

FUNDAÇÃO CECIERJ
PRÉ-VESTIBULAR SOCIAL

QUÍMICA

ISABELLA RIBEIRO FARIA
FABIANO LINS DA SILVA
SAMIRA G. M. PORTUGAL

6ª EDIÇÃO
REVISADA

MÓDULO 2
2015

Governo do Estado do Rio de Janeiro

Governador

Luiz Fernando de Souza Pezão

Secretário de Estado de Ciência e Tecnologia

Gustavo Tutuca

Fundação Cecierj

Presidente

Carlos Eduardo Bielschowsky

Vice-Presidente de Educação Superior a Distância

Masako Oya Masuda

Vice-Presidente Científica

Mônica Damouche

Pré-Vestibular Social

Rua da Ajuda 5 - 15º andar - Centro - Rio de Janeiro - RJ - 20040-000

Site: www.pvs.cederj.edu.br

Diretora

Celina M. S. Costa

Coordenadores de Química

Isabella Ribeiro Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal

Material Didático

Elaboração de Conteúdo

Isabella Ribeiro Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal

Revisão de Conteúdo

Isabella Ribeiro Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal

Capa, Projeto Gráfico, Manipulação de Imagens e Editoração Eletrônica

Cristina Portella

Filipe Dutra

Foto de Capa

Fikmik - www.dreamstime.com

Copyright © 2015, Fundação Cecierj

Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada, por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização, por escrito, da Fundação.

F224p

Faria, Isabella Ribeiro.

Pré-vestibular social: química. v. 2 / Isabella Ribeiro Faria, Fabiano Lins da Silva, Samira da Guia Mello Portugal — 6. ed. — Rio de Janeiro: Fundação Cecierj, 2015. 128 p. ; 20,0 x 27,5 cm.

ISBN: 978-85-458-0040-8

1. Química orgânica. 2. Reações química. 3. Relações numéricas. 4. Cálculos Estequiométricos. I. Faria, Isabella Ribeiro. II. Silva, Fabiano Lins da. III. Portugal, Samira da Guia Mello. 1. Título.

CDD: 540



SUMÁRIO

CAPÍTULO 1 Química Orgânica	7
CAPÍTULO 2 Reações Químicas	43
CAPÍTULO 3 Relações Numéricas	59
CAPÍTULO 4 Cálculos Estequiométricos	69
CAPÍTULO 5 Soluções	79
CAPÍTULO 6 Termoquímica e Cinética Química	99
CAPÍTULO 7 Equilíbrio Químico: a natureza dinâmica	111
EXERCÍCIOS	121



APRESENTAÇÃO

Caro Aluno,

Este conjunto de apostilas foi elaborado de acordo com as necessidades e a lógica do projeto do Pré-Vestibular Social. Os conteúdos aqui apresentados foram desenvolvidos para embasar as aulas semanais presenciais que ocorrem nos polos. O material impresso por si só não causará o efeito desejado, portanto é imprescindível que você compareça regularmente às aulas e sessões de orientação acadêmica para obter o melhor resultado possível. Procure, também, a ajuda do atendimento 0800 colocado à sua disposição. A leitura antecipada dos capítulos permitirá que você participe mais ativamente das aulas expondo suas dúvidas o que aumentará as chances de entendimento dos conteúdos. Lembre-se que o aprendizado só acontece como via de mão dupla.

Aproveite este material da maneira adequada e terá mais chances de alcançar seus objetivos.

Bons estudos!

Equipe de Direção do PVS



1

QUÍMICA ORGÂNICA

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Reconhecer as principais características do átomo de carbono.*
- *Identificar as ligações simples, duplas e triplas como formas diferentes do carbono estabelecer tetravalência.*
- *Classificar os átomos de carbono e as cadeias carbônicas.*
- *Utilizar formas diferentes para representar as cadeias carbônicas.*
- *Reconhecer as principais funções orgânicas.*
- *Nomear os principais compostos orgânicos por meio das regras oficiais de nomenclatura.*
- *Identificar tipos de Isomeria*

INTRODUÇÃO

Na Natureza são encontrados muitos compostos químicos. Dentre eles, a maioria apresenta o elemento carbono em sua composição. Berzelius denominou Química Orgânica a parte da Química que estuda os compostos de carbono, definição aceita até hoje. Ficam fora deste estudo os óxidos de carbono (CO e CO_2) e os sais do grupo dos carbonatos (CO_3^{2-}) e dos bicarbonatos (HCO_3^-), estudados em Química Inorgânica.

Os compostos orgânicos apresentam outros elementos ligados ao carbono em suas estruturas, chamados elementos organógenos. Os principais são: hidrogênio (H), oxigênio (O), nitrogênio (N), halogênios (F, Cl, Br e I), enxofre (S) e fósforo (P).

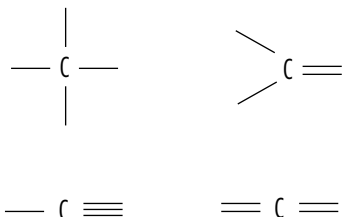
CARACTERÍSTICAS DO ÁTOMO DE CARBONO

Foi Kekulé quem estudou o carbono e lançou as bases fundamentais para entendermos sua estrutura e seu comportamento químico.

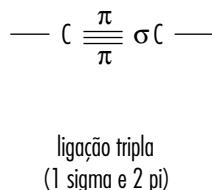
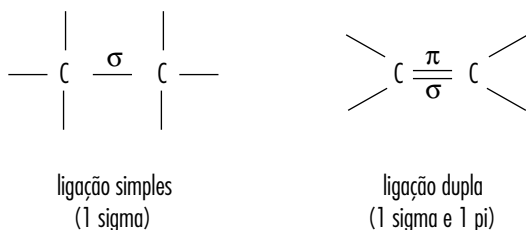
Mas o que tem de especial o elemento carbono? A capacidade estabelecer ligações químicas formando cadeias carbônicas estáveis de diversas formas e tamanhos. Hoje, são conhecidos milhões de compostos orgânicos.

De acordo com o que já estudamos temos que lembrar que:

1º) O carbono é tetravalente, ou seja, realiza quatro ligações, todas covalentes e de várias formas diferentes;



2º) O carbono é capaz de formar cadeias, isto é, de realizar ligações sucessivas com outros átomos de carbono, através de uma ou mais ligações.



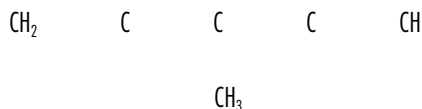
CLASSIFICAÇÃO DE ÁTOMO DE CARBONO

Em uma cadeia carbônica, um determinado átomo de carbono pode estar unido a um, dois, três ou quatro outros átomos desse mesmo elemento. Em função deste fato, cada carbono pode ser classificado como:

Classificação	Definição	Cadeia
Carbono primário	Ligado a um único outro átomo de carbono	
Carbono secundário	Ligado a dois outros átomos de carbono	
Carbono terciário	Ligado a três outros átomos de carbono	
Carbono quaternário	Ligado a quatro outros átomos de carbono	

Atividade 1

Indique o número de ligações covalentes que completariam corretamente a cadeia apresentada a seguir, respeitada a tetravalência do carbono:

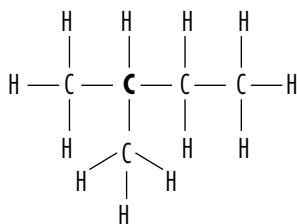


- (A) 7
(B) 8
(C) 9
(D) 10
(E) 11

Atividade 2

Classifique os carbonos destacados como primário (P), secundário (S), terciário (T) ou quaternário (Q) nas cadeias a seguir:

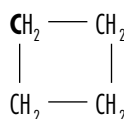
a)



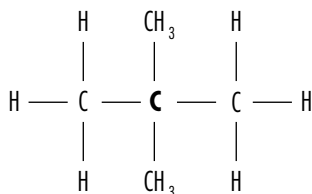
b)



c)

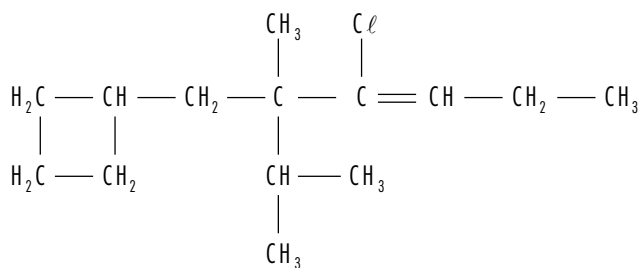


d)



Atividade 3

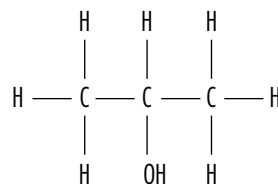
Determine o número de átomos de carbono primário, secundário, terciário e quaternário existentes na substância a seguir:



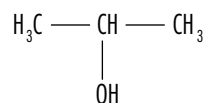
REPRESENTAÇÃO DAS CADEIAS CARBÔNICAS

Para representar as cadeias carbônicas, usaremos algumas fórmulas que, em última análise, também servirão como representação gráfica das moléculas orgânicas apresentadas a seguir.

A molécula do propan-2-ol (chamado vulgarmente álcool isopropílico) servirá como exemplo das representações mais comuns.



Fórmula estrutural plana



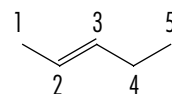
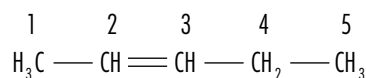
Fórmula estrutural simplificada



Notação bastão ou linhas de ligação

A notação em bastão é muito útil para representar moléculas de cadeia longa ou complexa. Observe os exemplos a seguir:

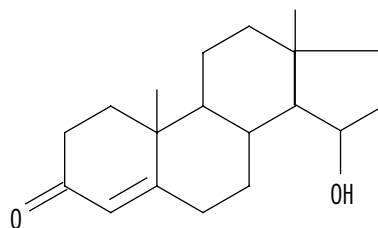
Exemplo I



em notação bastão

Exemplo II

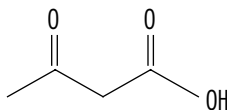
A estrutura da molécula da testosterona (hormônio masculino), por ser complexa, é representada por meio da notação bastão.



testosterona

Atividade 4

O composto a seguir (ácido aceto-acético) é usado como analgésico e como precursor da chamada síntese acetil-acética.



Sobre o mesmo, são feitas três afirmações:

I — tem fórmula molecular $C_4H_6O_3$.

II — apresenta 3 carbonos secundários.

III — apresenta 12 ligações sigma e 2 ligações pi em cada molécula.

Estão corretas:

- (a) todas
- (b) apenas I e II
- (c) apenas I e III
- (d) somente I
- (e) somente III

CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS CARBÔNICAS

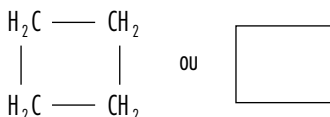
Devido à capacidade do carbono realizar várias ligações, formando cadeias carbônicas, existe uma grande diversidade de substâncias orgânicas, para facilitar o estudo dos compostos orgânicos é necessário classificar as cadeias. As cadeias carbônicas podem ser classificadas como:

I. CADEIA ABERTA OU FECHADA

Cadeia Aberta (Acíclica ou Alifática)



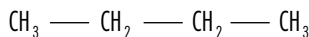
Cadeia Fechada (Cíclica)



II. CADEIA SATURADA OU INSATURADA

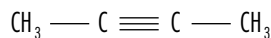
Cadeia Saturada

(apresenta apenas ligações simples entre carbonos)



Cadeia Insaturada

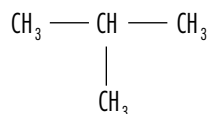
(apresenta ligações dupla ou tripla entre carbonos)



III. CADEIA NORMAL OU RAMIFICADA

Cadeia Ramificada

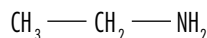
(apresenta os átomos de carbono fora da sequência)



IV. CADEIA HOMOGÊNEA OU HETEROGÊNEA

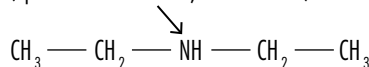
Cadeia Homogênea

(não apresenta heteroátomo entre carbono)



Cadeia Heterogênea

(apresenta heteroátomo, entre carbono)

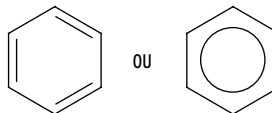


Heteroátomo é um átomo diferente de carbono que está ligado a pelo menos dois carbonos da cadeia.

No caso das cadeias cíclicas, ainda podemos classificá-las em:

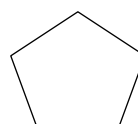
Aromática

(possui núcleo aromático ou anel benzênico)



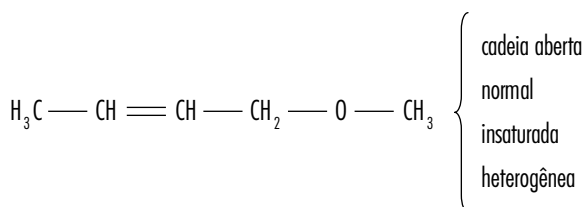
Alíclica

(não possui núcleo aromático)

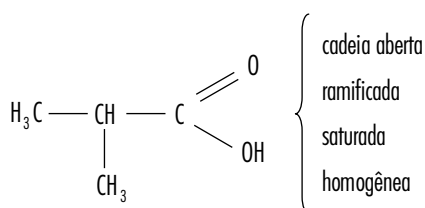


Utilizando os exemplos a seguir e todos os critérios estudados, observe como vamos classificar as cadeias representadas:

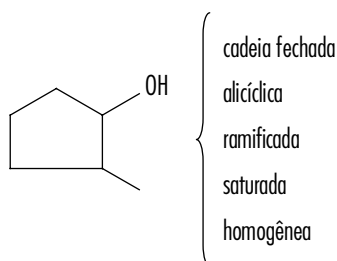
Exemplo III



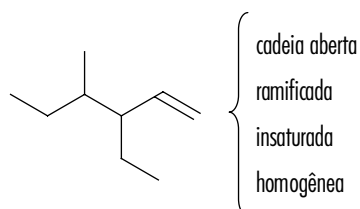
Exemplo IV



Exemplo V

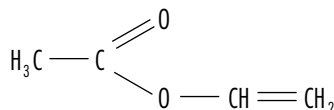


Exemplo VI



Atividade 5

As gomas de mascar são produzidas com derivados do acetato de vinila:



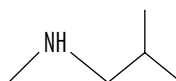
a) Quantos átomos de carbono primários existem nessa molécula?

b) Classifique essa cadeia, conforme os critérios estudados.

c) Determine o número de ligações sigma (σ) e de ligações pi (π) presentes em cada molécula do acetato de vinila.

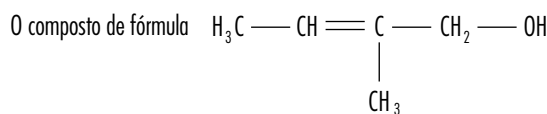
Atividade 6

A cadeia carbônica do metil-isobutilamina, é:



- (A) acíclica, homogênea e saturada.
 (B) cíclica, heterogênea e saturada.
 (C) acíclica, saturada e ramificada.
 (D) cíclica, heterogênea e insaturada.
 (E) acíclica, insaturada e normal.

Atividade 7



tem sua cadeia carbônica classificada como:

- (A) fechada, normal, heterogênea e insaturada.
 (B) aberta, ramificada, homogênea e saturada.
 (C) aberta, normal, saturada e heterogênea.
 (D) aberta, ramificada, homogênea e insaturada.
 (E) fechada, ramificada, homogênea e insaturada.

FUNÇÕES DA QUÍMICA ORGÂNICA

Como o número de compostos orgânicos é muito grande, estes compostos são divididos (ou classificados) em função de suas propriedades que estão relacionadas com as características das suas cadeias carbônicas e, também, em função de suas características químicas. Surgem, assim, as Funções Orgânicas.

