}-\text{H}$ , aumentando sua acidez.

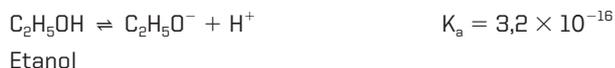
- ▶ A presença de grupos de átomos com baixa eletronegatividade, como  $-\text{CH}_3$ ,  $-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ ,  $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ , fortalecem a ligação  $\text{O}-\text{H}$ , diminuindo a sua acidez.

Exemplos:



## Fenóis e álcoois

- ▶ Apresentam caráter ácido, pois podem liberar o íon  $\text{H}^+$ .

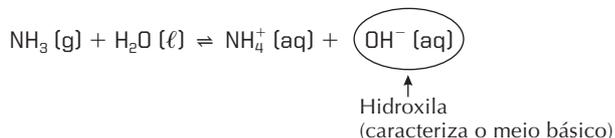


Esses valores de constante de ionização mostram que é mais fácil ionizar a molécula de água do que a molécula do álcool.

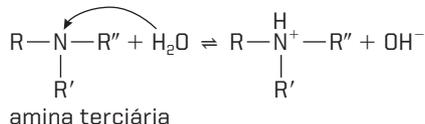
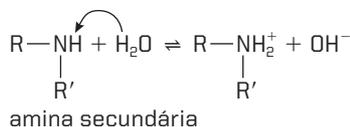
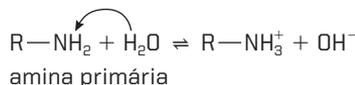
Ordem de acidez: álcool < água < fenol

## Basicidade na química orgânica

- ▶ A amônia ( $\text{NH}_3$ ) é um composto inorgânico, gasoso, que reage com água, dando origem a íons  $\text{OH}^-$ . Isso revela seu caráter básico:

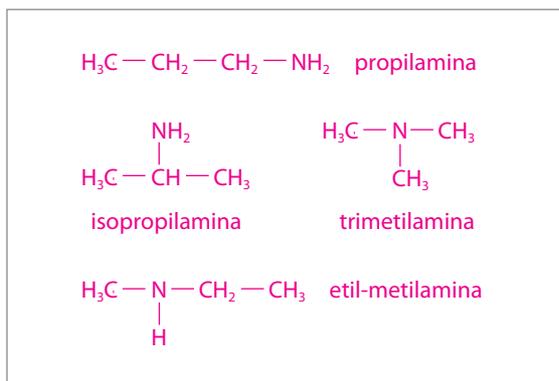


- ▶ As aminas são derivadas da amônia e também apresentam comportamento básico:



## No Vestibular

1. (Unesp) Há quatro aminas de fórmula molecular  $C_3H_9N$ .  
a) Escreva as fórmulas estruturais das quatro aminas.

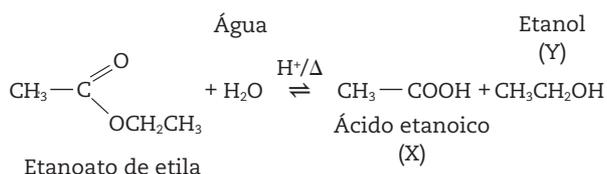


- b) Qual dessas aminas tem ponto de ebulição menor que as outras três? Justifique a resposta em termos de estrutura e forças intermoleculares.

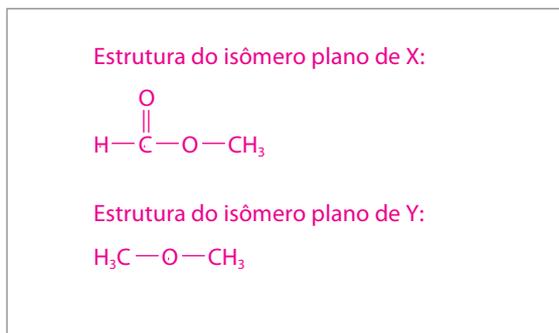
As quatro aminas são isômeras (apresentam a mesma massa molecular), e a que possui menor força intermolecular terá menor ponto de ebulição.

A única amina que não estabelece ligação ou ponte de hidrogênio (força intermolecular forte) é a trimetilamina; portanto, esta tem menor ponto de ebulição.

2. (Uerj) Um dos métodos de obtenção de ácido etanoico está esquematicamente mostrado a seguir:



- a) Para cada um dos produtos X e Y formados na reação acima, escreva a estrutura de um isômero plano em função.

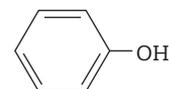


- b) Sabendo-se que os pontos de ebulição dos produtos X e Y são respectivamente  $118^\circ\text{C}$  e  $78^\circ\text{C}$ , apresente duas justificativas para essa diferença.

O ponto de ebulição do ácido etanoico é maior em função de ter:

- maior massa molecular.
- maior polaridade (o grupo carboxila é mais polar que o grupo hidroxila).

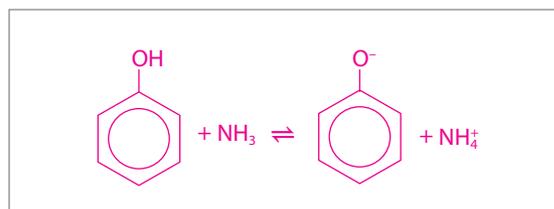
3. (Fuvest-SP, adaptada) O fenol, substância de caráter ácido, tem a fórmula estrutural a seguir:



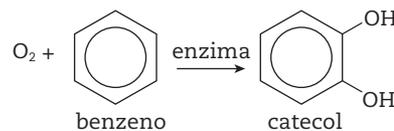
- a) Sob mesma pressão, o ponto de ebulição do fenol deve ser maior ou menor do que o do benzeno? Explique sua resposta.

Maior, devido à formação de ligações de hidrogênio.

- b) Escreva a equação da reação do fenol, atuando como doador de prótons, com amônia.



4. (UFG-GO) Quando uma pessoa inala benzeno, seu organismo dispara um mecanismo de defesa que o transforma no catecol, uma substância hidrossolúvel, como representado a seguir:



- a) Por que o catecol é mais solúvel em água que o benzeno? Devido à presença dos grupos OH, o catecol é uma

molécula polar e, portanto, solúvel em  $H_2O$ , que também é polar (o catecol forma ligações de H com a água).

- b) Explique por que, à temperatura ambiente e a 1 atm, o oxigênio é gás, o benzeno é líquido e o catecol é sólido.

O estado de agregação de um sistema depende principalmente do tipo de ligação intermolecular e

da massa molecular. Quanto mais intensa a ligação intermolecular e quanto maior a massa molecular, maior a agregação entre as moléculas.

Catecol apresenta ligações de hidrogênio (LH).

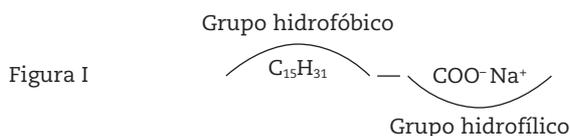
O<sub>2</sub> e benzeno apresentam Forças de Van der Waals (FVW).

Massa molecular do catecol > massa molecular do benzeno > massa molecular do O<sub>2</sub>.

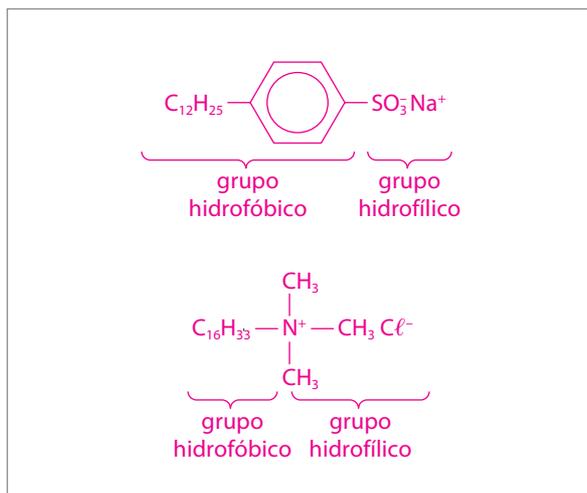
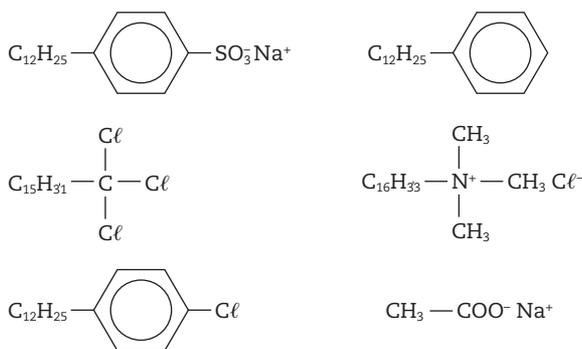
PE (LH) > PE (FVW)

Então: PE do catecol > PE do benzeno > PE do O<sub>2</sub>.

5. (Unicamp-SP) Substâncias com propriedades detergentes, como por exemplo os sabões, caracterizam-se por terem em suas moléculas um grupo hidrofílico, capaz de formar fortes ligações de hidrogênio com a água, e um grupo hidrofóbico, geralmente uma cadeia carbônica longa. Como exemplo de um sabão observe a figura I:

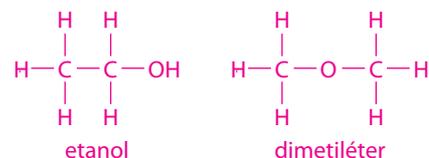


Das moléculas representadas na figura seguinte, copie as fórmulas das que poderiam apresentar propriedades detergentes e indique os grupos hidrofílicos e os hidrofóbicos.



6. (UFPA) O dimetiléter tem seu peso molecular igual a 46 e o ponto de ebulição igual a -25 °C. O álcool etílico (etanol) tem o mesmo peso molecular, mas um ponto de ebulição bem mais alto, igual a 78,3 °C. Apresente a fórmula estrutural de cada um dos compostos e, através delas, explique a grande diferença dos seus pontos de ebulição.

Observação: A fórmula molecular para ambos os compostos é C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.



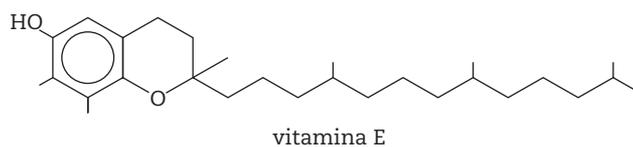
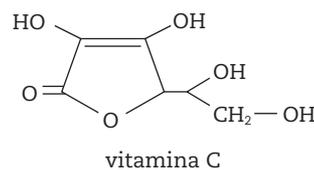
Como se pode ver, o etanol tem um grupamento OH que permite a formação de ligações de H entre as moléculas, o que explica o ponto de ebulição mais elevado.

7. (UFMS-RS) A questão a seguir refere-se a uma visita de Gabi e Tomás ao supermercado, com o objetivo de cumprir uma tarefa escolar. Convidamos você a esclarecer as dúvidas de Gabi e Tomás sobre a Química no supermercado.

Tomás portava um gravador e Gabi, uma planilha com as principais equações químicas e algumas fórmulas estruturais.

Na seção de "frutas e verduras", Tomás comprou espinafre, alegando necessitar de vitamina E para combater a anemia, enquanto Gabi preferiu frutas cítricas, devido a vitamina C.