A mais simples de todas é denominada hidrocarbonetos, por apresentar apenas os elementos C e H em suas composições. Sua principal fonte natural é o petróleo, uma mistura de hidrocarbonetos com número de carbonos variável que, a partir da destilação fracionada, pode ser usado para a obtenção de alguns dos combustíveis de uso cotidiano, como mostra a tabela a seguir:

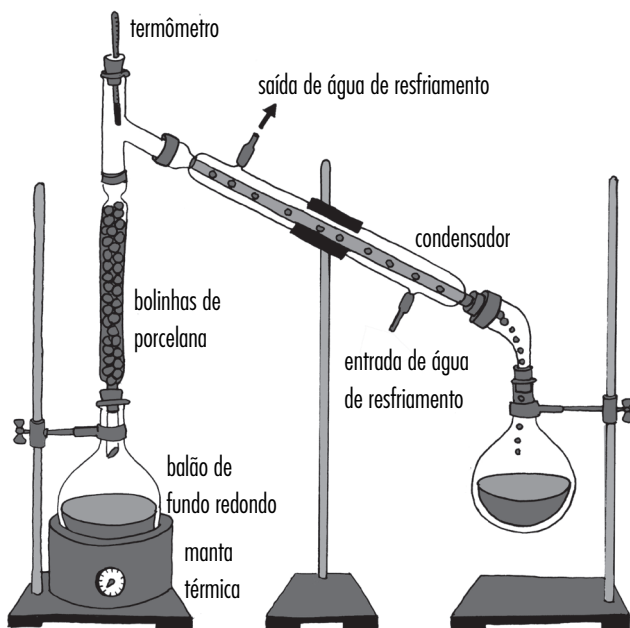


Figura 5.1: Aparelhagem de destilação fracionada

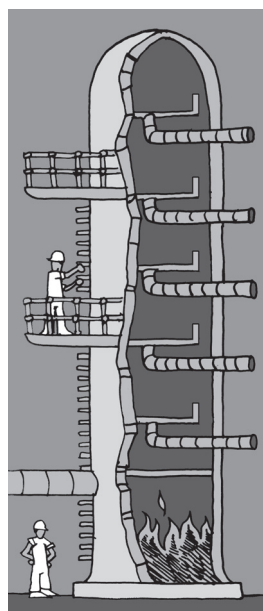
Frações	Composição Aproximada	Utilização Principal
Gás Natural	1 a 2 Carbonos	Gás Natural Veicular
Gás Engarrafado	3 a 4 Carbonos	Gás de Cozinha
Gasolina	6 a 10 Carbonos	Combustível de Motores de Explosão
Querosene	10 a 16 Carbonos	Combustível Doméstico e de Aviação
Óleo Diesel	15 a 18 Carbonos	Combustível de Caminhão e de Ônibus

Tabela 5.1: Frações do Petróleo

:: Destilação Fracionada ::

Em um laboratório, a destilação fracionada é feita com uma aparelhagem na qual uma coluna separa o balão de destilação do condensador, conforme mostra a figura 5.1. A coluna é cheia com pequenas pérolas de vidro, o que gera uma grande superfície de contato sobre a qual o componente menos volátil do vapor pode condensar e retornar ao balão de destilação. O componente mais volátil move-se com maior facilidade para cima, pela coluna, e passa ao condensador.

Nas refinarias de petróleo, o aquecimento do petróleo bruto é feito em torres que possuem, ao longo da coluna principal, uma série de pratos perfurados em várias alturas, um para cada fração desejada. Podemos visualizar o processo por meio do esquema a seguir:



Gás Natural	— 1 a 2 carbonos
Gás Engarrafado	— 3 a 4 carbonos
Gasolina	— 6 a 10 carbonos
Querosene	— 10 a 16 carbonos
Óleo Diesel	— 15 a 18 carbonos

Figura 5.2: Torre de fracionamento do petróleo

Desta forma, surgiu a necessidade de nomear os hidrocarbonetos conforme a maior ou menor complexidade de suas estruturas. Consequentemente, foram determinadas regras de nomenclatura para compor os nomes.

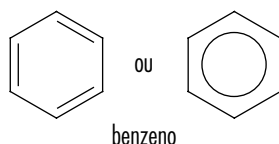
Os hidrocarbonetos não aromáticos de cadeias normais seguem as seguintes regras:

Prefixo - Ciclo	Radical	Infixo	Sufixo
Somente para hidrocarbonetos (HC) cíclicos	Relativo ao Número de Carbonos (C)	an (C — C)	0
		ou	
		en (C = C)	
		ou	
	1 C: met	in (C ≡ C)	
	2 C: et	↓	
	3 C: prop	A ligação dupla ou tripla deve ser localizada nas cadeias principais com nº de C	
	4 C: but	≥ 4, a partir da extremidade mais próxima.	
	5 C: pent		
	6 C: hex		
	7 C: hept		
	8 C: oct		
	9 C: non		
	10 C: dec		

:: Aromáticos ::

Denominação atribuída devido ao odor exalado por um grupo de substâncias orgânicas que possuem pelo menos um grupo aromático.

Estas substâncias apresentam nomes próprios e independentes das regras estabelecidas.



Vamos agora, por meio de exemplos, nomear algumas substâncias que podem ser identificadas no nosso dia a dia, além de outras menos usuais.

Exemplo VII



1C → met

ligação simples → an

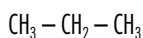
hidrocarboneto → o

Nome: **metano**

As principais fontes de metano são arrozais, pântanos, gás natural e queima de biomassa.

Como componente do gás natural, o metano é muito importante do ponto de vista ambiental, pois é um gás, composto só dos elementos carbono e hidrogênio. Assim, sua queima não produz óxidos de enxofre, que são os principais causadores da chuva ácida. Entretanto, é o segundo gás-estufa em importância, sendo responsável por 18% do efeito estufa, produzido principalmente pelo arroteio do gado e durante a decomposição de matéria orgânica (sem a presença de oxigênio) em campos de arroz e lixeiras.

Exemplo VIII



3C → prop

ligação simples entre carbonos → an

hidrocarboneto → o

Nome: **propano**

O propano é utilizado como gás engarrafado (butijão), como substituto do CFC na pressurização de aerossóis e como combustível.

O gás liquefeito do petróleo (GLP) comercializado no Brasil é praticamente uma mistura de gases na faixa de hidrocarbonetos com 3 e 4 átomos de carbono (propano e butano respectivamente).

Exemplo IX



Cadeia fechada → Ciclo

3C → prop

ligação simples entre carbonos → an

hidrocarboneto → o

Nome: **Ciclopropano**

O ciclopropano é um gás inflamável, chegando a ser explosivo em ambientes fechados. Porém, é um dos mais potentes anestésicos entre os hidrocarbonetos. Diferencia-se do éter por não provocar vômitos pós-operatórios; e do clorofórmio, por não causar acidentes tóxicos.

Exemplo X



2C → et

ligação dupla entre carbonos → en

hidrocarboneto → o

Nome: **Eteno**

O eteno também é conhecido como etileno.

O etileno, gás responsável pelo amadurecimento dos frutos e um dos produtos do processo petroquímico, é usado como matéria-prima para as indústrias de plásticos, como o PET (polietileno tereftalado — garrafas plásticas de refrigerantes) e o PVC (policloreto de vinila — tubos plásticos).

Exemplo XI



2C → et

ligação tripla entre carbonos → in

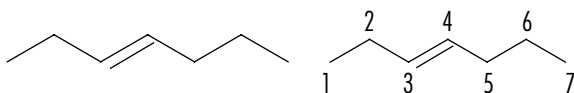
hidrocarboneto → o

Nome: **Etino**

O etino também conhecido como acetileno, é o gás usado em maçaricos.

O etino pode ser polimerizado facilmente a temperaturas elevadas, obtendo-se uma gama variada de produtos. A polimerização é feita em reatores que permitem às moléculas de etino reagirem e se juntarem para formar cadeias de polímeros.

Exemplo XII



7C → hept

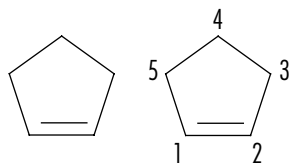
ligação dupla entre carbonos → en

hidrocarboneto → o

carbono onde se inicia a ligação dupla → 3

Nome: **hept-3-eno**

Exemplo XIII



cadeia fechada → ciclo

5C → pent

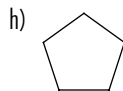
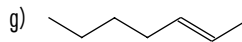
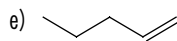
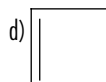
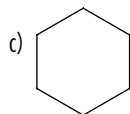
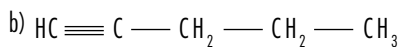
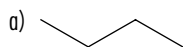
ligação dupla entre carbonos → en

hidrocarboneto → o

Nome: **Ciclopenteno**

Atividade 8

Escreva o nome dos hidrocarbonetos a seguir:



Atividade 9

Seguindo as regras estudadas, você conseguiu escrever o nome de alguns hidrocarbonetos. Agora, percorra o caminho inverso, escreva a fórmula estrutural a partir do nome.

a) etano

b) propino

c) cicloexeno

d) but-2-eno

e) propano

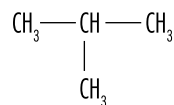
f) ciclobutano

g) hex-3-ino

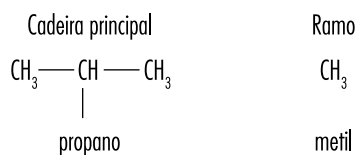
Os hidrocarbonetos também podem apresentar cadeias ramificadas como visto na classificação de cadeia carbônica. Neste caso, como fica a nomenclatura desses ramos?

Para identificar que grupo que possui carbono é um ramo deve-se utilizar a terminação il ou íla, conforme mostrado abaixo; e o nome do composto inicia sempre com o nome dos ramos em ordem alfabética e por último o nome da cadeia principal.

- A cadeia abaixo apresenta um ramo que contém 1 carbono.

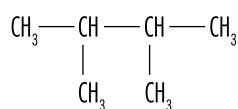


Podemos dividir a cadeia da seguinte forma: cadeia principal e ramo

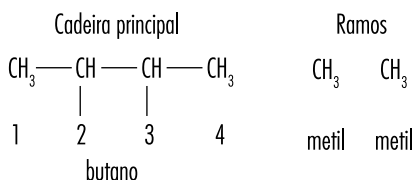


Nome do composto: metil-propano

- A cadeia abaixo apresenta dois ramos iguais contendo 1 carbono.



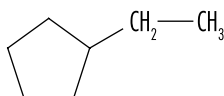
Podemos dividir a cadeia da seguinte forma: cadeia principal e ramo



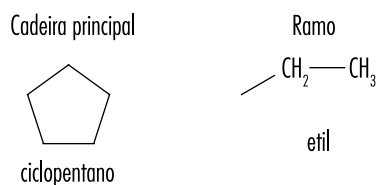
Obs.: os ramos estão ligados em diferentes carbonos dentro da cadeia, logo numerando a cadeia principal a partir de uma das extremidades, conforme indicado acima:

Nome do composto: 2,3-dimetil-butano

- A cadeia abaixo apresenta um ramo que contém 2 carbonos.

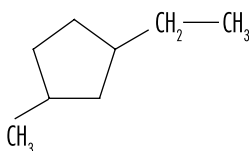


Podemos partir a cadeia da seguinte forma: cadeia principal e ramo

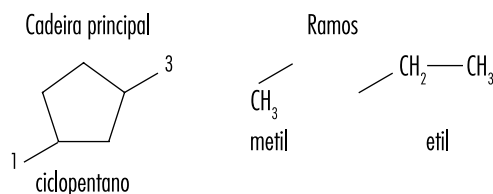


Nome do composto: etil-ciclopentano

- A cadeia abaixo apresenta dois ramos diferentes: um com 1 carbono e outro que contém 2 carbonos.



Podemos dividir a cadeia da seguinte forma: cadeia principal e ramos



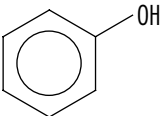
Obs.: Os ramos estão ligados em diferentes carbonos dentro da cadeia, os ramos devem receber a menor numeração possível. Neste caso específico a numeração fica “empatada”, deve-se numerar a cadeia principal seguindo a ordem alfabética do nome do ramo, conforme indicado:

Nome do composto: 1-etil-3-metil-ciclopentano

Como vimos, os hidrocarbonetos constituem uma função orgânica de grande importância, devido à grande variedade e aplicabilidade de suas substâncias. Porém o estudo da Química Orgânica é mais amplo, pois envolve outras substâncias que possuem em sua estrutura elementos como o oxigênio, nitrogênio, halogênio, entre outros.

Por conta desses outros elementos que aparecem ligados às cadeias carbônicas, observamos modificações nas propriedades das substâncias. Essas, por sua vez, fazem surgir outras funções orgânicas.

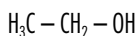
O quadro a seguir apresenta as funções orgânicas mais utilizadas com os seus respectivos grupos funcionais:

Função	Representação	Exemplo	Comentário
Hidrocarboneto	C_xH_y	CH_4	Apresenta apenas carbono e hidrogênio.
Álcool	$R-OH$	CH_3OH	Grupo hidroxila ligado a carbono saturado.
Fenol	$Ar-OH$		Grupo hidroxila ligado a carbono de anel aromático.
Éter	$R-O-R'$	CH_3-O-CH_3	Os grupos R e R' podem ser iguais ou diferentes. Cadeia heterogênea interligada pelo átomo de O.
Aldeído	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$	$H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$	Grupo $C=O$ (carbonila) na extremidade
Cetona	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow R' \end{matrix}$	$H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow CH_3 \end{matrix}$	Grupo $C=O$ (carbonila) fentre carbonos. Os grupos R e R' podem ser iguais ou diferentes.
Ácido Carboxílico	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$	$H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$	Quando a cadeia hidrocarbônica apresenta número $C \geq 14$ é chamado de GRAXO
Éster	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-R' \end{matrix}$	$H_3C-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-CH_3 \end{matrix}$	Produto da reação entre ácido carboxílico e álcool

Para nomearmos estruturas simples, seguimos as mesmas regras dos hidrocarbonetos, mas agora substituindo o sufixo "o" por novos sufixos: "ol" pra álcool, "al" para aldeído, "ona" para cetona, "oico" para ácido carboxílico; estes identificam uma outra função orgânica.

Vejamos, por meio de exemplos, as substâncias mais importantes que pertencem a outras funções orgânicas, com seus respectivos nomes.

Exemplo XIV



ligação simples entre carbonos $\rightarrow an$

função álcool $\rightarrow ol$

Nome: **Etanol**

O etanol é também conhecido como álcool etílico.

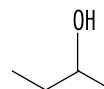
O etanol é largamente utilizado como álcool doméstico para limpezas diárias e como combustível de veículos automotivos, além de ser encontrado nas bebidas alcoólicas. A quantidade de álcool em bebidas alcoólicas é geralmente dada em

termos de porcentagem. A tabela a seguir mostra algumas bebidas e seu teor alcoólico.

Bebida	Porcentagem (v/v)
Cerveja	4%
Vinho	12%
Licores	18%
Whisky	36%
Vodka	40%
Cachaça	40%

Tabela 2: Concentração de álcool em diversas bebidas

Exemplo XV



Obs.: a numeração da cadeia é feita a partir da extremidade mais próxima da hidroxila (OH)

4C → but

Ligações simples entre carbonos → an

Função álcool → ol

Posição do OH → 2

Nome: butan-2-ol

Exemplo XVI

Escreva a fórmula estrutural dos compostos abaixo

a) Pentan-1-ol

b) 3-metil butan-1-ol

Solução:

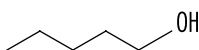
a) Pent → 5 C

an → ligações simples entre carbonos

ol → álcool

1 → OH na extremidade

Fórmula:



b) Ramo

il → ramo

met → 1 carbono

3 → posição a partir da extremidade mais próxima à função

Cadeia principal

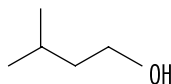
but → 4 C

an → ligações simples entre carbonos

ol → álcool

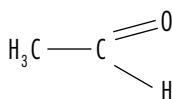
1 → OH na extremidade

Fórmula:



Exemplo XVII

Escreva os nomes dos compostos representados pelas fórmulas a seguir



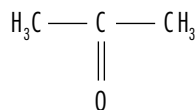
2C → et

ligação simples entre carbonos → an

função aldeído → al

Nome: **Etanal**

O etanal está presente em bebidas alcoólicas fermentadas, principalmente o vinho, sendo responsável pelas dores de cabeça ocorridas quando há ingestão em excesso.



3C → prop

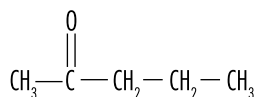
ligação simples entre carbonos → an

função cetona → ona

Nome: **Propanona**

:: Propanona ::

Solvente comercialmente conhecido como acetona — é um líquido incolor, inflamável, muito volátil e que exala um cheiro suave e agradável.



Obs.: a numeração da cadeia é a partir da extremidade mais próxima da carbonila (CO)

5C → pent

Ligações simples entre carbonos → an

Função cetona → ona

Posição da CO → 2

Nome: pentan-2-ona

Exemplo XVIII

Escreva a fórmula estrutural dos compostos a seguir

a) ciclopentanona

b) 4-metil pentan-2-ona

Solução:

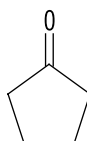
a) Ciclo → fechada

pent → 5 C

an → ligações simples entre carbonos

ona → cetona

Fórmula:



b) Ramo

il → ramo

met → 1 carbono

4 → posição a partir de extremidade mais próxima à função

Cadeia principal

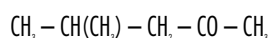
pent → 5 C

an → ligações simples entre carbonos

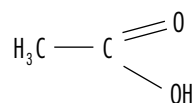
ona → cetona

2 → posição da CO

Fórmula:



Agora escreva o nome da molécula:



2C → et

ligação tripla entre carbonos → an

função ácido carboxílico → ico

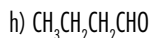
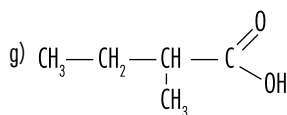
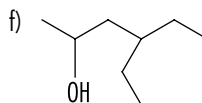
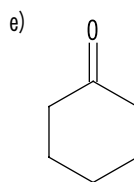
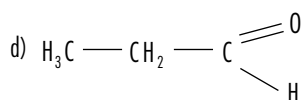
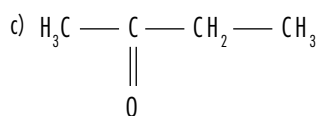
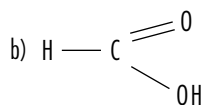
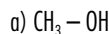
Nome: **ácido etanóico**

:: Ácido etanóico ::

Também denominado vulgarmente como ácido acético — é normalmente comercializado como uma solução aquosa a 4% (o famoso vinagre).

Atividade 10

Identifique a função e dê o nome da substância representada pela fórmula:



QUÍMICA EM FOCO

ISOMERIA

Certamente, você já observou palavras construídas com o mesmo número de letras, porém com sentidos diferentes. Como por exemplo, se pegarmos as palavras: ALÉM; LEMA e MELA observamos que todas possuem quatro letras diferentes (A, L, M e E), mas com significados diferentes devido à organização das mesmas.

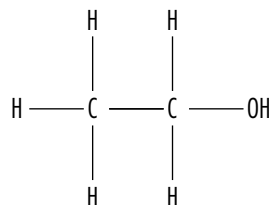
Na Química, poderíamos dizer que temos algo semelhante, que seriam os ISÔMEROS (do grego iso = mesma; meros = partes), isto é, substâncias com a mesma fórmula molecular, mas que apresentam propriedades físico-químicas diferentes.

Como isto é possível, ou seja, como substâncias de mesma fórmula molecular podem apresentar propriedades físico-químicas diferentes?

A partir da fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, que é um exemplo simples, podemos entender esta questão se ligarmos os átomos de formas diferentes.

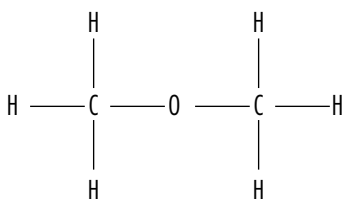
Sabendo que os átomos do elemento carbono estabelecem 4 ligações covalentes, os átomos do elemento hidrogênio fazem uma ligação covalente e o átomo do elemento oxigênio faz duas ligações covalentes, podemos obter as seguintes substâncias:

Substância 1



Esta organização dos átomos leva à formação de uma substância pertencente à função **ÁLCOOL**, ou seja, hidroxila (OH) ligada a carbono saturado.

Substância 2



Esta organização dos átomos leva à formação de uma substância pertencente à função ÉTER, ou seja, o heteroátomo oxigênio (O) entre os carbonos.

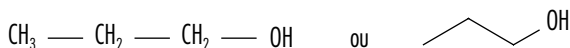
Logo, definimos que:

Isômeros são substâncias de mesma fórmula molecular, ou seja, o mesmo número de átomos, porém com estruturas diferentes.

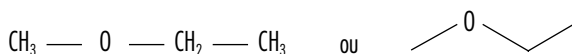
ISOMERIA PLANA

Isomeria Plana de Função — ocorre entre substâncias de mesma fórmula molecular que pertencem a funções diferentes.

Com a fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, você pode montar duas fórmulas estruturais planas diferentes:



Função Álcool



metóxi-etano

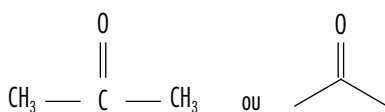
Função Éter

A diferença está na função orgânica a que pertence, o propan-1-ol é um ÁLCOOL e o metóxi-etano é um ÉTER. Desta forma, essas substâncias são ISÔMEROS DE FUNÇÃO. Assim:

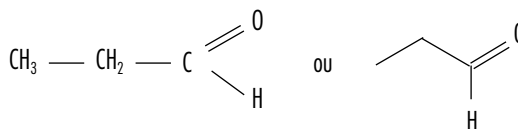
Isomeria de Função é aquela que apresenta isômeros que pertencem a funções diferentes.

Exemplo XIX

Quais as possíveis funções que podemos construir a partir de uma cadeia aberta e saturada de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$?



propanona (ou acetona) — Função Cetona



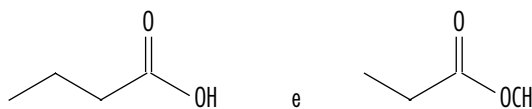
propanal — Função Aldeído

Atividade 11

As substâncias de fórmulas $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ e $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ são isômeras de função? Justifique sua resposta.

Atividade 12

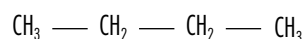
Identifique o tipo de isomeria que ocorre entre as substâncias a seguir. Justifique sua resposta.



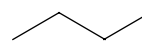
Isomeria Plana de Cadeia — ocorre entre substâncias de mesma fórmula molecular, mesma função e que possuem cadeias diferentes.

a. Cadeia Normal ou Ramificada

Com a fórmula molecular C_4H_{10} , podemos formar:



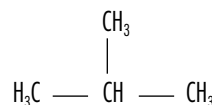
ou



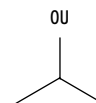
butano

Função Hidrocarboneto

Cadeia Normal



ou



metil-propano

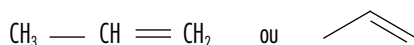
Função Hidrocarboneto

Cadeia Ramificada

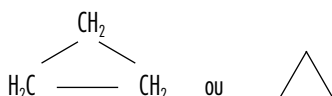
Você pode ver que foi possível formar o butano e metil-propano, que estão se diferenciando apenas na cadeia. O butano é um hidrocarboneto de cadeia normal, enquanto o metil-propano é um hidrocarboneto de cadeia ramificada. Por isso, são denominados ISÔMEROS DE CADEIA.

b. Cadeia Aberta ou Fechada

Com a fórmula C_3H_6 , podemos formar:



propeno
Função Hidrocarboneto
Cadeia Aberta

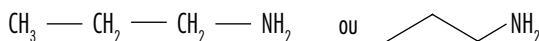


ciclopropano
Função Hidrocarboneto
Cadeia Fechada (Cíclica)

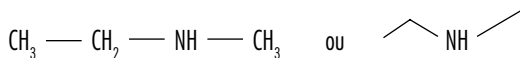
Você pode ver que foi possível formar o propeno (cadeia ABERTA) e o ciclopropano (cadeia FECHADA), que estão se diferenciando apenas na cadeia. Por isso, são denominados ISÔMEROS DE CADEIA.

c. Cadeia Homogênea ou Heterogênea

Com a fórmula $C_3H_7NH_2$, podemos formar:



propilamina
Função Amina
Cadeia HOMOGÊNEA



etil-metilamina
Função Amina
Cadeia HETEROGÊNEA

Você pode ver que a propilamina e etil-metilamina pertencem à mesma função (amina).

Porém, a propilamina apresenta cadeia HOMOGÊNEA e a etil-metilamina apresenta cadeia HETEROGÊNEA. Por isso, são denominados ISÔMEROS DE CADEIA.

Assim:

Isomeria de Cadeia é aquela que apresenta isômeros pertencentes à mesma função, mas possuem diferentes tipos de cadeia.

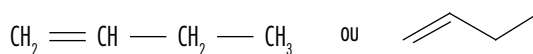
Atividade 13

Escreva as fórmulas de dois isômeros de cadeia de fórmula molecular C_4H_8 .

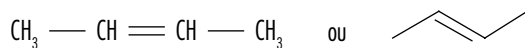
Isomeria Plana de Posição — ocorre entre substâncias de mesma fórmula molecular, mesma função, mesma cadeia principal e diferentes posições da insaturação, do grupo funcional ou do ramo (ramificação).

a. Posição da Insaturação

Com a fórmula C_4H_8 , podemos representar:



but-1-eno

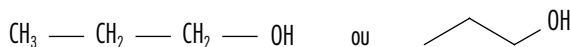


but-2-eno

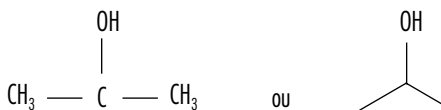
Você pode ver que foi possível representar o but-1-eno e o but-2-eno, que são diferenciados apenas pela posição da insaturação (LIGAÇÃO DUPLA ENTRE CARBONOS). Por isso, são denominados ISÔMEROS DE POSIÇÃO.

b. Posição do grupo Funcional

Com a fórmula C_3H_8O , podemos formar:



propan-1-ol

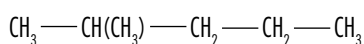


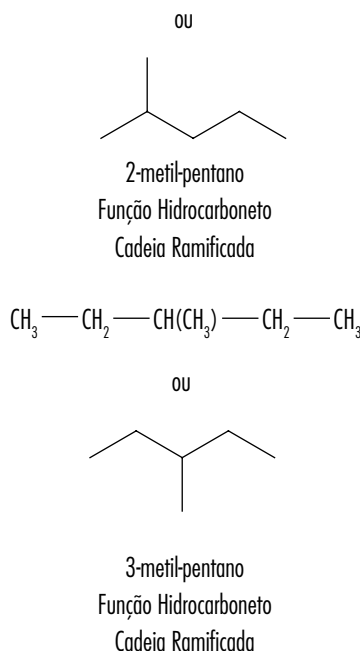
propan-2-ol (ou isopropanol)

Você pode ver que os álcoois propan-1-ol e o propan-2-ol são diferenciados apenas pela posição do grupo funcional hidroxila (OH). Por isso, são denominados ISÔMEROS DE POSIÇÃO.

c. Posição do Ramo (Ramificação)

Com a fórmula C_6H_{14} , podemos formar:





Você pode ver que os hidrocarbonetos 2-metil-pentano e o 3-metil-pentano são diferenciados apenas pela posição do ramo (METIL). Por isso, são denominados ISÔMEROS DE POSIÇÃO. Assim:

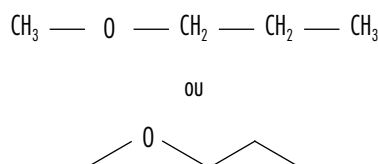
Isomeria de Posição é aquela que apresenta isômeros pertencentes à mesma função e têm o mesmo tipo de cadeia principal, mas possuem diferença na posição da insaturação, da ramificação ou do grupamento funcional.

Atividade 14

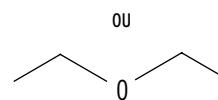
Escreva a fórmula estrutural e dê o nome do hidrocarboneto de cadeia saturada e ramificada que é isômero de posição 2-metil-hexano.

Metameria ou Isomeria de Compensação — ocorre entre substâncias de mesma fórmula molecular, mesma função, mesma cadeia e que possuem diferentes posições do heteroátomo.

Com a fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, você poderia escrever duas cadeias heterogêneas diferentes pertencentes à função éter, conforme estruturas abaixo:



metóxi-propano
Função Éter
Cadeia HETEROGÊNEA



etóxi-etano
Função Éter
Cadeia HETEROGÊNEA

Você pode ver que os éteres metóxi-propano e etóxi-etano apresentam diferença na posição do heteroátomo. Por isso, são denominados ISÔMEROS DE COMPENSAÇÃO OU METÂMEROS. Assim:

Metameria é um caso especial de isomeria de posição, em que ocorre a mudança na posição do heteroátomo, logo, só acontece em substâncias de mesma função e cadeias heterogêneas.

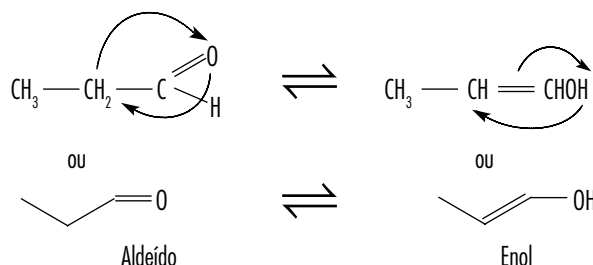
Atividade 15

Escreva a fórmula estrutural e dê o nome de dois ésteres, de cadeia aberta, saturada e de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, que apresentam metameria.

Tautomeria — representa um caso especial de isomeria de função, porém só acontece entre os pares Aldeído e Enol ou Cetona e Enol. Esta isomeria ocorre porque as substâncias que pertencem às funções aldeído e cetona estabelecem equilíbrio dinâmico com as suas respectivas formas enólicas.

Com a fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, você poderia representar duas substâncias diferentes pertencentes às funções aldeído ou cetona, conforme figura abaixo:

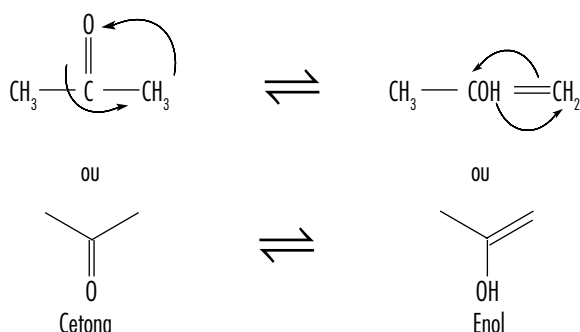
a. Aldeído em equilíbrio com o enol



Observe que um dos átomos de hidrogênio (H) ligado ao segundo carbono (C) da cadeia do aldeído migra e se liga ao oxigênio (O). Como consequência, a

ligação pi estabelecida entre o oxigênio e o carbono migra e é restabelecida entre os carbonos e vice-versa. Por isso, são denominados de tautômeros, que significa dois de si mesmo (tautos).

b. Cetona em equilíbrio com o enol



Agora, veja que o átomo de hidrogênio (H) do carbono (C) da extremidade direita da substância cetona migra e se liga ao oxigênio (O), fazendo assim a ligação pi migrar para ficar entre os carbonos e vice-versa. Por isso, são denominados de tautômeros. Assim:

Tautomeria é um caso especial de isomeria de função. Onde ocorre a mudança do átomo de hidrogênio, fazendo com que a ligação pi saia do átomo de oxigênio (O) e passe para a cadeia de carbonos. Ocorre somente entre as funções: Aldeído e Enol ou Cetona e Enol. Por isso, são chamados de tautômeros.

Atividade 16

A partir da fórmula molecular C_4H_8O , escreva a fórmula estrutural e dê o nome dos tautômeros de cadeia normal.

ISOMERIA ESPACIAL

Esse tipo de isomeria depende da forma como os ligantes se distribuem no espaço, uma vez que estes apresentam a mesma fórmula estrutural plana. A isomeria espacial é também chamada de estereoisomeria e está dividida em isomeria espacial geométrica e óptica.