Tomás lembrou a Gabi a necessidade de classificar essas vitaminas quanto à solubilidade em gorduras (lipossolúveis) e à solubilidade em água (hidrossolúveis), observando as estruturas



Com base nessas estruturas, é correto afirmar que:

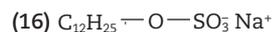
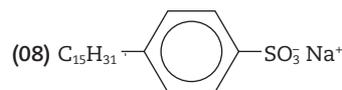
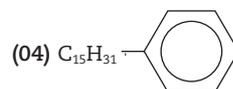
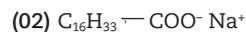
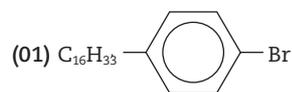
- ambas são lipossolúveis.
  - ambas são hidrossolúveis.
  - a vitamina C é hidrossolúvel, e a E é lipossolúvel.
  - a vitamina C é lipossolúvel, e a E é hidrossolúvel.
  - ambas são insolúveis.
8. (UFMG) O álcool etílico e o éter dimetilico são isômeros de fórmula molecular C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O. Embora essas duas substâncias tenham a mesma fórmula molecular, os calores de combustão de seus vapores são diferentes.

Todas as afirmativas a seguir apresentam um fator relevante para explicar a diferença dos calores de combustão desses dois compostos, **exceto**:

- a) As suas moléculas apresentam diferentes ligações químicas.  
b) As suas temperaturas de ebulição são diferentes.  
c) As suas fórmulas estruturais são diferentes.  
d) As suas moléculas correspondem a diferentes funções orgânicas.
9. (UFPI, adaptada) Após estudos podemos dizer que num álcool  $R-OH$ , a solubilidade em água varia inversamente com o tamanho de  $R$ . Esse fato se deve:
- a) somente às propriedades hidrófilas do radical hidroxila.  
b) às propriedades hidrófilas de  $R$ , qualquer que seja seu tamanho.  
c) às propriedades hidrófobas de  $R$ , qualquer que seja seu tamanho.  
d) ao fato de o aumento de  $R$  corresponder ao aumento da parte apolar hidrofóbica.  
e) ao fato de à diminuição de  $R$  corresponder uma diminuição na polaridade da molécula.
10. (Ufam, adaptada) Em relação ao 1-propanol e ao 1-butanol, foram feitas algumas afirmativas. A que não corresponde ao comportamento diferenciado destes álcoois é:
- a) A temperatura de ebulição do 1-butanol é maior.  
b) Na mesma temperatura, a pressão de vapor do 1-propanol é maior.  
c) Nas mesmas condições de operação, a volatilidade do 1-butanol é maior.  
d) O 1-propanol é mais solúvel em água.  
e) O 1-butanol é mais solúvel em  $n$ -hexano.
11. (UFPA) Assinale a alternativa **errada** relativa à comparação do ponto de ebulição de algumas substâncias orgânicas.
- a) A etilamina tem ponto de ebulição maior que o do éter metílico.  
b) O  $n$ -butanol tem ponto de ebulição maior que o do  $n$ -pentano.  
c) O éter metílico tem ponto de ebulição maior que o do etanol.  
d) O etanol tem ponto de ebulição maior que o do etanal.  
e) O butanol tem ponto de ebulição maior que o do éter etílico.
12. (UFRR, adaptada) Sobre os compostos butano, 1-butanol e ácido butanoico foram feitas as seguintes afirmações:
- I. Suas fórmulas moleculares são respectivamente  $C_4H_{10}$ ,  $C_4H_{10}O$  e  $C_4H_8O_2$ .  
II. A solubilidade em água do butano é maior do que a do 1-butanol.  
III. O ponto de ebulição do ácido butanoico é maior do que o do 1-butanol.  
IV. O ponto de fusão do butano é maior do que o do ácido butanoico.
- Estão **corretas** as afirmações:
- a) I, III e IV.      c) I e III.      e) I e II.  
b) II e IV.      d) III e IV.
13. (UEL-PR) Para saber se o benzeno é mais volátil do que o  $o$ -xileno, deve-se consultar uma tabela de:
- a) densidades.  
b) calores de combustão.

- c) temperaturas de ebulição.  
d) temperaturas de fusão.  
e) calores de formação.

14. (UEPG-PR) As moléculas de sabões e outros detergentes apresentam grupos hidrofílicos, que têm afinidade com a água, e grupos hidrofóbicos, que não têm afinidade com a água. Entre as estruturas representadas a seguir, assinale as que apresentam propriedades detergentes.



Soma:  $16 + 8 + 2 = 26$

15. (Uerj) Uma indústria química tem como despejo industrial as substâncias abaixo numeradas:

- I.  $CH_3 - COOH$   
II.  $CH_3 - CH_2 - OH$   
III.  $CH_3 - CH_2 - NH_2$   
IV.  $CH_3 - CONH_2$

Para processar um tratamento adequado a este despejo, a fim de evitar uma agressão ao meio ambiente, foram necessários vários tipos de procedimentos. A primeira substância tratada foi a de caráter básico mais acentuado, que corresponde à de número:

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

16. (Ufes) Considere os ácidos:

- I.  $Cl_3C - CO_2H$   
II.  $CH_3 - CO_2H$   
III.  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CO_2H$   
IV.  $HCO_2H$

A opção que representa corretamente a ordem crescente de acidez é:

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

17. (Ufes) O etanol se mistura com a água em qualquer proporção. Outra característica do etanol é que ele apresenta uma parte apolar em sua molécula e, por isso, também se dissolve em solventes apolares.

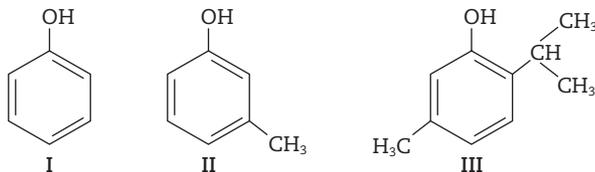
Dados os álcoois:

- I. 2-butanol      III.  $n$ -propanol  
II.  $n$ -hexanol      IV.  $n$ -octanol

A opção que representa corretamente a ordem crescente de solubilidade em água dos álcoois acima é:

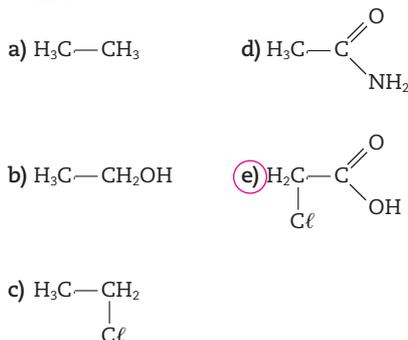
- a) II, IV, III, I.      c) III, II, I, IV.      e) IV, II, III, I.  
b) III, I, II, IV.      d) IV, II, I, III.

18. (UFC-CE) A atividade bactericida de determinados compostos fenólicos deve-se, em parte, à atuação destes compostos como detergentes, que solubilizam e destroem a membrana celular fosfolipídica das bactérias. Quanto menor for a solubilidade dos compostos fenólicos em água, maior será a ação antisséptica. Com relação às solubilidades dos compostos fenólicos I, II e III, em água, assinale a opção correta.

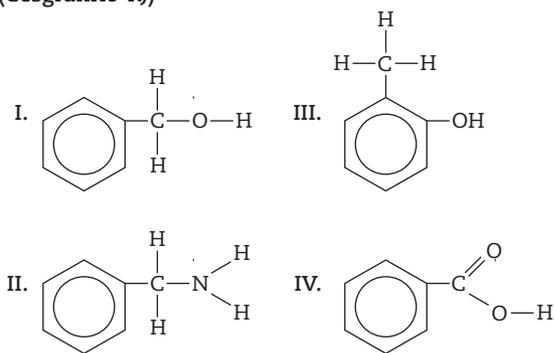


- a) I é mais solúvel que II, e II é mais solúvel que III.  
 b) I é menos solúvel que II, e II é menos solúvel que III.  
 c) II é menos solúvel que I, e I é menos solúvel que III.  
 d) II é mais solúvel que I, e I é mais solúvel que III.  
 e) I, II e III têm, individualmente, a mesma solubilidade.
19. (UFPE) Identifique cada afirmativa como verdadeira ou falsa.
- (V) As aminas primárias alifáticas são mais básicas que as aromáticas.  
 (V) Os fenóis são mais ácidos do que os álcoois.  
 (V) O álcool etílico tem ponto de ebulição mais elevado que o éter dimetílico.  
 (F) As aminas pequenas em meio aquoso apresentam  $\text{pH} < 7$ .  
 (F) O ácido cloroacético apresenta menor acidez que o ácido acético.
20. (UFRN) Consertando sua bicicleta, um estudante sujou a camisa de graxa. Na aula de Química, procurou saber como limpar aquela mancha. O professor não respondeu diretamente, apenas informou que a graxa lubrificante era uma mistura de hidrocarbonetos alifáticos, cuja solubilidade diminui com o aumento da polaridade do solvente. Dispondo de acetona ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ), álcool comum ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) e benzina ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ), o rapaz verificou que a solubilidade da graxa nessas substâncias crescia na seguinte ordem:
- a) acetona, benzina e álcool.  
 b) benzina, álcool e acetona.  
 c) álcool, acetona e benzina.  
 d) álcool, benzina e acetona.

21. (UFPA) O vinagre é uma mistura de vários ingredientes, sendo o ácido etanoico o principal componente. A única substância que tem um caráter ácido maior do que o ácido etanoico é:

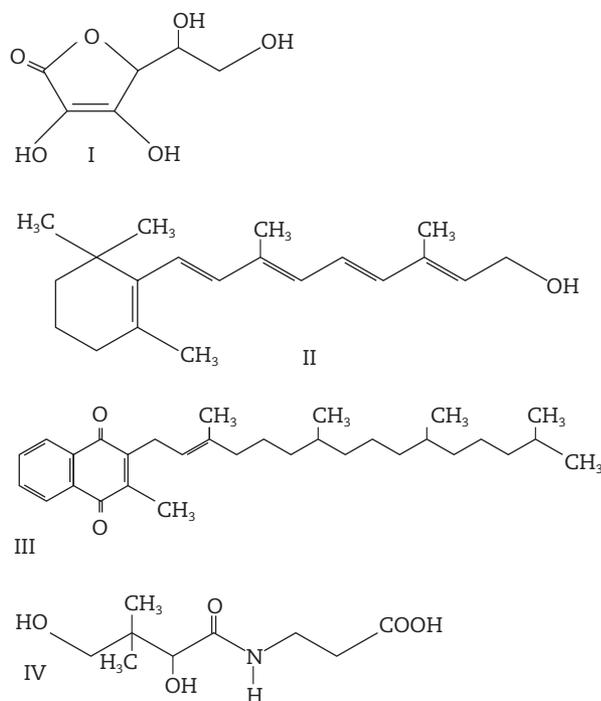


22. (Cesgranrio-R)



Na série de compostos orgânicos acima, a sequência correta em ordem decrescente de acidez é:

- a) I > II > III > IV.  
 b) II > I > IV > III.  
 c) III > IV > I > II.  
 d) IV > III > I > II.  
 e) IV > III > II > I.
23. (Fuvest-SP) Alguns alimentos são enriquecidos pela adição de vitaminas, que podem ser solúveis em gordura ou em água. As vitaminas solúveis em gordura possuem uma estrutura molecular com poucos átomos de oxigênio, semelhante à de um hidrocarboneto de longa cadeia, predominando o caráter apolar. Já as vitaminas solúveis em água têm estrutura com alta proporção de átomos eletro-negativos, como o oxigênio e o nitrogênio, que promovem forte interação com a água. Abaixo estão representadas quatro vitaminas:



Dentre elas, é adequado adicionar, respectivamente, a sucos de frutas puros e a margarinas, as seguintes:

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

# Isomeria

Isomeria é o fenômeno que possibilita a existência de duas ou mais estruturas com mesma fórmula molecular, ou seja, é a possibilidade da existência de mais de um composto com mesma fórmula molecular, mas com diferentes propriedades físicas ou químicas. Esses compostos são denominados **isômeros**. A isomeria é comum na Química Orgânica, sendo classificada em isomeria **constitucional** e isomeria **espacial**.