Isomeria espacial geométrica — Devido ao impedimento de rotação em torno do eixo entre dois carbonos com ligantes diferentes, haverá no espaço a formação de duas substâncias distintas. Este tipo de isomeria ocorre em:

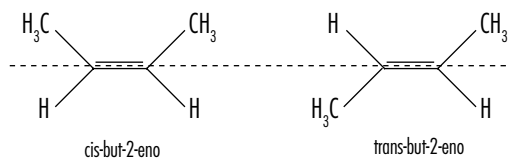
a. Cadeias abertas com ligação dupla entre dois carbonos com ligantes diferentes

Tomando como referência os carbonos ligados pela dupla e distribuindo

os ligantes em relação aos planos da mesma, teremos a formação do CIS (hidrogênios no mesmo plano) ou do TRANS (hidrogênios em planos diferentes).

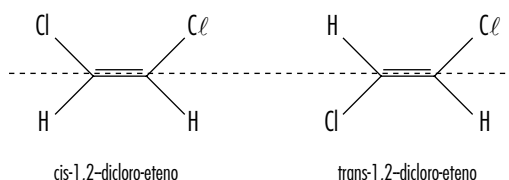
Exemplo XXI

Os carbonos da dupla do but-2-eno possuem como ligantes o CH_3 e o H. Sendo assim, se passarmos uma reta tracejada (—) paralela à ligação pi, veremos que os ligantes CH_3 ou H podem estar do mesmo lado da reta (CIS) ou de lados opostos à reta (TRANS). Por isso haverá duas substâncias diferentes, conforme figura abaixo.



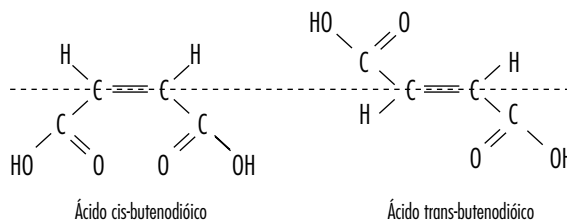
Exemplo XXII

Os carbonos da dupla do 1,2-dicloro-eteno possuem como ligantes o Cl e o H. Sendo assim, se passarmos uma reta tracejada (—) paralela à ligação pi, veremos que os ligantes Cl ou H podem estar do mesmo lado da reta (CIS) ou em lados opostos a reta (TRANS). Por isso haverá duas substâncias diferentes, conforme figura a seguir.



Exemplo XXIII

Os carbonos da dupla do ácido butenodióico possuem como ligantes o $COOH$ e o H. Sendo assim, se passarmos uma reta (—) paralela à ligação pi, veremos que os ligantes $COOH$ ou H podem estar do mesmo lado da reta (CIS) ou em lados opostos à reta (TRANS). Por isso haverá duas substâncias diferentes, conforme figura abaixo.

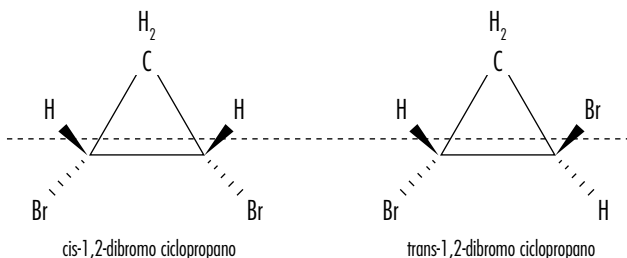


b. Cadeias fechadas, saturadas e com dois carbonos apresentando ligantes diferentes.

Tomando como referência os dois carbonos com ligantes diferentes, podemos distribuir os mesmos em planos diferentes e então haverá a formação do cis (hidrogênios no mesmo plano) ou do trans (hidrogênios em planos diferentes).

Exemplo XXIII

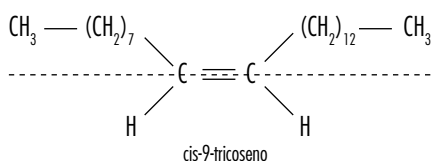
No 1,2 – dibromo-ciclopropano temos dois carbonos com ligantes diferentes, o Br e o H. Sendo assim, se passarmos uma reta entre estes carbonos, veremos que os ligantes H ou Br podem estar do mesmo lado (CIS) ou de lados opostos (TRANS). Por isso haverá duas substâncias diferentes, conforme figura abaixo.



Olha que interessante!

Os feromônios são compostos liberados por um animal para atrair outro da mesma espécie e de sexo oposto ou para demarcar territórios e são usados para manter comunicação entre animais da mesma espécie. Um dos tipos de feromônios são os atraentes sexuais de insetos, que facilitam sua reprodução. No entanto, essa capacidade de atrair sexualmente as fêmeas ou os machos pode ser utilizada também para controlar a disseminação de uma espécie.

Um exemplo de atraente sexual secretado pelas fêmeas da mosca doméstica é cis-9-tricoseno, cujo isômero trans não apresenta essa propriedade.



(Fonte: Usberco e Salvador. Química orgânica volume 3, 10ª edição.)

Atividade 17

Escreva os isômeros geométricos do 2,3-dicloro-but-2-eno.

ISOMERIA ÓPTICA (ÓTICA)

Os isômeros óticos apresentam praticamente as mesmas propriedades físicas, tais como: ponto de fusão, ponto de ebulição e a mesma densidade. Entretanto, eles diferem com relação a uma propriedade física: o desvio do plano da luz polarizada.

Mas o que significa luz polarizada? E por que ocorre o desvio?

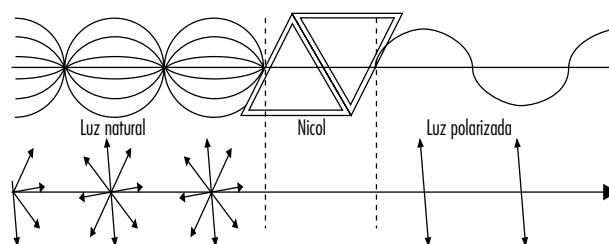
Para responder a estas perguntas precisamos primeiro entender o que é uma luz polarizada e em seguida estudar quando uma substância orgânica é capaz de desviar este plano.

Polarização da Luz

A luz é uma modalidade de energia radiante, sendo que na luz natural as vibrações se dão em todos os planos que contêm o eixo (xy), que representa a direção de propagação do raio luminoso. Luz polarizada é a luz cujas ondas vibram em um único plano. Existem certas substâncias capazes de polarizar a luz. Quando estas substâncias são atravessadas pela luz natural deixam passar apenas as ondas que vibram num determinado plano e absorvem as demais, e, desta forma, a luz ao sair destas substâncias está polarizada.

Na prática pode-se obter luz polarizada fazendo a luz natural atravessar um prisma de Nicol (prisma construído colando-se dois cristais de calcita com bálsamo de Canadá), conforme figura a seguir.

A luz ao atravessar uma substância opticamente ativa

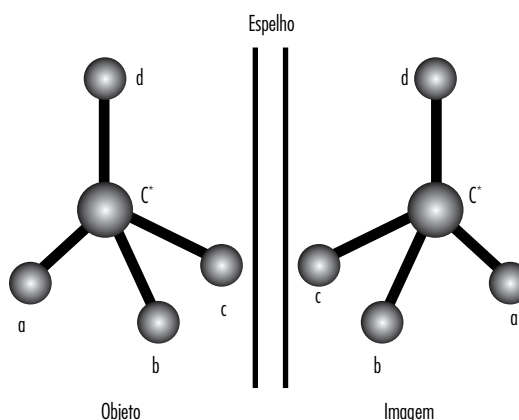


Entendemos como a luz é polarizada, mas ainda não vimos por que ocorre o desvio.

O desvio acontece toda vez que a estrutura possuir MOLÉCULAS ASSIMÉTRICAS, ou seja, moléculas que apresentam imagens espaciais que não são sobreponíveis.

Um exemplo fácil para compreender esta questão é você imaginar que a sua mão direita (objeto) está em frente a um espelho e que a imagem vista corresponde à sua mão esquerda. Tente sobrepor a mão direita sobre a esquerda e você não conseguirá, por isso é que a luva da mão esquerda não entra na mão direita e vice-versa.

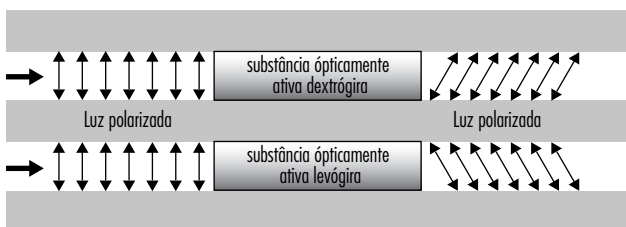
Na química orgânica, isso acontece toda vez que na molécula existir um carbono com quatro ligantes diferentes (ver figura a seguir).



Podemos verificar que a imagem vista no espelho não se sobrepõe ao objeto, ou seja, o c (da imagem) fica em cima do a (do objeto) e o a (da imagem) em

cima do c (do objeto). O átomo de carbono que está ligado a quatro radicais diferentes entre si (a, b, c, d) chama-se carbono assimétrico ou quiral (comumente representado por C*). A molécula que possui carbono assimétrico possui isômeros ópticos ou enantiômeros.

Logo, substâncias opticamente ativas são as que têm a propriedade de desviar o plano de vibração da luz polarizada. Quando o desvio é para a direita, o composto é denominado de isômero dextrógiro e quando o desvio é para a esquerda, o composto é denominado de isômero levógiro, ambos os isômeros desviam o plano da luz com o mesmo ângulo, só que para lados opostos. Porém, uma mistura desses dois isômeros em quantidades equimolares (quantidade de mol igual) não provoca o desvio do plano da luz (mistura opticamente inativa). Essa mistura é denominada mistura racêmica. (Ver figura a seguir).



Como podemos determinar o número de isômeros opticamente ativos e inativos? Utilizando a fórmula para os:

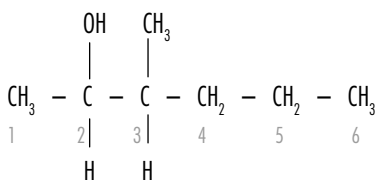
– Isômeros opticamente ativos – Dextrógiro e Levógiro \Rightarrow Isômero Ativo $= 2^n$

– Isômeros opticamente inativos = Mistura Racêmica \Rightarrow Isômero Inativo $= 2^{n-1}$

onde n representa o número de carbonos assimétricos diferentes (carbono com quatro ligantes diferentes).

Exemplo XXIV

Quantos isômeros ativos e inativos existem no 3-metil-hexan-2-ol?



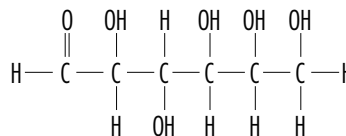
Podemos observar que o carbono 2 possui quatro ligantes diferentes (CH_3 , H, OH e $\text{CHCH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) assim como o carbono 3 (CH_3-CHOH , H, CH_3 e $\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$). Logo a estrutura possui dois carbonos assimétricos.

I Ativo $= 2^2$ (4 isômeros opticamente ativo – 2 dextrógiro 2 levógiro)

I Inativo $= 2^{2-1}$ (2 isômeros inativos – 2 racêmicos)

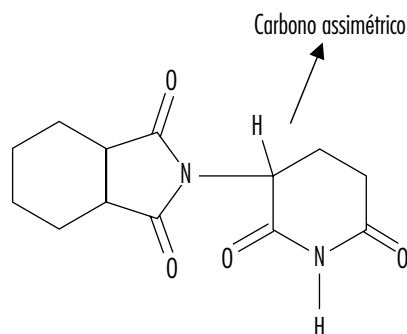
Atividade 18

Quantos isômeros ativos e inativos a glicose possui?



Glicose

FATOS E IDEIAS



Talidomida

A talidomida é uma medicação que foi sintetizada pela primeira vez na antiga Alemanha Oriental na década de 1950. Logo se descobriu que ela tinha efeito calmante (tranquilizante) e diminuía náuseas e vômitos. Além disto, ela não provocava nenhum problema em filhotes de ratos grávidas em testes de laboratório. Assim, ela foi vendida livremente em diversos países do mundo, sem necessidade de receita médica, e foi muito utilizada por mulheres grávidas, já que diminuía os enjoos característicos do início da gravidez.

Logo no final dos anos 1950 e início dos anos 1960, nasceram milhares de crianças com defeitos de nascença: sem parte dos braços, sem pernas, com problemas em órgãos internos como o coração, rins e intestinos, com problemas de visão e audição, afora aqueles bebês que não sobreviveram. A causa logo ficou clara: era o uso da talidomida que causava todos estes problemas que receberam o nome de Síndrome da Talidomida Fetal. Mesmo algumas mulheres que tinham usado apenas um ou dois comprimidos no início da gravidez tiveram o filho afetado. Por causa deste terrível efeito, a medicação foi retirada do mercado e os afetados tiveram e têm direito a uma indenização até os dias de hoje.

A explicação encontrada é que o medicamento continha a mistura racêmica, onde o isômero dextrógiro tinha o efeito intencional de curar a náusea matinal, porém, o isômero levógiro causava os defeitos congênitos.

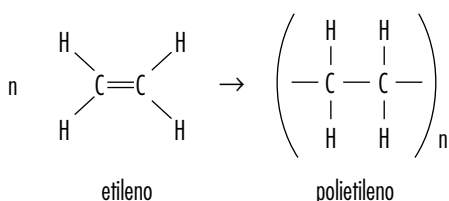
QUÍMICA EM FOCO

POLÍMEROS

No século XX a química orgânica contribuiu de forma significativa para o domínio e produção dos polímeros sintéticos. A busca para o melhor desempenho dos carros levou o homem a produzir peças de polímeros de baixa densidade que pudessem substituir parte da lataria e outras partes de ferro. Algumas aplicações dos polímeros: o uso de resinas poliméricas nas restaurações dentárias em substituição aos amálgamas (material complexo contendo compostos metálicos como os metais prata, mercúrio, cobre e zinco), considerado tóxico e a produção de fibras sintéticas como alternativa às necessidades das indústrias têxteis, antes dependentes exclusivamente das fibras encontradas na natureza.

Mas afinal de contas o que são polímeros? São moléculas orgânicas, naturais ou sintéticas, de altos pesos moleculares, cujas estruturas consistem na repetição de pequenas unidades, chamadas monômeros, originando uma molécula gigante chamada polímero [do grego poly (muitos) e meros (partes)]. Devido ao seu tamanho, a molécula de um polímero é chamada macromolécula. A reação que produz o polímero é denominada reação de polimerização. A molécula inicial (monômero) vai, sucessivamente, se unindo a outras, formando o dímero, trímero, tetrâmero... Até chegar ao polímero. Sua composição é baseada em um conjunto de cadeias poliméricas.

Um exemplo é a síntese do polietileno a partir do monômero etileno, conforme reação a seguir.



Aparentemente, o processo poderia prosseguir, sem parar, até produzir uma molécula de tamanho “infinito”; no entanto, fatores práticos limitam a continuação da reação.

Tipos de polímeros

1) Adição

Esse tipo de polímero é formado pela adição de moléculas de um só monômero.

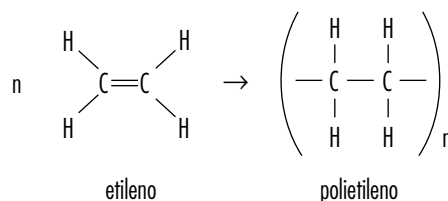
1- Polímeros vinílicos

Quando o monômero inicial tem o esqueleto C=C, que lembra o radical vinila.

a. Polietileno

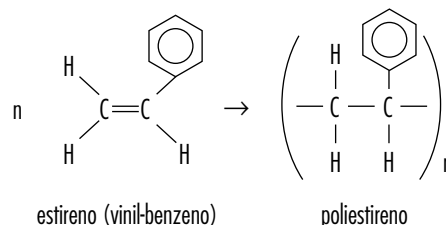
É obtido a partir do etileno (eteno). Possui alta resistência à umidade e ao ataque químico, mas tem baixa resistência mecânica. O polietileno é um dos

polímeros mais usados pela indústria. Sendo muito empregado na fabricação de folhas (toalhas, cortinas, invólucro, embalagens etc.), recipientes (sacos, garrafas, baldes etc.), canos plásticos, brinquedos infantis, no isolamento de fios elétricos etc.



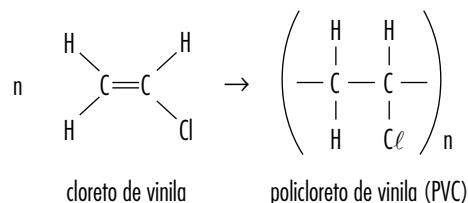
b. Poliestireno

É obtido a partir do estireno (vinil-benzeno). Esse polímero também se presta muito bem à fabricação de artigos moldados como pratos, copos, xícaras etc. É transparente, bom isolante elétrico e resistente a ataques químicos, embora amoleça pela ação de hidrocarbonetos. Com a injeção de gases no sistema, a quente, durante a produção do polímero, ele se expande e dá origem ao isopor.



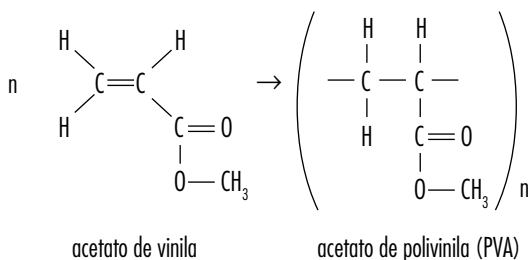
c. Cloreto de Polivinila (PVC)

É obtido a partir do cloreto de vinila. O PVC é duro e tem boa resistência térmica e elétrica. Com ele são fabricadas caixas, telhas etc. Com plastificantes, o PVC torna-se mais mole, prestando-se então para a fabricação de tubos flexíveis, luvas, sapatos, “couro-plástico” (usado no revestimento de estofados, automóveis etc.), fitas de vedação etc.



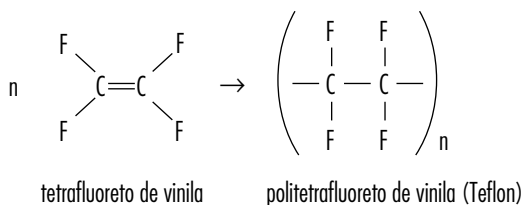
d. Acetato de Polivinila (PVA)

É obtido a partir do acetato de vinila. É muito usado na produção de tintas à base de água (tintas vinílicas), de adesivos e de gomas de mascar.



e. Politetrafluoretileno ou Teflon

É obtido a partir do tetrafluoreto. É o plástico que melhor resiste ao calor e à corrosão por agentes químicos; por isso, apesar de ser caro, ele é muito utilizado em encanamentos, válvulas, registros, painéis domésticos, próteses, isolamentos elétricos, antenas parabólicas, revestimentos para equipamentos químicos etc. A pressão necessária para produzir o teflon é de cerca de 50.000 atmosferas.

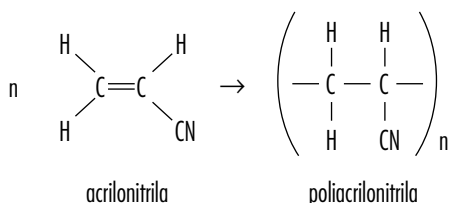


2- Polímeros acrílicos

Quando o monômero inicial tem o esqueleto do ácido acrílico:
 $\text{H}_2\text{C}=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{COOCH}_3$

a. Poliacrilonitrila

É obtido a partir da nitrila do ácido acrílico (acrilonitrila). É usado essencialmente como fibra têxtil — sua fiação com algodão, lã ou seda produz vários tecidos conhecidos comercialmente como orlon, acrilan e dralon, respectivamente, muito empregados especialmente para roupas de inverno.

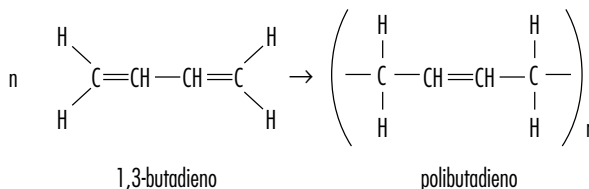


3- Polímeros diênicos

Quando o monômero inicial tem o esqueleto de um dieno conjugado, $\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{C}$. Esses polímeros constituem as borrachas sintéticas.

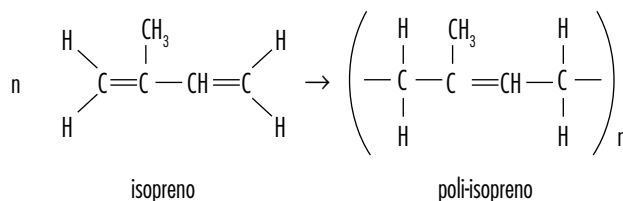
a. Polibutadieno ou Buna

É obtido a partir do but-1,3-dieno (eritreno), por adições nos carbonos 1,4. Este polímero constitui uma borracha sintética não totalmente satisfatória, e por esse motivo o 1,3-butadieno costuma ser copolimerizado com outras substâncias.



b. Poli-isopreno

É obtido a partir do metil-but-1,3-dieno (isopreno). Este polímero possui a mesma fórmula da borracha natural (látex) e é muito empregado na fabricação de carcaças de pneus.

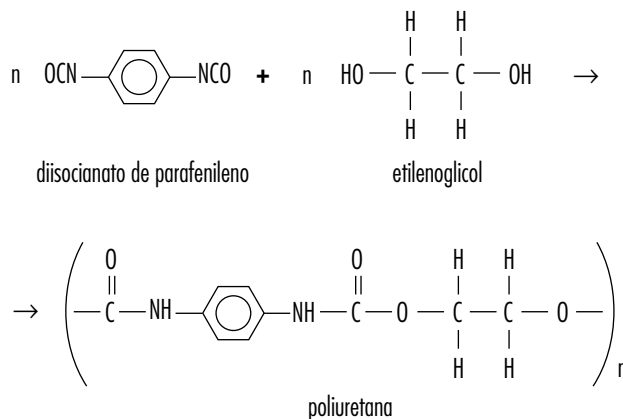


II) Copolímeros

Esses polímeros são formados a partir de dois ou mais monômeros diferentes.

a. Poliuretana

É obtido a partir do diisocianato de parafenileno e do etilenoglicol (etano-1,2-diol). Possui resistência à abrasão e ao calor, sendo utilizado em isolamentos, revestimento interno de roupas, aglutinantes de combustível de foguetes e em pranchas de surfe. Quando expandido a quente por meio de injeção de gases, forma uma espuma cuja dureza pode ser controlada conforme o uso que se quiser dar a ela.



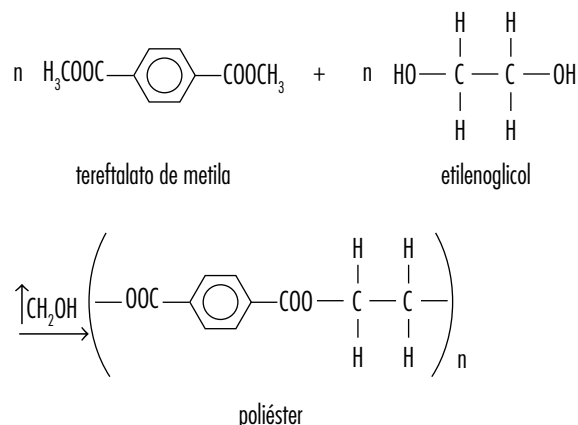
III) Polímeros de Condensação

Esses polímeros são formados a partir de monômeros iguais ou diferentes, havendo eliminação de moléculas simples (H_2O , NH_3 etc.).

1- Sintéticos

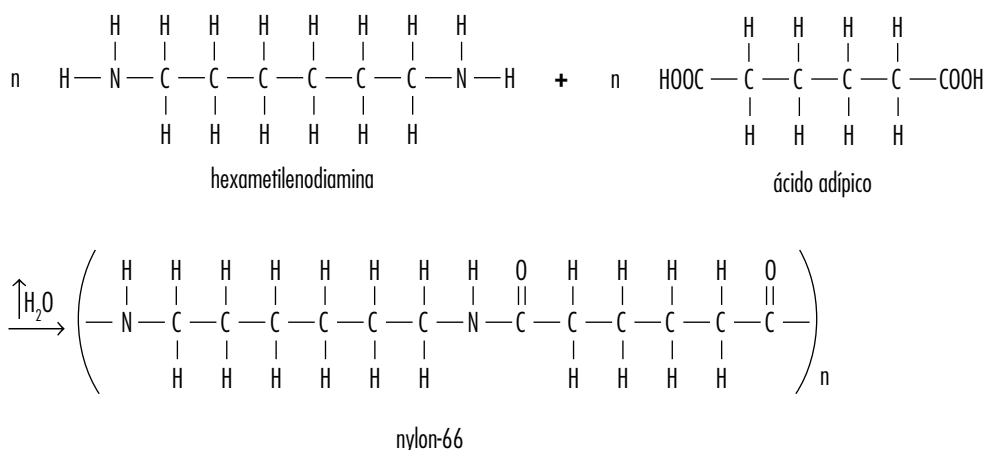
a. Poliésteres

Resultam da condensação de poliácidos (ou também seus anidridos e ésteres) com poliálcoois. Um dos poliésteres mais simples e mais importantes é obtido pela reação do éster metílico do ácido tereftálico com etileno-glicol. É usado como fibra têxtil e recebe os nomes de terilene ou dacron. Em mistura com outras fibras (algodão, lã, seda etc.) tecido denominado tergal.



b. Poliamidas ou Náílon

Estes polímeros são obtidos pela polimerização de diaminas com ácidos dicarboxílicos. Os náílon são plásticos duros e têm grande resistência mecânica. São moldados em forma de engrenagens e outras peças de máquinas, em forma de fios e também se prestam à fabricação de cordas, tecidos, garrafas, linhas de pesca etc. O mais comum é o náilon-66, resultante da reação entre a hexametilenodiamina (1,6-diamino-hexano) com o ácido adípico (ácido hexanodióico).

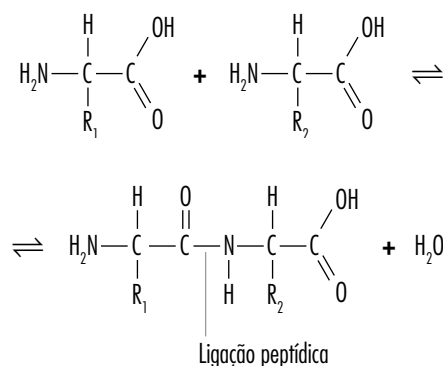


2- Naturais

a. Proteínas

São os constituintes básicos da vida: tanto que seu nome deriva da palavra grega *proteios*, que significa “em primeiro lugar”. A importância das proteínas, entretanto, está relacionada com suas funções no organismo, e não com sua quantidade. As proteínas também formam as enzimas que catalisam as reações bioquímicas, constituem hormônios e estão envolvidas na função do sistema imunológico.

Elas pertencem à classe dos peptídeos, pois são formadas por aminoácidos ligados entre si por ligações peptídicas. Uma ligação peptídica é a união do grupo amino ($-\text{NH}_2$) de um aminoácido com o grupo carboxila ($-\text{COOH}$) de outro aminoácido, formando assim a função amida (ver reação a seguir).

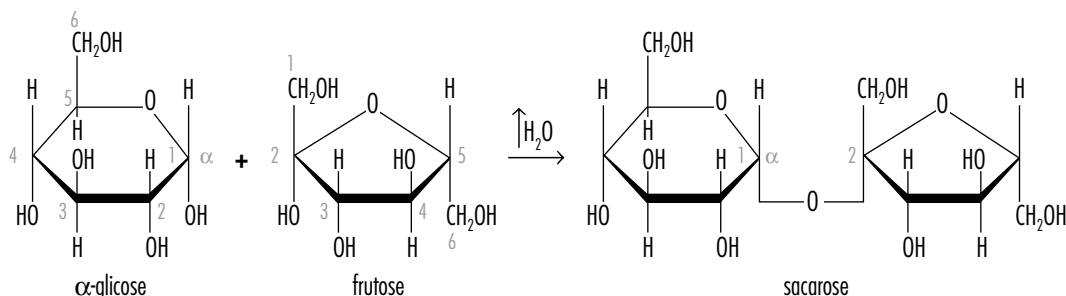


b. Carboidrato – Dissacarídeo Sacarose

Os carboidratos são as biomoléculas mais abundantes na natureza, apresentam como fórmula geral: $[\text{C}(\text{H}_2\text{O})]_n$, daí o nome “carboidrato”, ou “hidratos de carbono” e são moléculas que desempenham uma ampla variedade

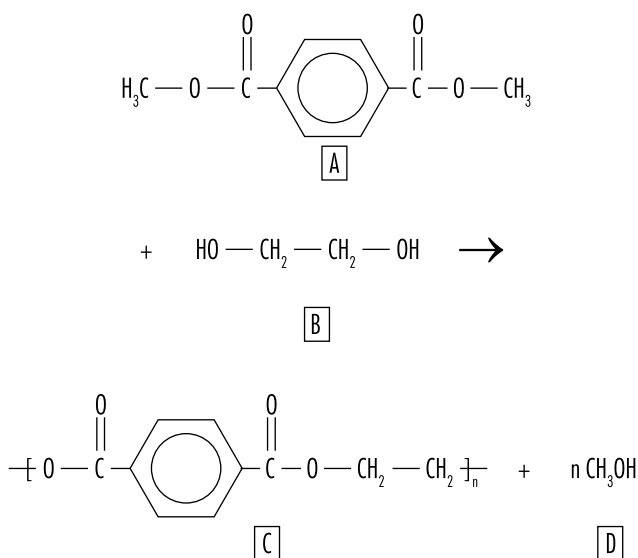
de funções, entre elas: fonte de energia, reserva de energia, estrutural e matéria-prima para a biossíntese de outras biomoléculas.

O carboidrato é a fonte de energia aceita do cérebro, importante para o funcionamento do coração e todo sistema nervoso.



Exemplo XXV

O poli(tereftalato de etileno), PET, é um termoplástico muito utilizado em garrafas de refrigerantes. Esse composto pode ser obtido pela reação química representada pela equação:



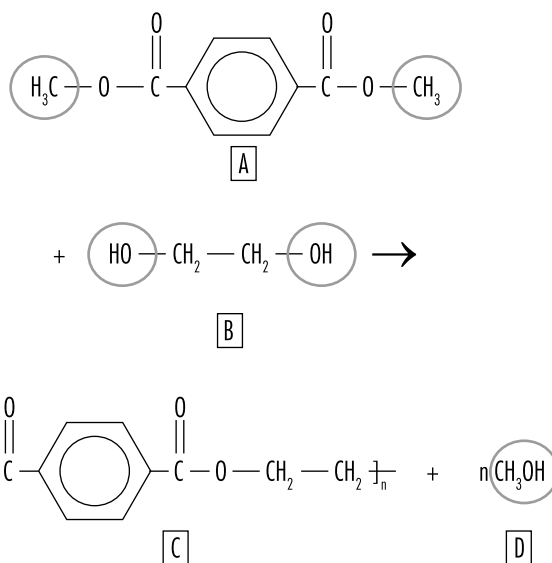
Em relação aos compostos A, B e C e ao tipo de reação de polimerização, pode-se afirmar que o composto C é:

- (A) Um poliéster, produzido pela policondensação de um hidrocarboneto aromático e um diálcool.
- (B) Uma poliamida, produzida pela policondensação de uma diamina aromática e um diálcool.
- (C) Um poliéter aromático, produzido pela poliadição de um diéster e um diácido carboxílico.
- (D) Um poliéster, produzido pela policondensação de um diéster e um diálcool.
- (E) Um polímero vinílico, produzido pela poliadição de monômeros vinílicos.

Resolução: Letra D

O composto C é um poliéster produzido pela policondensação de um diéster e um diálcool, esta reação também é conhecida como transesterificação. Observe a representação esquemática:

A sacarose é encontrada na maioria das frutas e dos vegetais e é conhecida como o açúcar comum. Ela é sintetizada a partir da polimerização de condensação da α -glicose com a frutose (ver reação a seguir).