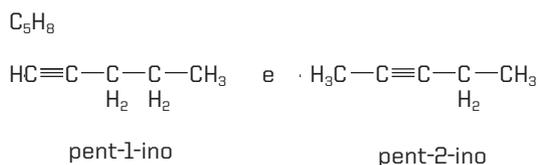
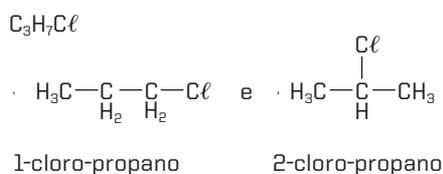
## Isomeria constitucional (plana)

- Os isômeros diferem uns dos outros apenas pela fórmula estrutural plana. Esse tipo de isomeria pode ser classificado em:

### Isomeria de posição

- Os isômeros pertencem à mesma função química, possuem a mesma cadeia carbônica e se diferenciam apenas pela posição de uma ramificação, de um grupo funcional ou de uma insaturação (ligações duplas ou triplas).

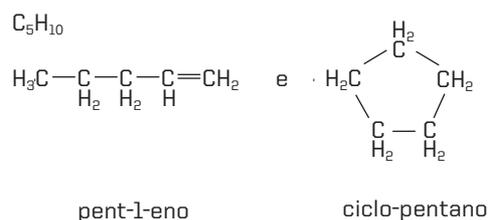
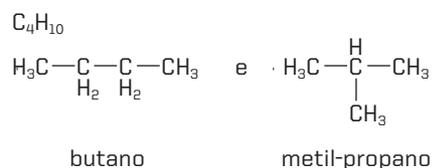
Exemplos:



### Isomeria de cadeia ou núcleo

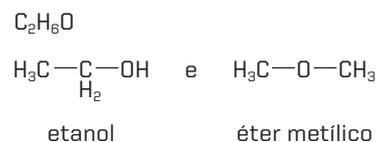
- Os isômeros pertencem à mesma função química, mas possuem cadeias carbônicas diferentes.

Exemplos:



## Isomeria de função

- Os isômeros pertencem a classes funcionais diferentes.

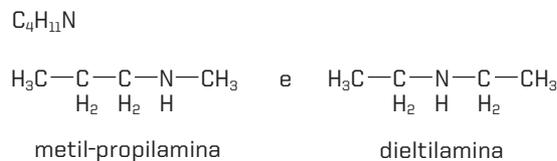


## Isomeria de compensação ou metameria

- Os isômeros pertencem à mesma função, mas apresentam diferença na posição do **heteroátomo** na cadeia carbônica.

- Heteroátomo:** átomo diferente do carbono no meio da cadeia. São considerados heteroátomos: N, O, P e S.

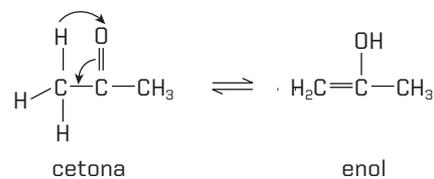
A metameria pode ser considerada um caso de isomeria de posição.



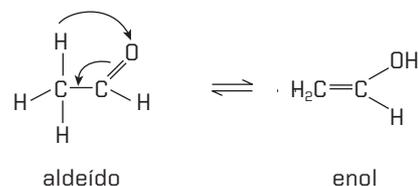
## Tautomeria

- É um caso particular de isomeria de função. A tautomeria ocorre quando acontece um rearranjo de átomos ou grupo de átomos na molécula e esses isômeros se mantêm em equilíbrio. Os casos mais comuns de tautomeria ocorrem entre a propanona e o propen-2-ol e entre o etanal e etenol.

**Observação:** enóis apresentam um grupo OH ligado ao carbono com dupla ligação.



Equilíbrio cetoenólico



Equilíbrio aldoenólico

## Isomeria espacial (estereoisômeros)

- É a isomeria na qual os isômeros são diferenciados pelas fórmulas estruturais espaciais. A isomeria espacial pode ser *cis-trans* ou óptica.

### Isomeria *cis-trans*

- Também conhecida como isomeria geométrica. Ocorre nos compostos de cadeia aberta que apresentam dupla ligação entre os átomos de carbono e também em compostos cíclicos.
- Cadeia aberta: deve apresentar ligantes diferentes em cada carbono da dupla ligação.
- A dupla ligação impede a rotação dos átomos de carbono que a estabelecem, determinando dois lados em relação ao plano em que ela está localizada. Isso possibilita a existência de dois isômeros, denominados *cis* e *trans*.

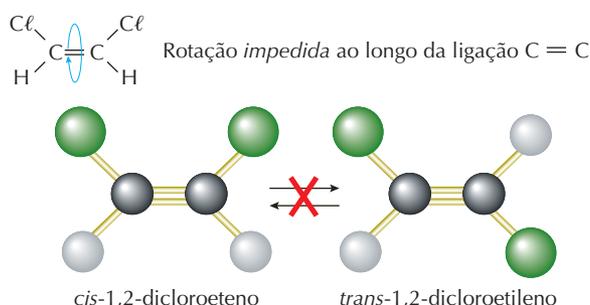


Figura 1

- Os isômeros com prefixos *cis* e *trans* se diferenciam por sua fórmula espacial. No isômero *cis* os ligantes iguais estão no mesmo lado, e no isômero *trans* os ligantes iguais estão em lados opostos.
- Cadeia cíclica: deve apresentar pelo menos dois átomos de carbono do ciclo com dois ligantes diferentes entre si. O ciclo faz o mesmo papel da dupla ligação nas cadeias abertas, que é impedir a rotação:



- Os isômeros *cis* e *trans* apresentam propriedades físicas diferentes, como ponto de fusão, ponto de ebulição e densidade, porém as propriedades químicas são iguais.

### Isomeria óptica

- Isômeros ópticos são aqueles que possuem a mesma sequência de ligações entre os átomos, mas diferem pela disposição dos átomos no espaço. Em outras palavras, um é a imagem especular do outro. No entanto, quando são sobrepostos, pode-se perceber que são diferentes (o objeto é diferente da imagem).

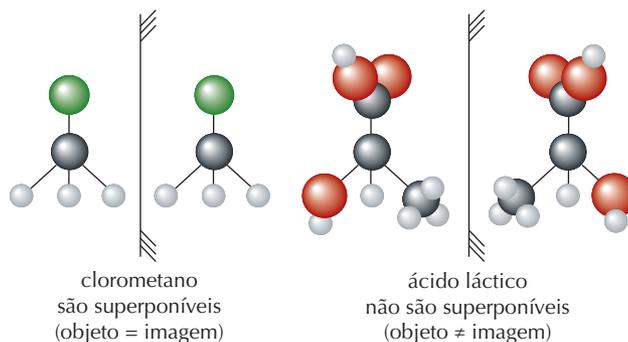


Figura 2

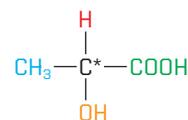
- São chamados **enantiômeros** ou **enantiomorfos** (do grego, *enantio* = opostos).  
Possuem as mesmas propriedades físicas, tais como ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade e solubilidade em solventes comuns.

Identificação: os enantiômeros desviam o plano de luz polarizada no mesmo ângulo e em sentidos opostos. Diz-se que são opticamente ativos.

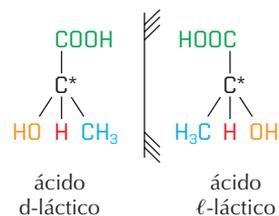
A luz polarizada é obtida fazendo-se passar um feixe de luz natural por dispositivos chamados **polarizadores**.

- Cada enantiômero gira o plano de luz do mesmo ângulo, porém em sentidos opostos.
  - O enantiômero que desvia o plano de luz para a direita é chamado **dextrorrotatório** (ou dextrógiro) (d ou +).
  - O enantiômero que desvia o plano de luz para a esquerda é chamado **levorrotatório** (ou levógiro) (l ou -).
  - A única maneira de saber se um isômero óptico é dextrógiro ou levógiro consiste em utilizar um polarímetro.
- Todos os isômeros ópticos possuem um ou mais carbonos quirais.

**Carbono quiral** ou **carbono assimétrico (C\*)** é todo carbono saturado que apresenta quatro ligantes diferentes.

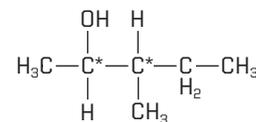


Exemplo:



- Mistura racêmica é uma mistura de isômeros ópticos, ou seja, é uma mistura de 50% de levógiro e 50% de dextrógiro e que não desvia o plano da luz polarizada.
- A quantidade de isômeros opticamente ativos pode ser obtida a partir da quantidade de carbonos quirais em uma molécula.

Exemplo:



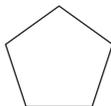
2 carbonos quirais = 4 isômeros ópticos ativos ( $d_1, l_1$  e  $d_2, l_2$ )  
2 isômeros racêmicos (inativos  $r_1$  e  $r_2$ )



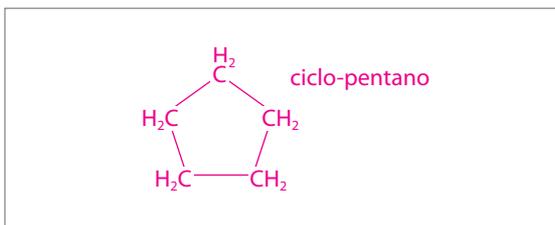
Conteúdo digital Moderna PLUS <http://www.modernaplus.com.br>  
Animação: Isomeria óptica.

## No Vestibular

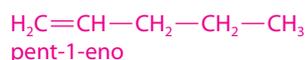
1. (Unesp) A fórmula simplificada representa um hidrocarboneto saturado:



- a) Escreva a fórmula estrutural do hidrocarboneto e dê seu nome oficial.



- b) Escreva a fórmula estrutural e dê o nome de um hidrocarboneto de cadeia linear, isômero do hidrocarboneto dado.

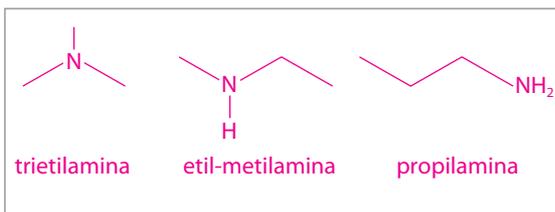


2. (UEG-GO) Após sofrer combustão a  $150^\circ\text{C}$ , 0,5 L de um composto gasoso, constituído de H, C e N, produziu 1,5 L de gás carbônico, 2,25 L de água no estado gasoso e 0,25 L de gás nitrogênio. Os volumes foram medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão. Com base nessas informações, responda aos itens adiante.

- a) Determine a fórmula molecular do composto.

Combustão completa acontece com o consumo de  $\text{O}_2$   
 $x + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$   
 0,5            1,5    2,25    0,25 (volumes gasosos nas  
 mesmas condições de temperatura e pressão)  
 Multiplicando os volumes por 2, temos:  
 1                3        4,5    0,5  
 Portanto, o composto x possui 3 átomos de carbono,  
 9 átomos de hidrogênio e 1 átomo de nitrogênio:  
 $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ .

- b) Escreva a fórmula estrutural plana de três isômeros constitucionais possíveis para esse composto e dê a nomenclatura IUPAC.



3. (Ufla-MG) Os compostos orgânicos de enxofre são de grande importância na indústria farmacêutica, porém, constituem um problema quando lançados na atmosfera, por serem muito malcheirosos, além de tóxicos.

- a) Sabendo que o enxofre possui distribuição eletrônica análoga à do oxigênio, forneça a fórmula estrutural do sulfeto de dimetila e de seu isômero de função.

A fórmula do sulfeto de dimetila pode ser representada



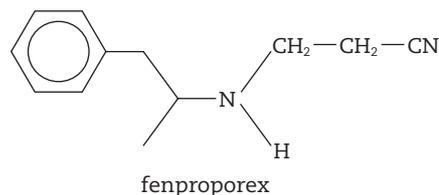
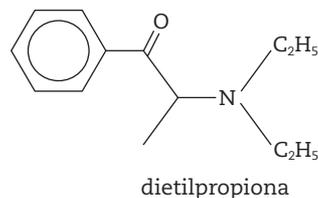
A fórmula do seu isômero de função pode ser



- b) O dissulfeto de dietila,  $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{S}-\text{S}-\text{CH}_2\text{CH}_3$ , pode ser obtido pela reação de dimerização de um tiol ( $\text{R}-\text{SH}$ ). Escreva a equação que representa a reação química de obtenção do dissulfeto de dietila.



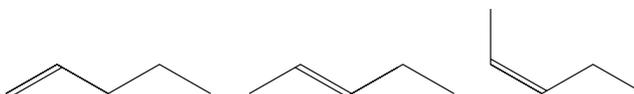
4. (Unifesp) Não é somente a ingestão de bebidas alcoólicas que está associada aos acidentes nas estradas, mas também a ingestão de drogas psicoestimulantes por alguns motoristas que têm longas jornadas de trabalho. Estudos indicam que o Brasil é o maior importador de dietilpropiona e fenproporex, estruturas químicas representadas na figura.



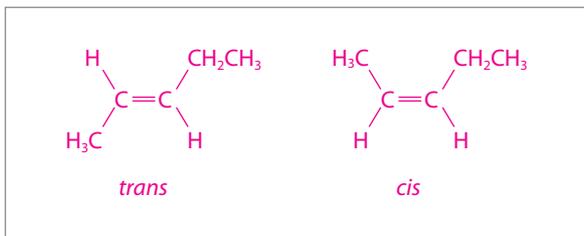
Para as drogas psicoestimulantes, uma das funções orgânicas apresentadas na estrutura da dietilpropiona e o número de carbonos assimétricos na molécula da fenproporex são, respectivamente:

- a) amida e 1.            c) amina e 3.            e) cetona e 2.  
 b) amina e 2.            d) cetona e 1.

5. (Ufla-MG, adaptada) O 2-pentanol, na presença de ácido, desidrata-se para formar uma mistura de três compostos relacionados a seguir, sendo dois deles isômeros configuracionais.

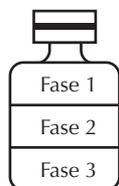


Forneça as estruturas moleculares e a configuração dos dois estereoisômeros.



6. (UFRJ) Uma indústria de cosméticos quer desenvolver um óleo hidratante cuja principal característica será apresentar três fases. Para aumentar a beleza do produto, cada fase deverá exibir uma coloração diferente. Para tal fim, será adicionado um corante azul a uma das fases e um vermelho à outra.

Alguns detalhes dos principais ingredientes da fórmula do óleo estão representados na tabela a seguir:



Ingrediente	Densidade (g/mL)	Teor (% v/v)	Cor
Solução aquosa de NaCl a 15%	1,1	33,0	Incolor
Parafina líquida	0,83	33,0	Incolor
Hexileno glicol	0,92	33,0	Incolor
Corante azul	-	0,5	Azul
Corante vermelho	-	0,5	Vermelho

O corante azul é um composto apolar, o corante vermelho só é solúvel em hexileno glicol, e os três ingredientes presentes em maior quantidade na fórmula são completamente imiscíveis entre si.

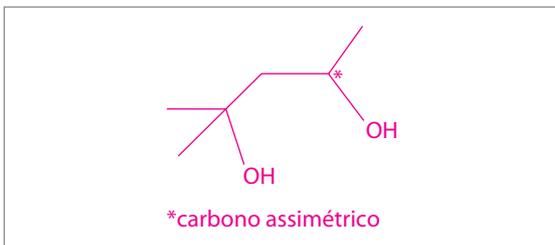
- a) Indique os ingredientes das fases 1, 2 e 3.

Fase 1: parafina líquida (azul).

Fase 2: hexileno glicol (vermelho).

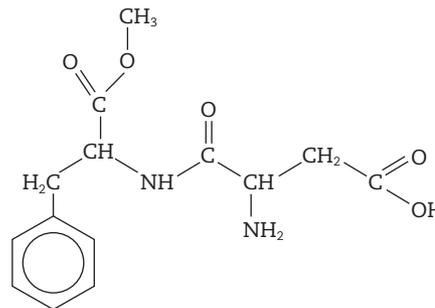
Fase 3: solução aquosa de NaCl (incolor).

- b) Sabendo que a fórmula condensada do hexileno glicol é  $(\text{CH}_3)_2\text{COHCH}_2\text{CHOHCH}_3$ , escreva a sua representação pela fórmula de segmentos de retas e indique o carbono assimétrico.

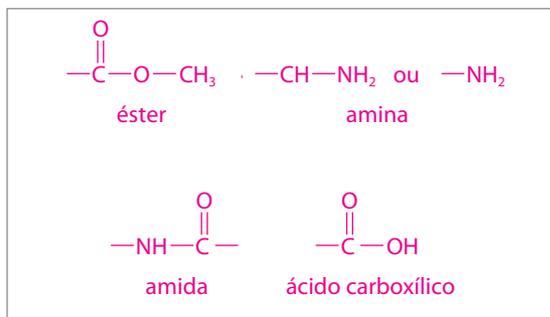


7. (UFRN, adaptada) O aspartame, sólido cristalino branco, foi descoberto casualmente, em 1965. Uma simples lambida nos dedos permitiu ao químico que o sintetizou sentir a doçura da molécula do referido sólido.

De acordo com a estrutura do aspartame, representada a seguir, atenda às seguintes solicitações:



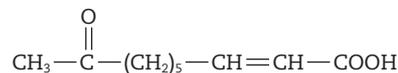
- a) Identificar as funções orgânicas presentes na molécula e nomeá-las.



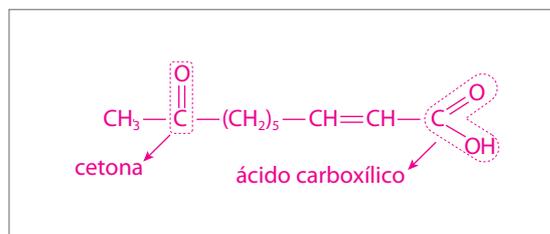
- b) Assinalar, com um asterisco (\*), os carbonos assimétricos presentes na molécula e justificar a sua escolha.



8. (Unesp) As abelhas-rainhas produzem um feromônio cuja fórmula é apresentada a seguir.



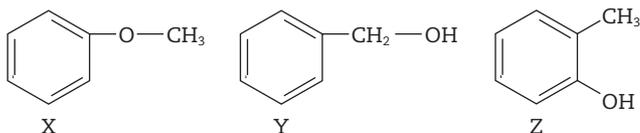
- a) Forneça o nome de duas funções orgânicas presentes na molécula desse feromônio.





Em relação ao ácido láctico, de fórmula estrutural acima, presente nos odores que são a preferência de pernilongos, é possível afirmar que:

- a) possui dois isômeros opticamente ativos.  
 b) possui grupo funcional relativo à função fenol.  
 c) é isômero funcional do ácido 3-hidroxi-propanoico.  
 d) apresenta cadeia carbônica heterogênea.  
 e) sua massa molar é igual a 66 g/mol.
13. (UFPA, adaptada) Com a fórmula molecular  $C_7H_8O$  existem vários compostos aromáticos, como, por exemplo:

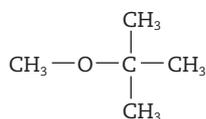


Considerando os compostos acima, afirma-se que:

- I. X pertence à função química éter.  
 II. Y apresenta cadeia carbônica heterogênea.  
 III. Z apresenta isômeros de posição.  
 IV. X, Y e Z apresentam em comum o grupo benzila.

Pela análise das afirmativas, conclui-se que somente estão corretas:

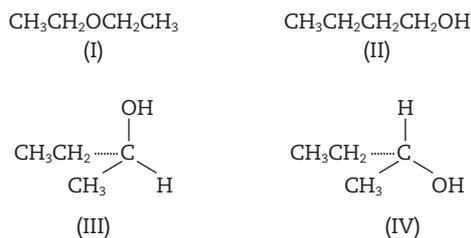
- a) I e II.                      c) II e IV.                      e) II, III e IV.  
 b) I e III.                      d) I, III e IV.
14. (Uece) Para que os carros tenham melhor desempenho, adiciona-se um antidetonante na gasolina e, atualmente, usa-se um composto, cuja fórmula estrutural é:



Com essa mesma fórmula molecular são representados os seguintes pares:

- I. metoxibutano e etoxipropano.  
 II. 3-metilbutan-2-ol e etoxi-isopropano.  
 Os pares I e II são, respectivamente:  
 a) isômeros de cadeia e tautômeros.  
 b) tautômeros e isômeros funcionais.  
 c) isômeros de posição e isômeros de compensação (ou metâmeros).  
 d) isômeros de compensação (ou metâmeros) e isômeros funcionais.

15. (Ufla-MG) Considere os compostos a seguir.

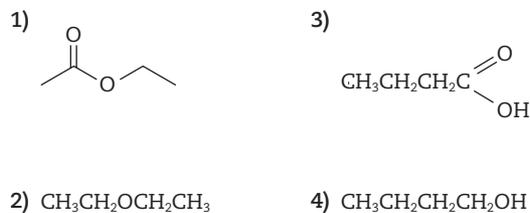


As relações existentes entre I e II, entre II e III e entre III e IV são, respectivamente:

- a) isômeros de cadeia, estereoisômeros, isômeros de posição.