Exemplo XXVI

A química de materiais está cada vez mais presente no dia a dia de um atleta. Uma variedade muito grande de materiais pode ser encontrada em centros esportivos, como uma simples palmilha ou o mais avançado tecido para confecção de maiô utilizado na natação.

Dentre os materiais empregados na confecção de artigos esportivos, destacam-se os polímeros, presentes na maioria das modalidades esportivas.

Em relação aos polímeros:

- a) Defina-os.
- b) Apresente três exemplos.

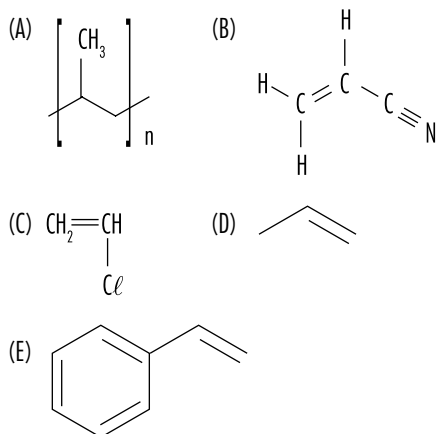
Solução

a) Polímeros são macromoléculas formadas pela interligação de unidades básicas chamadas monômeros.

b) Exemplos: polietileno, policloreto de vinila, baquelite.

Exemplo XXVII

O polipropileno (PP), um termoplástico *commodity*, é uma das resinas que apresentou maior crescimento no consumo, nos últimos anos, devido à sua grande versatilidade em inúmeras aplicações. O monômero utilizado para obtenção do PP está representado na alternativa:



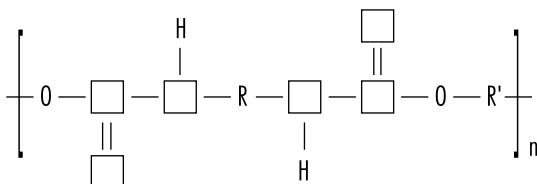
Solução : Letra D

A palavra poli significa vários; prop representa 3 carbonos, logo temos como única alternativa a letra D

Exemplo XXVIII

Um maiô produzido com material polimérico foi utilizado pela maioria dos competidores de natação em Beijing. Afirma-se que ele oferece uma série de vantagens para o desempenho dos nadadores: redução de atrito, flutuabilidade, baixa absorção de água, ajuste da simetria corporal e melhoria de circulação sanguínea, entre outras. O tecido do maiô é um misto de náilon e elastano, esse último, um copolímero de poliuretano e polietilenoglicol.

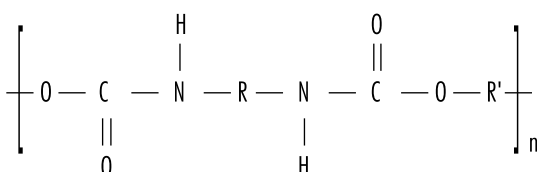
a) A cadeia do poliuretano a que se refere o texto está parcialmente representada a seguir. Preencha os quadrados com símbolos atômicos, selecionados entre os seguintes: H, F, U, C, N, O, Sn.



Solução

a) Os elementos omitidos serão determinados pelo número de ligações que cada átomo realiza, para isso é só consultar a tabela periódica.

C — 4 ligações; N — 3 ligações, O — 2 ligações

**FATOS E IDEIAS:
MAS QUE DROGA!****Organização Mundial da Saúde - OMS**

A Organização Mundial da Saúde é uma agência especializada em saúde, fundada em 7 de abril de 1948 e subordinada à Organização das Nações Unidas. Sua sede é em Genebra, na Suíça.

A OMS tem suas origens nas guerras do fim do século XIX (México, Crimeia). Após a Primeira Guerra Mundial, a sociedade das nações (SDN) criou seu comitê de higiene, que foi o embrião da OMS.

Segundo sua constituição, a OMS tem por objetivo desenvolver ao máximo possível o nível de saúde de todos os povos. A saúde sendo definida como:

A saúde é um estado de bem-estar físico, mental e social total e não exclusivamente a ausência de doença.

<http://pt.wikipedia.org/wiki>

Dentro deste contexto torna-se necessária a compreensão do conceito de drogas e sua relação com a saúde.

Drogas

A origem etimológica da palavra DROGA é incerta. A palavra pode ter sido derivada de DROWA (árabe), cujo significado é bala de trigo ou, ainda, pode ser originária de DROOGE VATE (holandês), cujo significado são tonéis de folhas secas, isto porque antigamente quase todos os medicamentos eram feitos à base de vegetais. Porém, segundo o Dicionário Aurélio, droga é qualquer substância ou ingrediente que se usa em farmácia, tinturaria etc.

Nos dias de hoje a palavra droga é rapidamente associada às substâncias que alteram os estados da mente, proporcionando experiências de prazer capazes de levar parte dos seus usuários ao uso contínuo e à dependência. Essas substâncias (drogas) também se tornaram sinônimas de coisas ruins (isso é uma droga!) e de situações indesejadas (que droga!). As drogas capazes de alterar o funcionamento mental ou psíquico são denominadas drogas psicotrópicas ou simplesmente psicotrópicos. Psicotrópico advém da junção de psico (mente) e trópico (atração por). Desse modo, drogas psicotrópicas são aquelas que atuam sobre o nosso cérebro, alterando nossa maneira de sentir, de pensar e, muitas vezes, de agir. Mas estas alterações do nosso psiquismo não são iguais para toda e qualquer droga. Cada substância é capaz de causar diferentes reações.

Uma parte das drogas psicotrópicas é capaz de causar dependência. Essas substâncias receberam a denominação de drogas de abuso, devido ao uso descontrolado observado com frequência entre os seus usuários.

Aurélio, novo dicionário da língua portuguesa, 3ª edição - 2004. www.einstein.br/alcooledrogas

Álcool

O álcool etílico, etanol ou apenas álcool (utilizado na fabricação de bebidas alcoólicas) é uma droga psicotrópica. Estas drogas atuam sobre o cérebro, alterando de alguma maneira o sentimento, as atitudes e os pensamentos (psiquismo).

O álcool etílico é uma droga psicotrópica depressora do sistema nervoso central. Provoca, portanto, uma mudança no comportamento e tem potencial para desenvolver dependência.

As drogas depressoras do sistema nervoso central diminuem a atividade do cérebro deprimindo seu funcionamento, além de comprometerem a capacidade de raciocínio, de julgamento e de decisão, tornando os reflexos bem mais lentos.

O álcool é uma das poucas drogas psicotrópicas que tem seu consumo admitido e incentivado pela sociedade, por isso ele é encarado de forma diferente em comparação com as outras drogas.

No entanto, apesar de sua ampla aceitação social, o consumo de bebidas alcólicas, quando excessivo, na dose e na frequência, pode se tornar um grave problema.

A ingestão de álcool provoca vários efeitos, que aparecem em duas etapas distintas: uma estimulante e outra depressora.

Nos primeiros momentos após a ingestão da bebida, podem aparecer os efeitos estimulantes como euforia, desinibição e facilidade para falar.

Pouco tempo depois, começam a aparecer os efeitos depressores, como a falta de coordenação motora, descontrole e sono.

Se o consumo for exagerado, o efeito depressor fica exacerbado, podendo levar ao coma. Tudo isso pode ser observado no quadro abaixo, onde se faz uma análise da quantidade e os efeitos do álcool no organismo de um motorista.

Etanol no sangue		
Etanol no sangue (gramas/litro)	Estágio	Sintomas
0,1 a 0,5	Sobriedade	Nenhuma influência aparente
0,3 a 1,2	Euforia	Perda de eficiência, diminuição da atenção, julgamento e controle
0,9 a 2,5	Excitação	Instabilidade das emoções, incoordenação muscular. Menor inibição. Perda do julgamento crítico
1,8 a 3,0	Confusão	Vertigens, desequilíbrio, dificuldade na fala e distúrbios da sensação
2,7 a 4,0	Estupor	Apatia e inércia geral. Vômitos, incontinência urinária e fezes
3,5 a 5,0	Coma	Inconsciência, anestesia. Morte
Acima de 4,5	Morte	Parada respiratória

Analisando a tabela acima podemos entender porque o Código Nacional de Trânsito prevê a penalização de todo motorista que apresentar mais de 0,6 grama de álcool por litro de sangue.

Os efeitos do álcool variam de pessoa para pessoa dependendo de uma série de fatores, como o costume de ingerir a bebida, a estrutura física (mais ou menos robusta) ou a origem (ocidental ou oriental).

Pessoas acostumadas a beber, de estrutura física robusta ou de origem ocidental sentem menos os efeitos do álcool e, exatamente por isso, se tornam vítimas mais fáceis do alcoolismo.

Os efeitos desagradáveis mais brandos relacionados ao consumo de bebidas alcoólicas são enrubescimento da face, dor de cabeça e o mal-estar causado pela ressaca.

Ao entrar no organismo humano, o álcool vai direto para o sangue. De lá, migra para o fígado, onde é metabolizado, e em seguida vai para o cérebro.

Quando o fígado não consegue desintoxicar-se por inteiro, produz-se a ressaca.

Os efeitos no corpo humano ocasionados pelo álcool

Efeitos físicos

- O álcool é um diurético potente (aumenta bastante o fluxo de urina), logo causa a DESIDRATAÇÃO e consequentemente esta perda de água provoca sede e dores de cabeça.

- Eletrólitos vitais como magnésio e potássio são excretados do corpo através da urina e consequentemente ocorre o desequilíbrio destes íons no organismo. A ausência destes sais minerais leva à alteração do batimento cardíaco, podendo provocar ARRITMIAS cardíacas após uma bebedeira.

- O álcool reduz o nível de açúcar no sangue, como a glicose, por exemplo, que é excretada através da urina. Isso provoca a sensação de CANSAÇO e falta de energia.

- Episódios de embriaguez, em longo prazo, podem desencadear o ALCOOLISMO, ou seja, a dependência física e psíquica do álcool.

- Diminuição dos reflexos.
- O uso em longo prazo aumenta o risco de doenças como o câncer na língua, boca, esôfago, laringe, fígado e vesícula biliar.

- Pode ocasionar hepatite, cirrose, gastrite e úlcera.
- Quando usado em grande quantidade pode ocasionar danos cerebrais irreversíveis.

- Pode causar problemas cardíacos e de pressão arterial.
- Pode levar à desnutrição.
- É uma causa conhecida de malformação congênita quando usado durante a gestação.

Efeitos emocionais

- Perda da inibição, sendo que a pessoa intoxicada com álcool pode fazer coisas que normalmente não faria, como, por exemplo, dirigir um carro em alta velocidade.

- Alteração do humor, ocasionando raiva, comportamento violento, depressão e até mesmo suicídio.

- Pode resultar em perda de memória.

- Prejuízo na vida familiar do alcoólatra, ocasionando desentendimento entre o casal, e problemas emocionais a longo prazo nas crianças.

- Diminuição da produtividade no trabalho.

Além de estar associado à desagregação familiar, às perdas materiais e ao desequilíbrio emocional, o álcool é responsável por 60% dos acidentes de trânsito nas cidades brasileiras e aparece em 70% dos laudos de mortes violentas.

O consumo excessivo do álcool acarreta altos custos para a sociedade e deve ser encarado como um sério problema de saúde pública.

Estima-se que um em cada três leitos hospitalares no Brasil é ocupado em decorrência direta ou indireta do consumo abusivo de álcool.

Há pesquisas que indicam que o País gasta 7,3% do Produto Interno Bruto (PIB) por ano para tratar de problemas relacionados ao álcool, que variam desde o tratamento de um dependente até a perda da produtividade por causa da bebida.

Já a indústria do álcool no país movimenta 3,5% do PIB, ou seja, metade do que o país gasta para tratar de problemas provocados pelo álcool.

Álcool e trânsito

A aprovação da Lei 11.705, que aumenta o rigor das punições a motoristas que ingerirem bebidas de álcool, muda o comportamento da sociedade. Com a Lei Seca, conduzir veículos com qualquer teor de álcool no organismo passa a ser crime. A punição para os infratores, classificada como falta gravíssima, prevê suspensão da carteira de habilitação por um ano, multa de quantia elevada, retenção do veículo e até prisão. A suspensão por um ano do direito de dirigir ocorre a partir da detecção de 0,1 miligrama de álcool por litro de ar expelido no exame do bafômetro ou 2 decigramas de álcool por litro de sangue. Acima de 0,3 miligramas por litro de álcool no ar expelido ou 6 decigramas por litro de sangue, a punição inclui também a detenção do motorista — que pode ser condenado a penas de seis meses a três anos. A lei, que também prevê a proibição da venda de bebidas alcoólicas em zonas rurais das rodovias federais, divide as opiniões da sociedade. Mas especialistas em trânsito afirmam que os ganhos para a segurança e saúde pública, serão incalculáveis.

Restrição à bebida para motoristas vai mudar o comportamento da população. As estatísticas das Polícias Rodoviária Federal (PRF) e Estadual (CRBM) confirmam os elevados índices de acidentes e de multas por embriaguez nos estados. Muitas autuações ocorrem aos sábados e domingos, pela madrugada e em horários no meio da tarde, segundo o chefe do núcleo de comunicação da PRF. “A Lei Seca deve provocar uma mudança de comportamento da população, pois ela é bem mais rigorosa”, afirma. A PRF explica que uma lata de cerveja já tende a extrapolar a tolerância que existe hoje. Ingerindo até 0,3 miligramas a pessoa está cometendo uma infração administrativa, sujeita a multa e pode ter a carteira de habilitação suspensa. Acima de 0,3 miligramas de álcool no sangue, está cometendo crime.

Envolvido ou não em acidente, o motorista será encaminhado à delegacia como criminoso.

Adaptado de: Lei Seca. Veículo: Canal do Transporte Seção: Jornais e Agências. Data: 03/07/2008, Estado: SP

No Brasil, as mortes por causas externas, ou seja, aquelas que poderiam ser evitadas, representam uma porcentagem elevada, especialmente entre a população mais jovem. Excluindo-se os homicídios, os acidentes de trânsito são os responsáveis pelo maior número de vítimas.

Os dados atestam também que pequenas quantidades de álcool afetam a segurança do motorista e de outras pessoas, o que demonstra a necessidade de um trabalho urgente e intenso para evitar a perigosa relação entre beber e dirigir.

Alcoolismo

Segundo o Conselho Nacional de Alcoolismo dos Estados Unidos, em conjunto com a Associação Americana de Medicina de Dependências Químicas:

Alcoolismo é uma doença primária, crônica, com fatores genéticos, psicossociais e ambientais influyendo no desenvolvimento humano. A doença é frequentemente progressiva e fatal. Tem por características contínuas ou periódicas a perda de controle sobre a ingestão de bebida. A negação do problema torna-se parte integrante da doença e o maior obstáculo para a recuperação do doente.

Ou, segundo a definição mais simples do professor de psiquiatria Donald W. Goodwin, da Universidade do Kansas:

Alcoólatra é a pessoa que bebe, tem problemas crescentes pelo fato de beber, quer parar de beber, mas continua bebendo.

Um indivíduo pode tornar-se alcoólatra devido a um conjunto de fatores, incluindo predisposição genética, estrutura psíquica, influências familiares e culturais.

Sabe-se que homens e mulheres têm quatro vezes mais probabilidade de ter problemas com álcool se seus pais foram alcoólatras.

Geralmente está associado a outras condições psiquiátricas como transtornos de personalidade, depressão, transtorno afetivo bipolar (antiga psicose maniaco depressivo), transtornos de ansiedade e suicídio.

O desenvolvimento do alcoolismo ocorre geralmente de forma gradual. Não basta o primeiro contato com a bebida alcoólica.

Quando uma pessoa faz uso da bebida para conseguir enfrentar situações problemas, isto reflete o início da dependência em relação ao álcool. Esta situação inicial de dependência quando surge na infância ou na adolescência é muito difícil de ser identificada, pois se confunde com as alterações comportamentais da imaturidade.

Os sinais que indicam a existência de algum problema são: beber logo de manhã, ficar de “pileque” em toda festa que frequenta, tomar cinco ou mais drinques de uma vez, ficando embriagado pelo menos uma vez por semana e colocar o álcool como prioridade nos seus interesses.