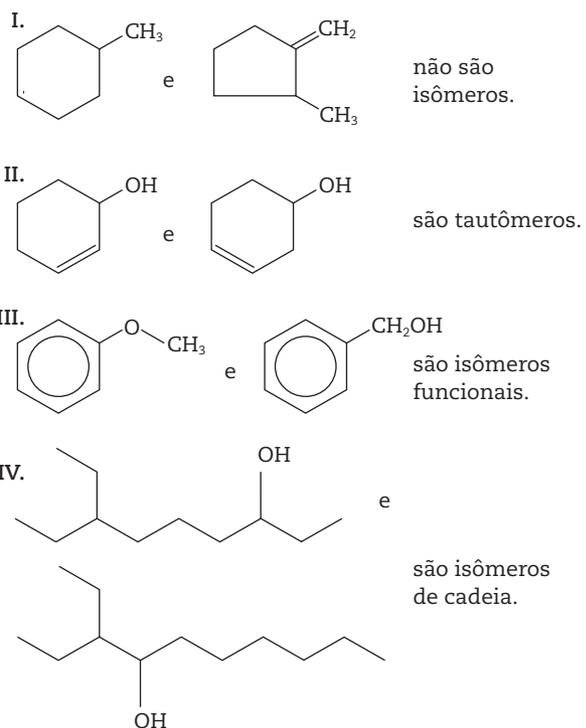
- b) isômeros de função, isômeros de posição, estereoisômeros.  
 c) isômeros de função, isômeros de cadeia, estereoisômeros.  
 d) isômeros de cadeia, estereoisômeros, isômeros de função.

16. (UEG-GO) A seguir, são apresentados diversos compostos. Analise-os e julgue as afirmações a seguir.



- I. O composto 1 apresenta isomeria cis-trans.  
 II. O composto 2, conhecido como éter dietílico, é isômero de função do composto 4.  
 III. O composto 4 apresenta maior ponto de ebulição do que o composto 2.  
 IV. Nos compostos 1, 2, 3 e 4 há presença de heteroátomo.  
 Marque a alternativa **correta**.  
 a) Apenas as afirmações I, II e III são verdadeiras.  
 b) Apenas as afirmações II, III e IV são verdadeiras.  
 c) Apenas as afirmações III e IV são verdadeiras.  
 d) Apenas as afirmações II e III são verdadeiras.  
 e) Apenas a afirmação II é verdadeira.

17. (UEL-PR) Em cada um dos itens (I a IV) são dadas duas estruturas e uma afirmativa sobre elas.

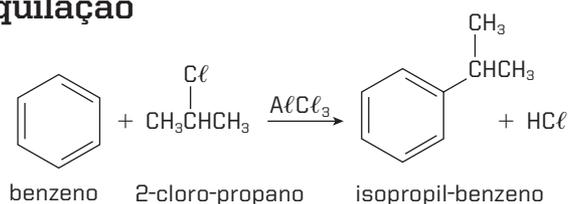


A alternativa que contém todas as afirmativas corretas é:

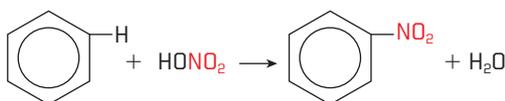
- a) I e II.                      c) II e III.                      e) III e IV.  
 b) I e III.                      d) II e IV.



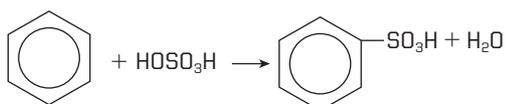
## Alquilação



## Nitração

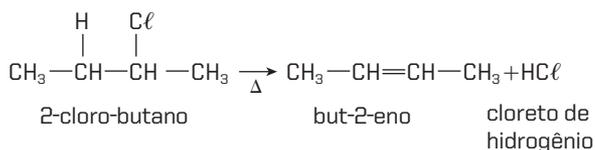


## Sulfonação



## Reações de eliminação

- ▶ Ocorrem quando átomos ou radicais são eliminados da molécula orgânica, dando origem a ligações duplas ou triplas. Nessas reações, o hidrogênio ligado ao carbono menos hidrogenado é mais facilmente eliminado.

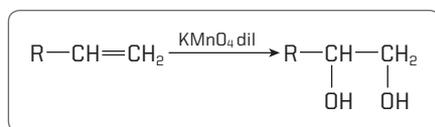


## Reações de oxidação

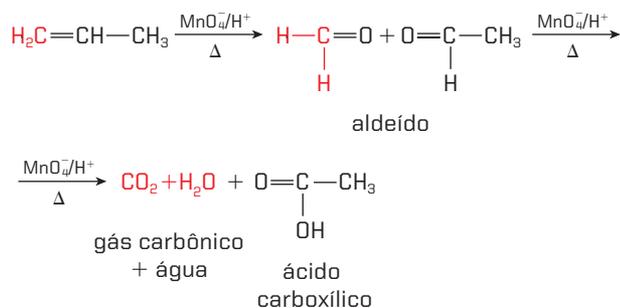
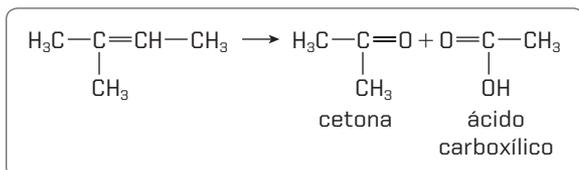
- ▶ São reações que ocorrem com variação do número de oxidação (N<sub>ox</sub>) dos átomos de carbono. Geralmente, no composto orgânico resultante há aumento do número de átomos de oxigênio ou diminuição dos átomos de hidrogênio.

## Oxidação dos alcenos

- ▶ Meio levemente básico: oxidação branda e formação de um diálcool:



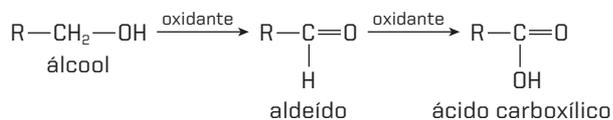
- ▶ Meio ácido: oxidação enérgica:



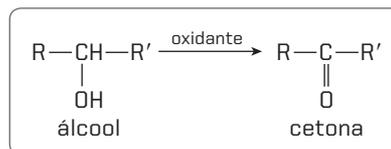
## Oxidação dos álcoois

Os álcoois podem ser oxidados em soluções aquosas que contêm KMnO<sub>4</sub> ou K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Dependendo da natureza do álcool (primário ou secundário) são obtidos produtos diferentes.

- ▶ Álcoois primários: produzem aldeídos ou ácidos carboxílicos:

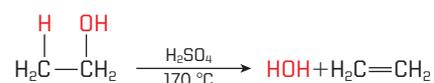


- ▶ Álcoois secundários: produzem cetonas:

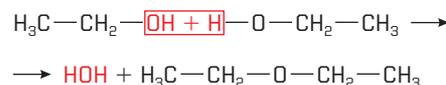


## Desidratação de álcoois

- ▶ Intramolecular: ocorre a formação de alcenos:



- ▶ Intermolecular: ocorre a formação de éteres:



## Reações de esterificação

- ▶ Os ácidos carboxílicos reagem com álcoois na presença de ácido concentrado (sulfúrico ou clorídrico), formando ésteres e água.

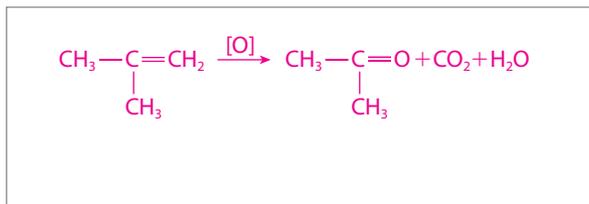


## No Vestibular

1. (UFSC) Um composto de fórmula  $C_6H_{12}O$  apresenta isomeria óptica. Quando reduzido por hidrogênio esse composto se transforma em álcool secundário. Qual dos nomes abaixo representa o composto?
- 2-hexanona.
  - 3-metilpentanona-2.**
  - dimetilbutanona.
  - hexanal.
  - 2-metil-3-pentanona.

2. (UFPA) A transformação do álcool etílico em acetaldeído é uma \_\_\_\_\_. A reação deve ser realizada destilando-se o aldeído que se forma, porque o \_\_\_\_\_ pode ser obtido do acetaldeído, no mesmo meio de reação. O álcool etílico tem ponto de ebulição \_\_\_\_\_ do que o acetaldeído, devido à presença de pontes de hidrogênio \_\_\_\_\_.
- oxidação, álcool etílico, maior, intermoleculares.**
  - oxidação, álcool etílico, menor, intermoleculares.
  - redução, álcool acético, maior, intramoleculares.
  - redução, álcool etílico, menor, intramoleculares.
  - oxidação, álcool acético, menor, intramoleculares.

3. (UFRR, adaptada) A oxidação do metilpropeno na presença de solução de  $KMnO_4$  em meio  $H_2SO_4$  produz:
- propanona, gás carbônico e água.**
  - propanona e aldeído fórmico.
  - ácido propanoico e aldeído fórmico.
  - ácido propanoico e ácido fórmico.
  - somente gás carbônico e vapor de água.



4. (Fuvest-SP) Na ozonólise do alqueno de menor massa molecular que apresenta isomeria cis-trans, qual é o único produto orgânico formado?

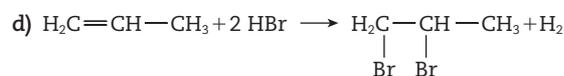
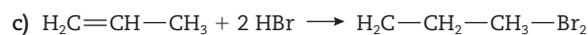
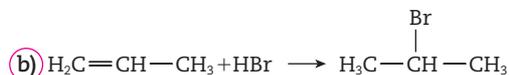
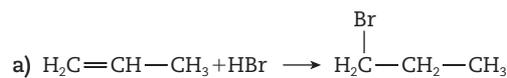
O alceno de menor massa molecular que sofre isomeria geométrica é o but-2-eno, que, por ozonólise, produz etanal.

5. (Uece) Os produtos da oxidação de um dado alceno são: ácido metilpropanoico e acetona. O alceno em questão é:
- 2-metil-3-hexeno.
  - 3-metil-3-hexeno.
  - 2,3-dimetil-2-penteno.
  - 2,4-dimetil-2-penteno.**
  - 2,3,3-trimetil-1-buteno.

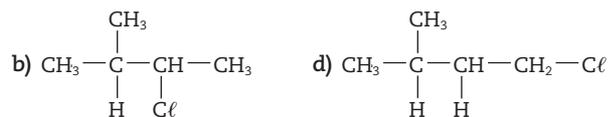
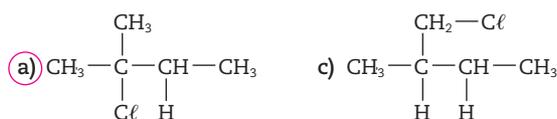
6. (UFRN) Um alceno por ozonólise seguida de hidrólise produziu metanal e metiletilcetona. O alceno utilizado foi:
- 2-metilbuteno-2.
  - metilpropeno.
  - penteno-2.
  - 2-metilbuteno-1.**
  - 3,3-dimetilbuteno-1.

7. (UFMG) A oxidação enérgica do buteno-2 produz um só produto, cujo nome usual é:
- propanona.
  - ácido acético.**
  - ácido butírico.
  - ácido metanoico.
  - acetona.

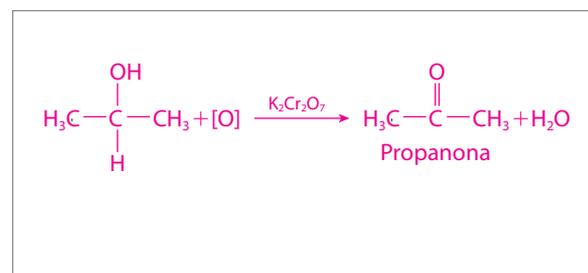
8. (PUC-SP) A equação que melhor representa a reação do propeno com bromidreto é:



9. (UnB-DF) Segundo a regra de Markovnikov, a adição de ácido clorídrico gasoso (anidro) a 2-metilbuteno-2 forma principalmente o produto:



10. (Ufam, adaptada) Escrever a fórmula estrutural e o nome do composto orgânico que se forma quando 2-propanol reage com dicromato de potássio.





17. (Uerj) Considere uma mistura composta, em iguais proporções, por três substâncias líquidas – cicloexeno, cicloexanol e cicloexanona – aleatoriamente denominadas X, Y e Z. Um analista químico separou essas substâncias, por destilação fracionada, nas seguintes temperaturas:

X: 82 °C;

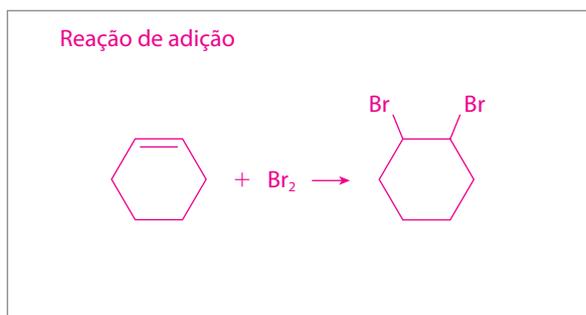
Y: 161 °C;

Z: 155 °C.

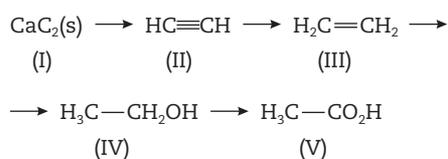
Para identificá-las, o analista fez alguns testes, obtendo os seguintes resultados:

1. A substância X, ao ser submetida à reação com solução de bromo, provocou o descolorimento desta solução.
2. A substância Y, quando oxidada, produziu substância idêntica à denominada como Z no experimento.

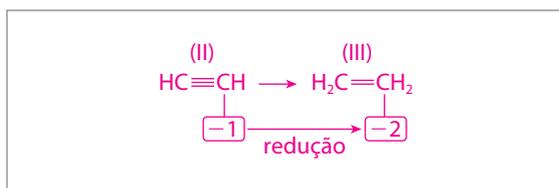
Escreva a equação química que representa a reação da substância X com bromo e indique, em função dos tipos de reagentes, o mecanismo reacional ocorrido.



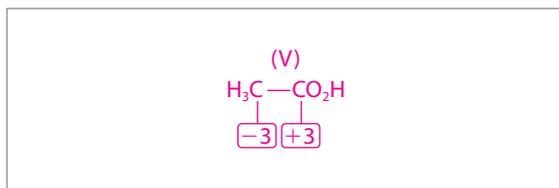
18. (UFU-MG) A indústria química possui grande poder de transformação. A partir da sequência de reações a seguir, faça o que se pede.



- a) Classifique a transformação ocorrida de II para III.



- b) Qual é o número de oxidação dos carbonos da esquerda e da direita, respectivamente, em V?



- c) Qual é o reagente necessário para a transformação de III em IV?

Água (HOH). Esquemáticamente, temos a hidratação do eteno e a formação do etanol.

- d) Indique uma utilização de V na indústria de alimentos.

O ácido acético (CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>) é utilizado na fabricação de vinagre.

19. (UFRRJ) Urtiga é um nome genérico dado a diversas plantas da família das urticáceas, cujas folhas são cobertas de pelos finos, os quais, em contato com a pele, liberam ácido metanoico, provocando irritação. Esse ácido pode ser obtido por hidrólise do metanoato de etila.

Sendo assim, pede-se:

- a) a equação representativa dessa reação.



- b) o nome oficial de um isômero de função do éster citado.

Ácido propanoico

20. (UEPG-PR) O vinho contém etanol, ácidos, açúcares, aldeídos e ésteres, compostos que configuram o seu buquê (sabor e aroma). O envelhecimento do vinho acentua o seu aroma, pela formação de ésteres no interior da garrafa.

A respeito dos compostos mencionados, assinale o que for correto.

- (01) Da oxidação do ácido carboxílico resultam ésteres.  
 (02) Da reação do álcool com aldeído resulta ácido carboxílico.  
 (04) Da oxidação do etanol resulta aldeído.  
 (08) Da reação do álcool com ácido carboxílico resulta éster.

Soma: 4 + 8 = 12

21. (Uerj) O uso de fragrâncias produzidas em laboratório permitiu, além do barateamento de perfumes, a preservação de certas espécies animais e vegetais.

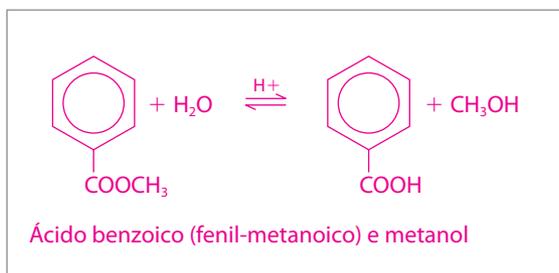
Na tabela a seguir, estão representados três compostos usados como fragrâncias artificiais.

Nome	Fórmula	Fragrância artificial
Ácido fenilacético		Óleo da flor de laranja
Para-anisaldeído		Pinheiro-branco
Benzoato de metila		Cravo

- a) Comparando, em condições idênticas, as duas primeiras fragrâncias, aponte a mais volátil e justifique sua escolha.

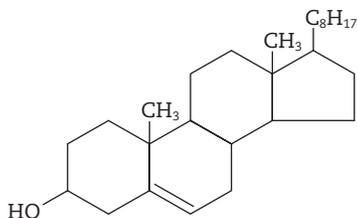
Para-anisaldeído, pois não apresenta ligações de hidrogênio.

- b) Escreva a equação química que representa a reação de hidrólise, em meio ácido, do composto presente na fragrância artificial do cravo e nomeie os produtos formados nesse processo.



22. (UFF-RJ) Os efeitos nocivos do colesterol provêm da sua indesejável deposição nas paredes dos vasos sanguíneos, obstruindo a passagem do sangue, aumentando o risco de enfarte do miocárdio e de parada cardíaca.

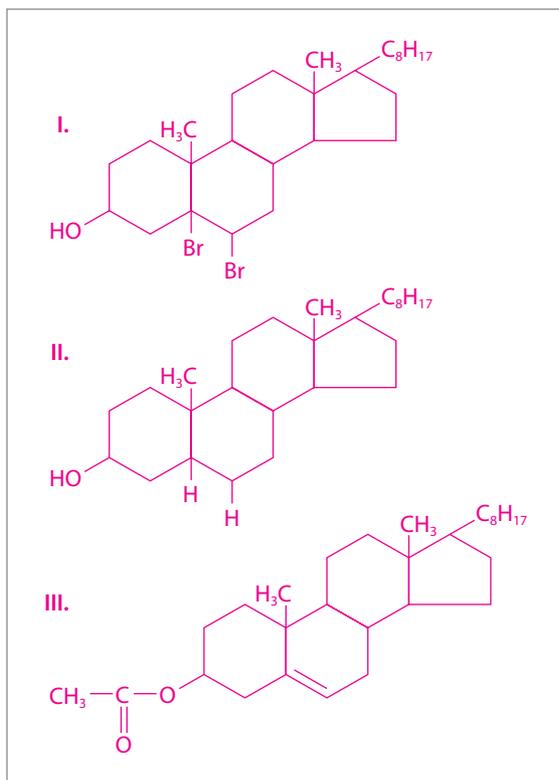
A fórmula estrutural do colesterol é:



Considere as três reações:

- I. colesterol e  $\text{Br}_2$ ;
- II. colesterol e  $\text{H}_2$  na presença de Pt;
- III. colesterol e  $\text{CH}_3\text{COOH}$  catalisado por  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

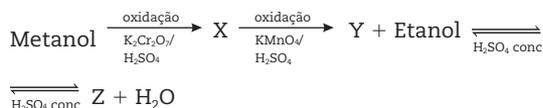
- a) Informe, por meio de fórmula estrutural, o produto orgânico formado em cada uma das reações acima.



- b) Classifique a reação indicada por III.

**Esterificação**

23. (UFRN) O professor de Química do 3º ano do Ensino Médio pediu a seus alunos que fizessem um levantamento bibliográfico e elaborassem uma atividade, em forma de exercício, que incluísse vários assuntos, entre eles isomeria e reações orgânicas. Henrique, um de seus alunos, encontrou, nos livros de Química Orgânica, a informação de que o metanol, o mais simples dos álcoois, possui várias aplicações, entre elas o uso como combustível e na fabricação de outras substâncias. Constatou também que os álcoois podem sofrer reações de oxidação na presença de catalisador e em determinadas condições. Henrique aproveitou essas informações e organizou o seguinte esquema com reações químicas consecutivas:



Escreva, baseando-se na sequência proposta por Henrique:

- a) a fórmula das substâncias X, Y e Z.

X:  $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$

Y:  $\text{HCOOH}$

Z:  $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$

- b) o nome das substâncias X, Y e Z.

X: metanal

Y: ácido metanoico

Z: metanoato de etila

- c) a fórmula de um isômero de Z e o respectivo tipo de isomeria.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ , isomeria de função

24. (PUC-MG) A transformação química do etanol do vinho sob a ação de bactérias para produzir o ácido acético é uma:

- a) oxidação.                      c) fermentação.  
b) redução.                        d) desidrogenação.

25. (Uece) Considerando que existem milhões de substâncias orgânicas, é fácil concluir que a quantidade de reações possíveis é também muito grande. Embora muito numerosas, as principais reações orgânicas seguem padrões bem definidos, o que facilita a previsão dessas reações. Dessa forma, assinale a alternativa que associa corretamente o tipo de reação com a:

- a) reação de eliminação:  
 $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} + 6 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$ .
- b) reação de adição:  
 $\text{C}_4\text{H}_3\text{Br}_2 \xrightarrow[\text{álcool}]{\text{KOH}} \text{C}_4\text{H}_4 + 2 \text{HBr}$ .
- c) reação de oxidação:  
 $\text{HCOH} + 2 [\text{H}] \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ .
- d) reação de substituição:  
 $\text{CH}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

# Polímeros e macromoléculas

As peças de plástico têm aspecto muito parecido, dando a ideia de que são todas constituídas de um mesmo material, variando apenas o formato e a cor. Entretanto, existem diferentes tipos de plástico, formados por diversas moléculas sintéticas conhecidas como **polímeros**. Polímeros são macromoléculas constituídas de carbono e formadas por meio de reações químicas em que ocorre a união de moléculas de baixo peso molecular conhecidas como **monômeros**.

## Polímeros

- ▶ São compostos naturais ou sintéticos formados por várias unidades idênticas. Em um polímero, as unidades repetidas são chamadas de monômeros. Essas unidades se repetem formando uma sequência com milhares ou até mesmo milhões de átomos ligados entre si.