O alcoolismo é uma doença muito grave, pois afeta o dependente e toda a sua família, já que os comportamentos do alcoólatra atingem todos os que convivem com ele. O alcoólatra desenvolve mecanismo de defesa para proteger-se de si mesmo e dos outros. Esses mecanismos são, na maioria das vezes, mentiras que o alcoólatra diz para não ter de lidar com seus problemas e também para evitar o preconceito existente contra os alcoólatras.

Álcool e gestação

O consumo abusivo de bebidas alcoólicas durante a gravidez e toda amamentação pode trazer consequências graves para o recém-nascido. Para os especialistas mais de dois copos de bebida alcoólica duas vezes por semana já é considerado um consumo excessivo.

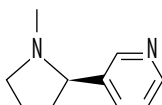
O Centro Brasileiro de Informações sobre Drogas Psicótropas (CEBRID), concluiu através de pesquisa que cerca de um terço dos bebês de mães que fizeram uso excessivo de álcool durante a gravidez, são afetados pela “Síndrome Fetal pelo Álcool”. Os recém-nascidos afetados por esta síndrome apresentam sinais de irritação, mamam e dormem pouco, além de apresentarem tremores (sintomas que lembram a síndrome de abstinência). As crianças severamente afetadas e que conseguem sobreviver aos primeiros momentos de vida, podem apresentar anormalidades faciais, retardo no crescimento e problemas no sistema nervoso central, além de problemas irreversíveis com aprendizado e memória.

<http://pt.wikipedia.org/wiki>
<http://www.abcdasaude.com.br/artigo.php>
<http://www.wmulher.com.br>
 Fonte: Reis, Marthá — Química Orgânica — editora FTD

Cigarro

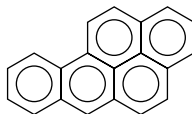
O tabagismo é o ato de se consumir cigarros ou outros produtos que contenham tabaco, cuja droga ou princípio ativo é a nicotina. A fumaça do cigarro é uma mistura de aproximadamente 4.720 substâncias tóxicas diferentes; que se constitui de duas fases fundamentais: a fase particulada e a fase gasosa. A fase gasosa é composta, entre outros, por monóxido de carbono, amônia, cetonas, formaldeído, acetaldeído, acroleína. A fase particulada contém nicotina e alcatrão. Essas substâncias tóxicas atuam sobre os mais diversos sistemas e órgãos e contêm mais de 60 substâncias cancerígenas, sendo as principais citadas a seguir:

Nicotina



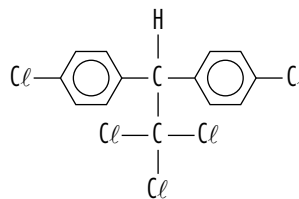
É um composto nitrogenado e causa o vício, além de ser cancerígeno.

Benzopireno



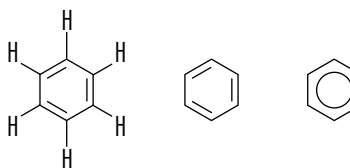
É um hidrocarboneto aromático policíclico de papel mutagênico e altamente cancerígeno. Esta substância é que facilita a combustão existente no papel que envolve o fumo.

Agrotóxicos – DDT (sigla de Dicloro-Difenil-Tricloroetano)



É um haleto orgânico usado como pesticida e foi largamente usado após a segunda guerra mundial para o combate dos mosquitos causadores da malária e do tifo. Causa doenças como o câncer.

Benzeno (solvente)



É um hidrocarboneto reconhecido como carcinogênico.

Metais Pesados – chumbo e o cádmio

Um cigarro contém de 1 a 2mg, concentrando-se no fígado, rins e pulmões, tendo meia-vida de 10 a 30 anos, o que leva a perda de capacidade ventilatória dos pulmões, além de causar dispneia, enfisema, fibrose pulmonar, hipertensão, câncer nos pulmões, próstata, rins e estômago.

Níquel e Arsênio

Armazenam-se no fígado e rins, coração, pulmões, ossos e dentes resultando em gangrena dos pés, causando danos ao miocárdio etc.

O tabagismo causa cerca de 50 doenças diferentes, principalmente as doenças cardiovasculares tais como: a hipertensão, o infarto, angina e o derrame. É responsável por muitas mortes por câncer de pulmão, de boca, laringe, esôfago, estômago, pâncreas, rim e bexiga e pelas doenças respiratórias obstrutivas como a bronquite crônica e o enfisema pulmonar. O tabaco diminui as defesas do organismo e com isso o fumante tende a aumentar a incidência de adquirir doenças como a gripe e a tuberculose. O tabaco também causa impotência sexual.

Fumo e gestação

O fumo durante a gestação traz sérios riscos para a gestante e pode levar à morte do feto. Estes riscos se devem, principalmente, aos efeitos do monóxido de carbono e da nicotina, após a absorção pelo organismo materno. Como consequência do fumo a gestante pode sofrer os seguintes riscos:

- Abortos espontâneos;
- Nascimentos prematuros;
- Bebês de baixo peso;

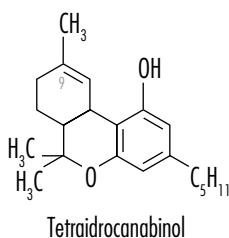
- Mortes fetais e de recém-nascidos;
- Gravidez tubária;
- Deslocamento prematuro da placenta;
- Placenta prévia e episódios de sangramento

<http://www.fiocruz.br> e [wikipedia.org](http://www.wikipedia.org)

Maconha

A maconha é o nome dado aqui no Brasil a uma planta chamada cientificamente de *Cannabis sativa*. Em outros países ela recebe diferentes nomes. O plantio da *Cannabis* foi proibido em praticamente todo mundo ocidental. A *Cannabis sativa* é uma das mais antigas plantas cultivadas pela espécie humana e parece ser originária da Ásia Central, do norte do Himalaia, sendo conhecida na China há aproximadamente 5.000 anos.

Em sua composição há mais de 60 elementos conhecidos como canabinóides, sendo o principal o delta-9- tetrahidrocanabinol. A concentração de THC, que se trata de uma substância alucinógena, pode ser de 1 a 10% ou mais nos produtos feitos a partir da folha, enquanto naqueles preparados com a resina pode alcançar a concentração de 20 a 70%.



A toxicidade aguda do THC é muito baixa. A dose letal em humanos não é ainda conhecida nem há relatos comprovados de morte em seres humanos por THC ou *Cannabis*. A gravidade, duração e frequência destes sintomas variam com a susceptibilidade do indivíduo, com o meio cultural em que este se insere e com a frequência e intensidade do consumo prévio de *Cannabis*.

No cérebro, o consumo agudo de *Cannabis* pode desencadear efeitos adversos psicóticos, cognitivos e no controle psicomotor.

Efeitos no controle psicomotor

- Desajustes no controle e coordenação motora
- Redução da atividade psicomotora
- Alterações da percepção sensorial e temporal
- Perturbações da comunicação oral
- Inibição do movimento

Efeitos cognitivos

- Dificuldades de concentração
- Distúrbios na memória a curto prazo
- Danos em todos os estágios da memória incluindo codificação, consolidação e recuperação

- Dificuldades de atenção
- Dificuldades de leitura em voz alta
- Diminuição da performance aritmética
- Efeitos amnésicos (relacionados com a inibição da liberação de neurotransmissores)

Efeitos psicóticos

- Euforia
- Sensação de bem-estar
- Sonolência
- Sedação
- Isolamento
- Imobilização
- Desordens psicóticas
- Síndromes de delírio e ansiedade
- Sentimento de pânico
- Despersonalização
- Aumento do apetite, marcadamente por alimentos doces

Efeitos físicos

Os efeitos físicos do THC têm menor relevância que os efeitos comportamentais, exceto nas crianças que se intoxicam por acidente. Entre outros efeitos destacam-se:

- Taquicardia
- Aumento da pressão diastólica associada à diminuição do tônus parasimpático
- Hipotensão ortostática (que causa tonturas e síncope)
- Hipossalivação e secura da boca
- Distúrbios de acomodação oftálmica e diminuição da reação da pupila à luz
- Diminuição da secreção lacrimal
- Dores de cabeça, náuseas, vômitos
- Relaxamento muscular (que pode originar quedas)

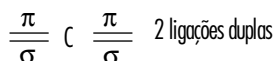
Por causar perturbações na coordenação motora, na percepção e nas funções cognitivas e afetivas, o consumo de THC pode apresentar perigos na condução de automóveis, pilotagem de aviões e utilização de máquinas.

<http://www.abpbrasil.org.br>
<http://pt.wikipedia.org>

RESUMO

Vamos colocar em tópicos os principais pontos que você estudou para que suas ideias fiquem bem organizadas:

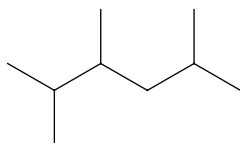
- os compostos orgânicos são formados por átomos de carbono que podem se unir formando cadeias, chamadas cadeias carbônicas;
- o carbono estabelece quatro ligações:



- o átomo carbono pode ser classificado em primário, secundário, terciário ou quaternário;
- as cadeias carbônicas podem ser classificadas segundo vários critérios, como abertas ou fechadas, saturadas ou insaturadas, normais ou ramificadas, homogêneas ou heterogêneas, aromáticas ou alicíclicas;
- entende-se por função orgânica um grupo de substâncias com propriedades características que apresentam um mesmo grupamento funcional;
- existem normas básicas para nomear as substâncias orgânicas. Estas sofrem pequenas modificações, principalmente nos sufixos, para identificar sua função orgânica.
- isômeros são substâncias que são representadas pela mesma fórmula molecular, porém diferem na arrumação dos átomos.
- existem isômeros de função, de cadeia e de posição.

EXERCÍCIOS

1) Observe a fórmula:

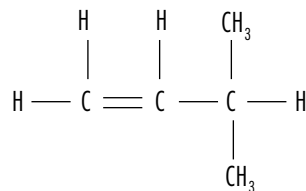


As quantidades totais de átomos de carbono primário, secundário e terciário são, respectivamente:

- (A) 5, 2 e 2
(B) 3, 2 e 2

- (C) 3, 3 e 2
(D) 2, 3 e 4
(E) 5, 1 e 3

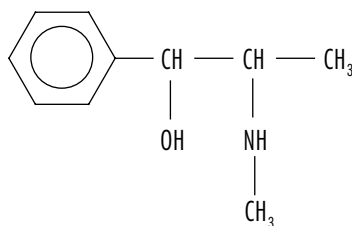
2) A molécula orgânica de fórmula



tem a seguinte característica:

- (A) possui uma única ligação pi
(B) só possui ligações sigma
(C) possui dois átomos de carbono terciário
(D) é heterogênea
(E) é saturada

3) Na Copa do Mundo, uma das substâncias responsáveis pela eliminação de Maradona foi a efedrina, cuja a representação é:



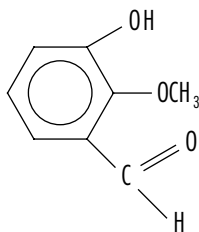
A fórmula molecular dessa substância é:

- (A) $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO}$
(B) $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{NO}$
(C) $\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{NO}$
(D) $\text{C}_{10}\text{H}_{10}\text{NO}$
(E) $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{NO}$

4) Os cães conhecem seus donos pelo cheiro. Isso se deve ao fato de os seres humanos apresentarem, junto à pele, glândulas que produzem e liberam ácidos carboxílicos. A mistura desses ácidos varia de pessoa para pessoa, o que permite a animais de faro bem desenvolvido conseguir discriminá-la. Com o objetivo de testar tal discriminação, um pesquisador elaborou uma mistura de substâncias semelhantes à produzida pelo dono de um cão. Para isso, ele usou substâncias genericamente representadas por :

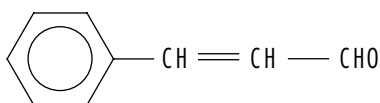
- (A) RCHO
(B) RCOOH
(C) RCH_2OH
(D) RCOOCH_3
(E) RCOR'

5) A vanilina, ou baunilha, cuja fórmula estrutural é apresentada a seguir, é uma substância de sabor e aroma agradáveis, daí seu uso em perfumaria e culinária:



Indique as funções orgânicas representadas na estrutura da vanilina.

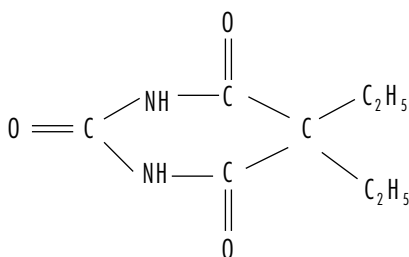
6) A substância cuja molécula está representada adiante é responsável pelo aroma natural de canela.



A função orgânica a que pertence essa substância é:

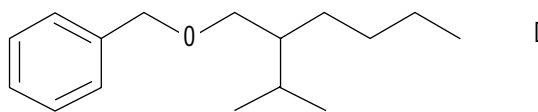
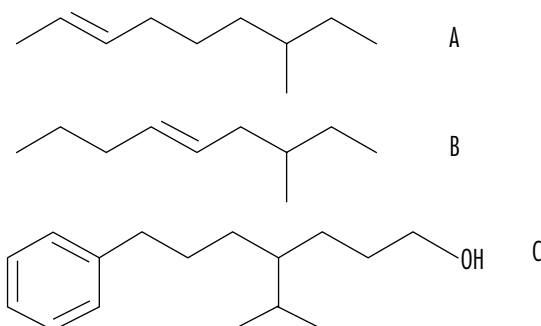
- (A) hidrocarboneto
- (B) fenol
- (C) éter
- (D) cetona
- (E) aldeído

7) A partir da fórmula do veronal (barbitúrico),



indique o número de carbonos primário, secundário, terciário e quaternário.

8) (UFPR) Considere as estruturas a seguir



I. Os compostos A e B são isômeros de posição e os compostos C e D são isômeros de função.

II. Os compostos A, B, C e D possuem carbono terciário.

III. Apenas os compostos A e B são aromáticos.

IV. Nenhum dos compostos possui cadeia ramificada.

V. Os compostos A e B são hidrocarbonetos, o composto C é um fenol e o composto D é um éter.

Assinale a alternativa correta.

- (A) Somente as afirmativas II e IV são verdadeiras.
- (B) Somente as afirmativas I e IV são verdadeiras.
- (C) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- (D) Somente as afirmativas II e V são verdadeiras.
- (E) Somente as afirmativas III e V são verdadeiras.

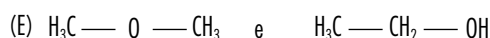
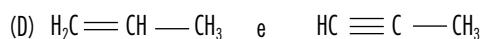
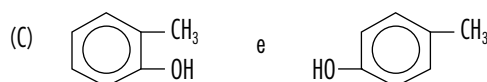
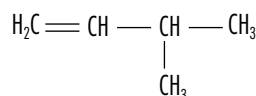
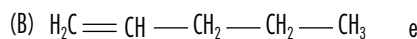
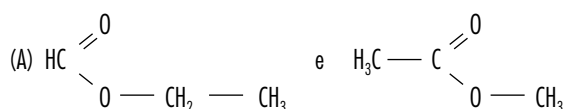
9) (UFRRJ) O butanoato de etila é um líquido incolor, empregado como essência artificial em algumas frutas, como, por exemplo, o abacaxi e a banana, sendo isômero do ácido hexanóico. O tipo de isomeria plana presente entre o butanoato de etila e o ácido hexanóico é de

- (A) cadeia.
- (B) posição.
- (C) função.
- (D) metameria.
- (E) tautomeria.

10) (UCDB-MT) O composto 2-metil-pentano é isômero de cadeia do composto:

- (A) 3-etil-2-metil-pentano
- (B) 3-etil-pentano.
- (C) 2-3-dimetil-butano
- (D) metil ciclopentano.
- (E) dimetil-propano.