Exemplo:

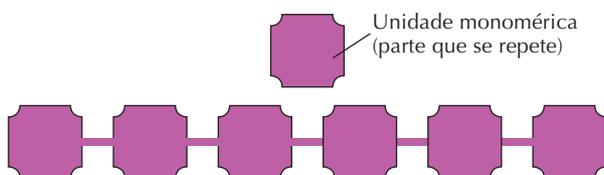
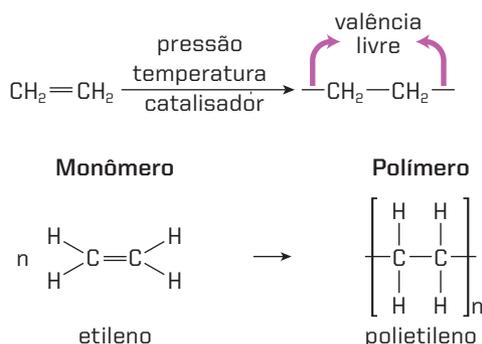


Figura 1 Polímero

- Polímeros naturais: celulose  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , em que  $n$  (número de unidades) varia de 1.500 a 3.000, proteínas, borracha natural  $(C_5H_8)_n$ .
- Polímeros sintéticos: borrachas sintéticas, plásticos utilizados na fabricação de brinquedos e chapas, fibras para tecido.
- ▶ Condições necessárias para que ocorra a polimerização: monômeros, presença de catalisador e altas pressão e temperatura.

## Polimerização por adição

- ▶ Ocorre quando o monômero apresenta pelo menos uma insaturação. Na reação de polimerização, a dupla ligação é rompida, possibilitando que se formem grupos com duas valências livres, que se ligam entre si numa reação de adição, fazendo com que haja o crescimento da cadeia carbônica.



## Polimerização por condensação

- ▶ Ocorre quando o polímero é formado a partir de dois ou mais monômeros diferentes, que apresentam grupos reativos (hidroxilas, carbonila, amino, carboxila etc.), havendo também a eliminação de um produto inorgânico, como a água, a amônia ou o ácido clorídrico.

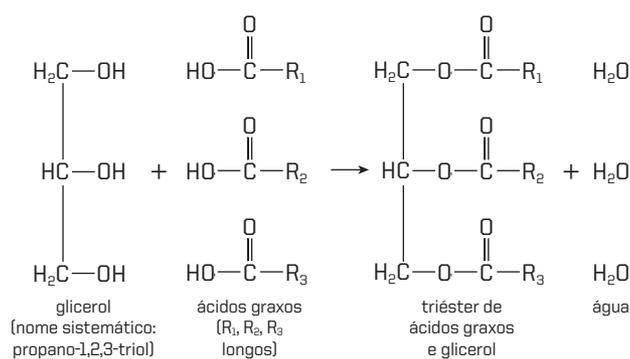


## Ácidos graxos

- ▶ São ácidos carboxílicos que possuem uma cadeia de 12 ou mais átomos de carbono, podendo ser saturados ou insaturados.

## Triacilgliceróis

- ▶ São misturas de substâncias que se formam na reação de glicerol (1,2,3-propanotriol) com ácidos graxos.



Óleo ou gordura

- ▶ Gordura: apresenta-se no estado sólido a 25 °C.
- Óleo: apresenta-se no estado líquido a 25 °C.



## No Vestibular

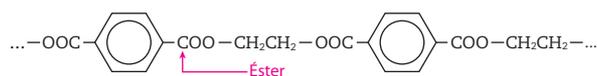
- (UFRS) Um composto alimentar rico em triglicerídios saturados é:
  - a) gordura animal.
  - b) o óleo vegetal.
  - c) a gelatina.
  - d) a proteína de soja.
  - e) o doce de abóbora.

- (UFV-MG) O principal componente de um sabão pode ser representado por:
 
$$R - \text{COO}^- \text{Na}^+$$

A ação da “limpeza” de um sabão sobre as gorduras se deve:

- ao baixo ponto de fusão das gorduras, que facilita sua reação com o sabão.
- à alta polaridade do grupo carboxílico, que o torna solúvel em água, e à baixa polaridade da cadeia carbônica, que o torna solúvel nas gorduras.
- à reação entre o grupo carboxílico e a gordura, formando um éster solúvel em água.
- à insolubilidade das gorduras no sabão em razão da sua elevada massa molecular.
- à degradação das gorduras através de reação com as moléculas de sabão, formando substâncias solúveis em água.

- (UFU-MG, adaptada) Esta é uma fibra sintética conhecida como dácron. A estrutura de uma seção de sua molécula pode ser representada por:



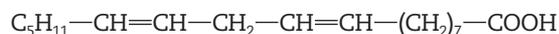
O dácron é um(a):

- poliálcool.
  - poliamida.
  - poliéter.
  - poliéster.
  - poliolefina.
- (UFU-MG) O dácron é um polímero obtido pela reação de condensação entre o ácido tereftálico (dicarboxílico) e o:
    - etano.
    - eteno (etileno).
    - etanol (álcool etílico).
    - etanodiol (glicol).
    - propanodiol (glicerol).

- (Unesp) A partir da hidrogenação parcial de óleos vegetais líquidos, contendo ácidos graxos poli-insaturados (contendo mais de uma dupla ligação), são obtidas as margarinas sólidas. Nos óleos vegetais originais, todas as duplas ligações apresentam configuração “cis”. No entanto, na reação de hidrogenação parcial ocorre, também, isomerização de parte das ligações “cis”, formando

isômero “trans”, produto nocivo à saúde humana.

O ácido linoleico, presente em óleos e gorduras, é um ácido graxo que apresenta duas insaturações, conforme fórmula molecular representada a seguir.



Escreva as fórmulas estruturais do isômero “cis” e do isômero “trans” que podem ser obtidos a partir da reação de hidrogenação da dupla ligação mais próxima do grupo carboxílico deste ácido.

A hidrogenação é dada na figura 1 e os isômeros estão

representados na figura 2.

Figura 1

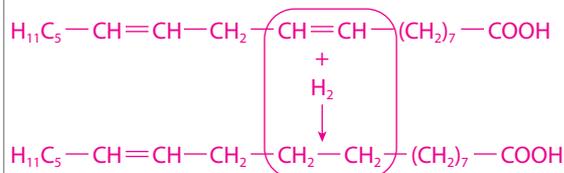
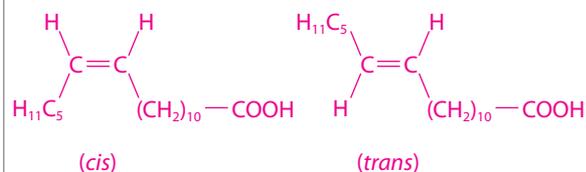
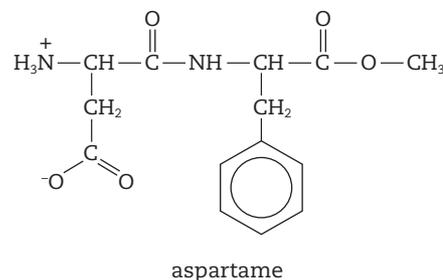


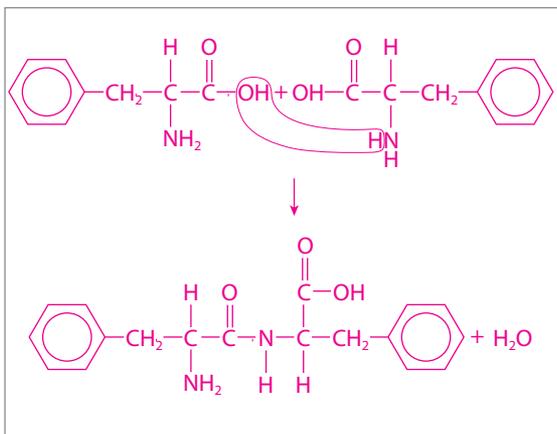
Figura 2



- (Unifesp) As mudanças de hábitos alimentares e o sedentarismo têm levado a um aumento da massa corporal média da população, o que pode ser observado em faixas etárias que se iniciam na infância. O consumo de produtos *light* e *diet* tem crescido muito nas últimas décadas, e o adoçante artificial mais amplamente utilizado é o aspartame. O aspartame é o éster metílico de um dipeptídeo, formado a partir da fenilalanina e do ácido aspártico.



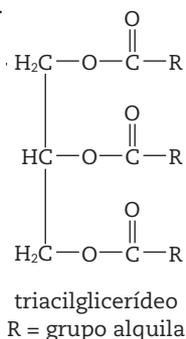
- a) Com base na estrutura do aspartame, forneça a estrutura do dipeptídeo fenilalanina-fenilalanina.



- b) Para se preparar uma solução de um alfa-aminoácido, como a glicina ( $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ ), dispõe-se dos solventes  $\text{H}_2\text{O}$  e benzeno. Justifique qual desses solventes é o mais adequado para preparar a solução.

Como a glicina é polar, o solvente mais adequado é a água, pois também é polar.

7. (UFV-MG) Um agricultor utiliza em sua lavoura de café o adubo químico NPK, assim denominado por conter em sua formulação nitrogênio, fósforo e potássio. O potássio é adicionado ao adubo na forma de  $\text{KCl}$ . Depois de aplicado ao solo, o íon potássio é absorvido pelo cafeeiro. Após colhido e beneficiado o café, esse agricultor utiliza as cascas obtidas para alimentar uma fôrnalha. A cinza gerada na fôrnalha, contendo óxido de potássio, é colocada em latões com pequenos furos no fundo. A esses latões adiciona-se água, recolhendo, através dos furos, hidróxido de potássio em solução. Essa solução é misturada com sebo de boi, que contém triacilglicerídeos, e submetida à fervura, resultando na obtenção de um excelente sabão contendo glicerol.



- a) Escreva a equação balanceada da reação de óxido de potássio e água.

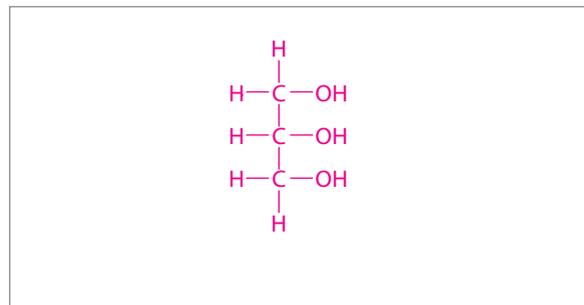


- b) Escreva a equação da reação de saponificação que ocorre entre 3 mol de  $\text{KOH}$  e 1 mol de triacilglicerídeo (fórmula dada acima).



- c) Dê a fórmula estrutural e o nome sistemático (IUPAC) do glicerol.

1,2,3-propanotriol (glicerol)

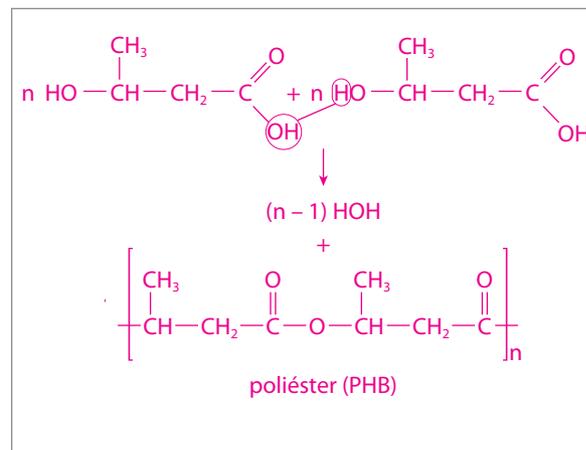


8. (Unesp) Podem-se preparar polímeros biodegradáveis pela ação de certas bactérias sobre a glicose, obtida da sacarose da cana-de-açúcar. Em um desses processos, ocorre a formação do composto intermediário ácido 3-hidroxi-butanoico, cuja polimerização leva à formação do poli-(3-hidroxi-butirato) (PHB) por meio de uma reação de esterificação. Escreva a fórmula geral do poliéster formado.

A reação de esterificação que leva à formação do poliéster

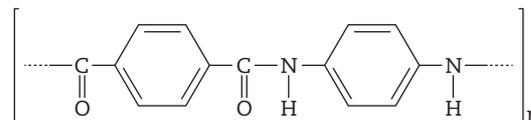
poli-(3-hidroxi-butirato) é dada pela seguinte equação

química:



9. (Uerj) O polímero denominado Kevlar apresenta grande resistência a impactos. Essa propriedade faz com que seja utilizado em coletes à prova de balas e em blindagem de automóveis.

Observe sua estrutura.

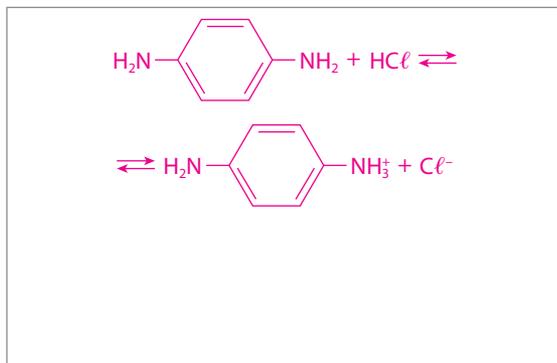


A reação química de obtenção desse polímero tem como reagentes dois monômeros, um deles de caráter ácido e outro de caráter básico.

- a) Indique a classificação dessa reação de polimerização.

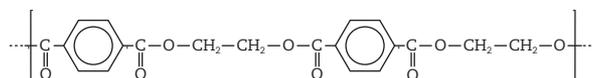
Classificação: polimerização por condensação.

- b) Considerando o monômero de caráter básico, apresente uma equação química completa que demonstre esse caráter na reação com o ácido clorídrico.



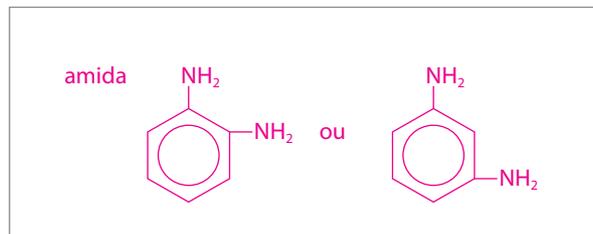
10. (Uerj) O dácron é um poliéster obtido pela reação entre o ácido tereftálico e o etanodiol.

Observe a representação de um fragmento dessa macromolécula:

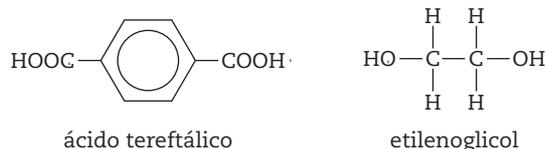


A substituição do etanodiol por p-diaminobenzeno origina um novo polímero, de altíssima resistência e baixo peso, utilizado na produção de coletes à prova de balas.

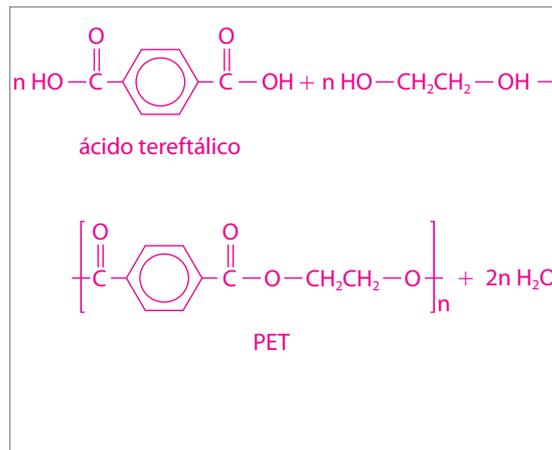
Em relação a esse novo polímero, nomeie a função química presente em sua estrutura; a seguir, escreva a fórmula estrutural de um isômero plano de posição de seu monômero de caráter básico.



11. (Unifesp) As garrafas PET são um dos problemas de poluição citados por ambientalistas; sejam depositadas em aterros sanitários ou até mesmo jogadas indiscriminadamente em terrenos baldios e cursos de água, esse material leva cerca de 500 anos para se degradar. A reciclagem tem sido uma solução válida, embora ainda não atinja nem metade das garrafas PET produzidas no país. Pesquisadores brasileiros estudam o desenvolvimento de um plástico obtido a partir das garrafas PET, que se degrada em apenas 45 dias. O segredo para o desenvolvimento do novo polímero foi utilizar em sua síntese um outro tipo de plástico, no caso um poliéster alifático, para acelerar o processo de degradação. O polímero PET, poli (tereftalato de etileno), é obtido a partir da reação do ácido tereftálico com etilenoglicol na presença de catalisador e em condições de temperatura e pressão adequadas ao processo.



- a) Dê a fórmula estrutural do PET. Em relação à estrutura química dos polímeros citados, o que pode estar associado quanto à biodegradabilidade dos mesmos?



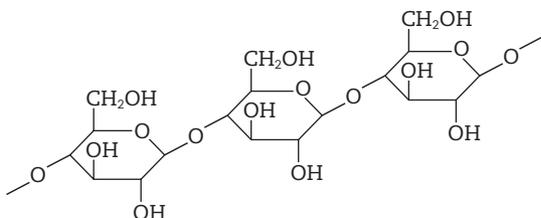
Em relação à estrutura química dos polímeros citados, notamos que, no caso de um poliéster alifático, a cadeia é aberta; no PET a cadeia é aromática. Conclui-se, então, que a diferença entre eles está na cadeia carbônica. Essa diferença na estrutura das cadeias dos dois polímeros está relacionada ao tempo de degradação, que no caso do PET é de 500 anos.

- b) O etanol é semelhante ao etilenoglicol. Dentre esses dois álcoois, qual deve apresentar menor pressão de vapor e qual deve apresentar menor temperatura de ebulição? Justifique.

O etilenoglicol possui dois grupos OH; logo, esse composto faz mais ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio) do que o etanol. Isso significa que as forças intermoleculares presentes no etilenoglicol são mais intensas do que as presentes no etanol. Quanto mais intensas as forças intermoleculares, menor a pressão de vapor do composto e maior a temperatura de ebulição. Logo, o etilenoglicol tem menor pressão de vapor e o etanol menor temperatura de ebulição.

12. (UFRN, adaptada) A madeira contém cerca de 50%, em massa, de celulose. A fibra de algodão é quase exclusivamente celulose.

O amido também é um polissacarídeo e difere da celulose apenas quanto à maneira como os monômeros se unem. O organismo humano hidrolisa totalmente o amido, mas não hidrolisa a celulose, pois não possui as enzimas (catalisadoras) necessárias para isto.



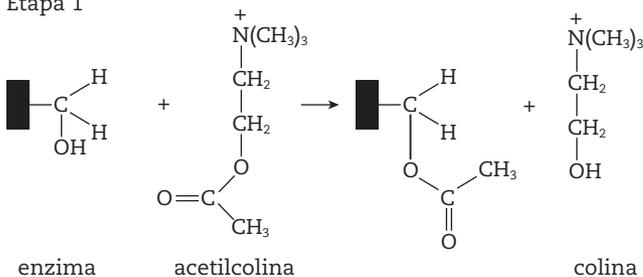
celulose – polímero natural (polissacarídeo)

*In vitro*, a hidrólise total, catalisada por ácidos, quer do amido quer da celulose, produz um único composto de fórmula molecular:

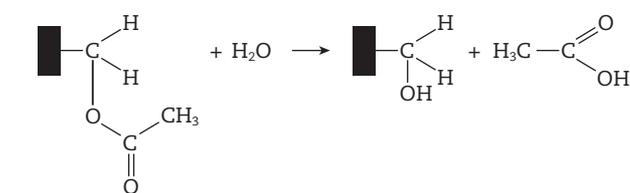
- a)  $C_6H_{10}O_5$       c)  $C_6H_{12}O_6$       e)  $C_5H_{10}O_5$   
 b)  $C_6H_{12}O_5$       d)  $C_5H_{12}O_6$

13. (Fuvest-SP) A acetilcolina (neurotransmissor) é um composto que, em organismos vivos e pela ação de enzimas, é transformado e posteriormente regenerado:

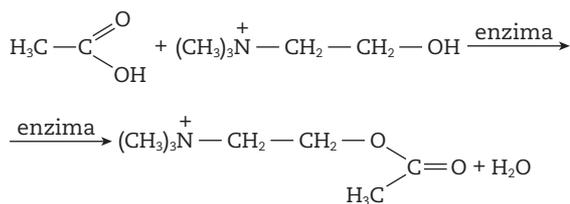
Etapa 1



Etapa 2



Etapa 3



Na etapa 1, ocorre uma transesterificação. Nas etapas 2 e 3 ocorrem, respectivamente:

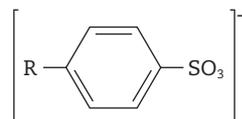
- a) desidratação e saponificação.  
 b) desidratação e transesterificação.

- c) hidrólise e saponificação.  
 d) hidratação e transesterificação.  
 e) hidrólise e esterificação.

14. (UEL-PR, adaptada) A limpeza dos pratos, após as refeições, é feita com substâncias denominadas surfactantes. Essas substâncias, que aumentam a solubilidade de uma substância em outra, apresentam, em suas moléculas, uma parte polar e outra parte apolar e interagem com moléculas polares ou apolares. Os sabões e os surfatantes possibilitam que substâncias não polares, como óleos e graxas, se solubilizem e sejam removidos pela água. A diferença entre o sabão e o surfactante comum é que o primeiro é um sal derivado de um ácido graxo, e o segundo, do ácido sulfônico. Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, considere as afirmativas a seguir.

I. A fórmula molecular de um sabão é  $CH_3(CH_2)_{14}COONa$ . No processo de limpeza, a parte do sabão que se liga à água é  $CH_3(CH_2)_{14}$ .

II. O ânion abaixo pode ser um constituinte do surfactante.



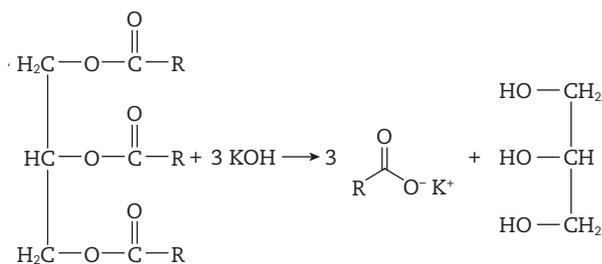
III. A tensão superficial da água é aumentada pela adição de um surfactante.

IV. O estearato de sódio, sal típico do sabão, é o produto da reação de hidrólise de um éster, em meio básico.

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

15. (UFPE) Saponificação é o nome dado à reação de hidrólise de ésteres graxos (óleos e gordura) na presença de uma base forte:



A partir da equação química de saponificação, podemos afirmar que:

- (V) um dos produtos da saponificação é o sal de um ácido carboxílico de cadeia carbonílica (R-) longa.  
 (V) os sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa formam micelas em meio aquoso e, por isso, são utilizados como produto de limpeza.  
 (V) um segundo produto da reação de saponificação é a glicerina (triol).  
 (V) a glicerina pode ser utilizada como produto de partida para a preparação de explosivos (trinitroglicerina).  
 (F) os ácidos carboxílicos de cadeia longa são moléculas de alta polaridade sendo insolúveis em solventes apolares.