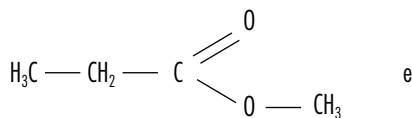
11) (MACKENZIE) Dentre os compostos formulados abaixo, os que apresentam isomeria de função são:



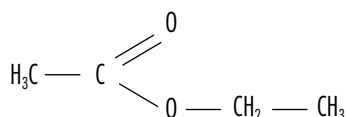
12) (UERJ) Isomeria é o fenômeno que se caracteriza pelo fato de uma mesma fórmula molecular representar diferentes estruturas. Considerando a isomeria estrutural plana para a fórmula molecular C_4H_8 , podemos identificar os isômeros dos seguintes tipos:

- (A) cadeia e posição.
- (B) cadeia e função.
- (C) função e metameria.
- (D) posição e metameria.

13) (UFRRN) Os compostos



propanoato de metila

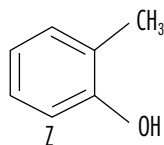
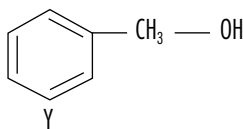
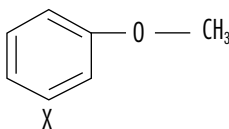


etanoato de etila

apresentam isomeria de:

- (A) função.
- (B) posição.
- (C) cadeia.
- (D) metameria.
- (E) tautomeria

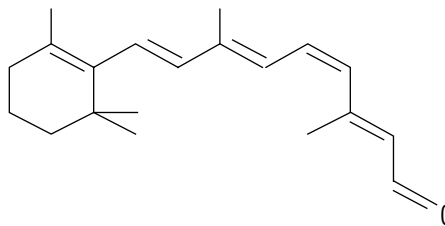
14) (PUC-RS) Com a fórmula molecular C_7H_8O existem vários compostos aromáticos, como, por exemplo,



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
 - (B) I e III
 - (C) II e IV
 - (D) I, III e IV
 - (E) II, III e IV

15) (UERJ) A fórmula a seguir representa um composto responsável pelo fenômeno da visão nos seres humanos, pois o impulso nervoso que estimula a formação da imagem no cérebro ocorre quando há interconversão entre isômeros deste composto.



Um isômero de função deste composto pertence à função denominada:

- (A) éster
- (B) amida
- (C) cetona
- (D) ácido carboxílico

16) (UFV) Considere os nomes dos hidrocarbonetos a seguir:

- I – 2,2-dimetil-butano
- II – 3-metil-hexano
- III – 1,2-dimetil-ciclobutano
- IV – ciclo-hexano
- V – hex-1-eno

A opção que relaciona CORRETAMENTE isômeros é:

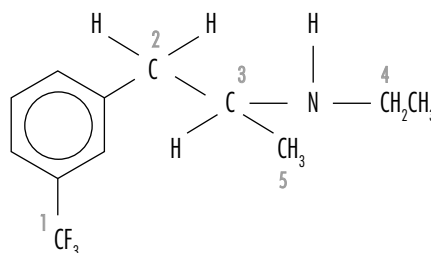
- (A) IV e V
- (B) II e IV
- (C) I e III
- (D) I e IV
- (E) II e V

17) (Unesp) O gliceraldeído, que é o menor dos açúcares considerados aldoses, apresenta isomeria óptica. O seu nome químico é 2,3-hidróxi-propanal.

a) Usando sua fórmula molecular, escreva a equação química que representa a reação de combustão do gliceraldeído.

b) Desenhe a sua fórmula estrutural e assinale com uma seta o carbono que justifica a existência da isomeria óptica.

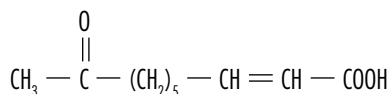
18) (UFG) "[...] o arranjo dos ligantes ao redor do átomo de carbono é tetraédrico [...]" Van't Hoff, 1874



Dos carbonos numerados na molécula representada, qual deles corresponde a um carbono assimétrico?

- (A) 1
(B) 2
(C) 3
(D) 4
(E) 5

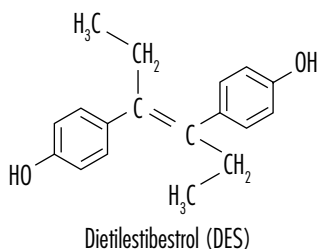
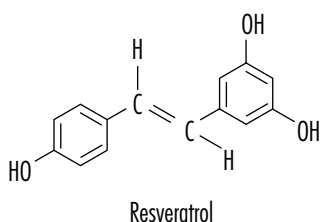
19) (Unesp) As abelhas rainhas produzem um feromônio cuja fórmula é apresentada a seguir.



a) Forneça o nome de duas funções orgânicas presentes na molécula deste feromônio.

b) Sabe-se que um dos compostos responsáveis pelo poder regulador que a abelha rainha exerce sobre as demais abelhas é o isômero trans deste feromônio. Forneça as fórmulas estruturais dos isômeros cis e trans e identifique-os.

20) (Unesp) Pesquisas recentes indicam que a relação entre o consumo moderado de vinho tinto e a diminuição da incidência de doenças cardiovasculares parece estar ligada à presença da substância resveratrol em vinho e suco de uva. Acredita-se que a atuação do resveratrol se deva à sua estrutura química, semelhante à do dietilestilbestrol (DES), um estrógeno sintético que atua sobre o nível de colesterol no sangue. As fórmulas estruturais das duas substâncias são fornecidas a seguir.



Assinale a alternativa que contém a afirmação correta sobre essas substâncias.

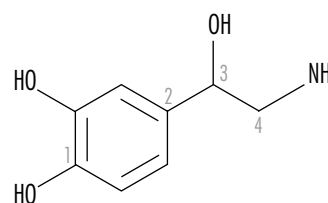
- (A) Ambas formam isômeros geométricos.
(B) Ambas apresentam atividade óptica.
(C) Ambas apresentam a função álcool em sua estrutura.
(D) Ambas apresentam características básicas, pois contêm o grupo OH em suas estruturas.
(E) Pode-se obter os ésteres das duas substâncias por reação com ácidos carboxílicos.

21) (Unicamp) As plantas necessitam se comunicar com insetos e mesmo com animais superiores na polinização, frutificação e maturação. Para isso, sintetizam substâncias voláteis que os atraem. Um exemplo desse tipo de substâncias é o pent-3-en-2-ol, encontrado em algumas variedades de manga, morango, pêssago, maçã, alho, feno e até mesmo em alguns tipos de queijo como, por exemplo, o parmesão. Alguns dos seus isômeros atuam também como feromônios de agregação de certos insetos.

a) Sabendo que o pent-3-en-2-ol apresenta isomeria cis/trans, desenhe a fórmula estrutural da forma trans.

b) O pent-3-en-2-ol apresenta também outro tipo de isomeria. Diga qual é, e justifique a sua resposta utilizando a fórmula estrutural.

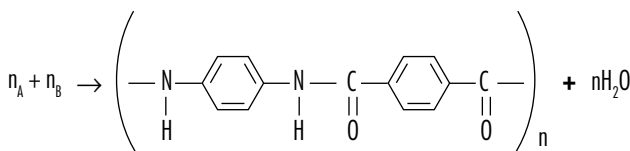
22) (UERJ) A noradrenalina é um hormônio cuja fórmula estrutural encontra-se representada a seguir.



O número que indica o átomo de carbono responsável pela atividade óptica desta molécula é:

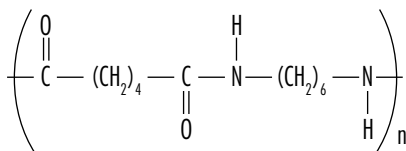
- (A) 1
(B) 2
(C) 3
(D) 4

23) Um polímero famoso por sua alta resistência térmica e mecânica, é conhecido comercialmente pelo nome de Kevlar. Sua obtenção se dá pela reação de desidratação/condensação de duas substâncias A e B, resultando no polímero e água, conforme reação abaixo. Os nomes dessas substâncias são, respectivamente:



- (A) p-diamino-benzeno e ácido p-benzóico
(B) o-diamino-benzeno e ácido p-benzenodióico
(C) anilina e ácido p-benzenodióico
(D) amino-benzeno e benzenal
(E) p-diamino-benzeno e ácido benzóico

24) (FGV) O náilon-66, estrutura representada na figura, é um polímero de ampla aplicação na indústria têxtil, de autopeças, de eletrodomésticos, de embalagens e de materiais esportivos.

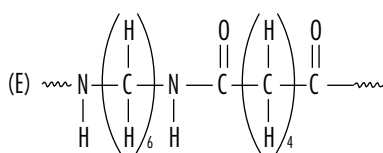
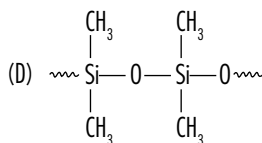
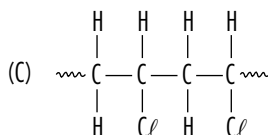
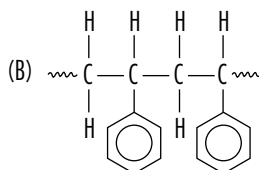
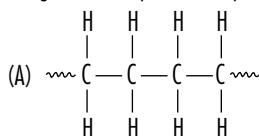


Esse polímero é produzido a partir da reação do ácido hexanodióico com a 1,6-diamino-hexano, formando-se também água como subproduto.

Quanto à classificação do polímero náilon-66 e ao tipo de reação de polimerização, é correto afirmar que se trata de

- (A) poliéster e reação de adição.
- (B) poliéster e reação de condensação.
- (C) poliamida e reação de adição.
- (D) poliamina e reação de condensação.
- (E) poliamida e reação de condensação.

25) (UFG) Um dos problemas ambientais causados por alguns polímeros é a produção de gases tóxicos ao serem queimados. Assim, derivados organo halogenados são produzidos quando ocorre a queima de:



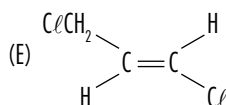
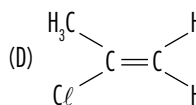
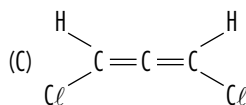
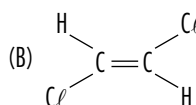
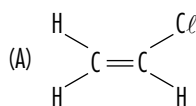
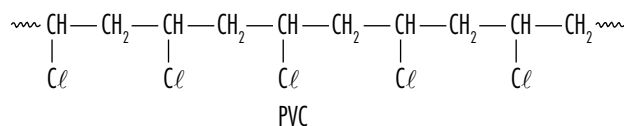
26) (UFU) Polímeros são macromoléculas orgânicas construídas a partir de muitas unidades pequenas que se repetem, chamadas monômeros. Assinale a alternativa que apresenta somente polímeros naturais.

- (A) Celulose, plástico, poliestireno.
- (B) Amido, proteína, celulose.
- (C) Amido, náilon, polietileno.
- (D) Plástico, PVC, teflon.

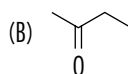
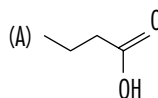
27) (PUC-RS) O tereftalato de polietileno (PET) é o principal material constituinte de algumas garrafas de refrigerante que, reciclado, pode ser utilizado na fabricação de fibras. A partir dessa informação, é correto concluir que o PET é um:

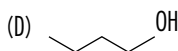
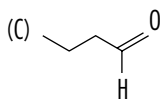
- (A) glicídio.
- (B) lipídio.
- (C) aminoácido.
- (D) polímero.
- (E) aldeído.

28) (UFPI) O PVC (Policloreto de vinila), cuja estrutura parcial é dada a seguir, é um dos principais plásticos utilizados na fabricação de tubulações hidráulicas. Escolha a alternativa que apresenta a estrutura do material de partida para a produção do PVC.



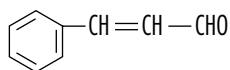
29) A fórmula estrutural plana de uma substância que possui a mesma fórmula molecular do etanoato de etila ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$).



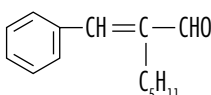


30) (UERJ) As fragrâncias características dos perfumes são obtidas a partir de óleos essenciais.

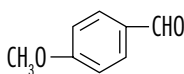
Observe as estruturas químicas de três substâncias comumente empregadas na produção de perfumes:



fragrância de canela



fragrância de jasmim

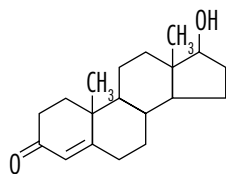


fragrância de espinheiro-branco

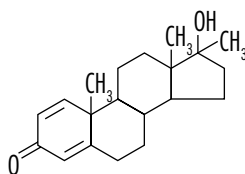
O grupo funcional comum às três substâncias corresponde à seguinte função orgânica:

- (A) éter
(B) álcool
(C) cetona
(D) aldeído

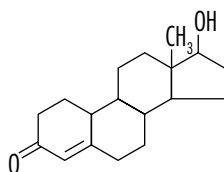
31) (UFF) Alguns efeitos fisiológicos da testosterona podem ser aumentados pelo uso de alguns de seus derivados sintéticos — os anabolizantes. Essas substâncias, muitas vezes usadas imprópriamente por alguns desportistas, provocam aumento da massa muscular e diminuição de gordura. Seu uso indiscriminado pode provocar efeitos colaterais sérios como hipertensão, edemas, distúrbios do sono e acne. Seu uso prolongado leva a danos no fígado e à diminuição na produção de esperma. A seguir são apresentadas as estruturas da testosterona e de dois de seus derivados sintéticos.



testosterona



dianabol



nandrolona

Uma das opções apresenta os grupos funcionais que se destacam nas substâncias anteriores. Assinale-a:

- (A) fenol, lactona, álcool
(B) álcool, cetona, alceno
(C) álcool, aldeído, cetona
(D) fenol, aldeído, alceno
(E) lactona, aldeído, fenol

32) Em uma aula de química orgânica, o professor escreveu no quadro a fórmula C_4H_8O e perguntou a quatro alunos que composto tal fórmula poderia representar. As respostas foram:

Aluno	Composto
1	Butanal
2	Butanoato de metila
3	Butanona
4	Ácido butanoico

O professor considerou certas as respostas dadas pelos alunos

- (A) 1 e 2
(B) 1 e 3
(C) 2 e 4
(D) 3 e 4
(E) 1, 2 e 3

GABARITO :: ATIVIDADES

1) C

2) a) terciário b) primário c) secundário d) quaternário

3) 4 carbonos primários, 7 carbonos secundários, 2 carbonos terciários e 1 carbono quaternário

4) C

5) a) quatro b) aberta, normal, insaturada, heterogênea. c) 11 sigmas e 2 pi.

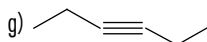
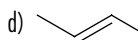
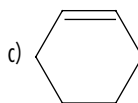
6) C

7) D

8) a) butano b) pent-1-ino c) ciclo-hexano d) ciclobuteno e) pent-1-eno
f) etano g) hept-2-eno h) ciclopentano

9) a) H_3C-CH_3

b) $HC \equiv C-CH_3$



5) fenol, éter, aldeído

6) E

7) quatro carbonos primários; dois carbonos secundários; nenhum carbono terciário; um carbono quaternário.

8) C

9) C

10) C

11) E

12) A

13) D

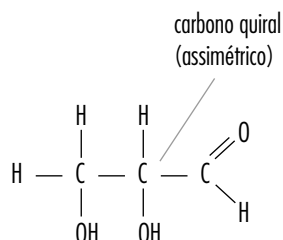
14) B

15) C

16) A

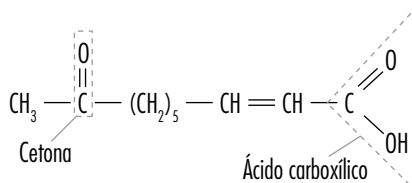
17) a) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

b) A isomeria óptica é justificada pelo carbono assimétrico (quiral) assinalado:

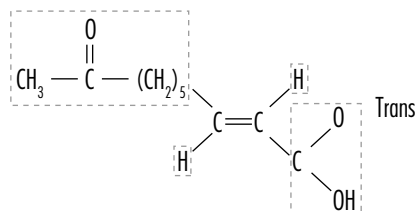
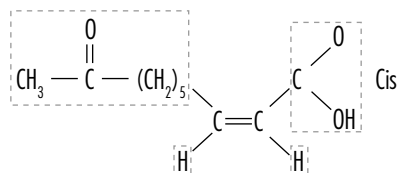


18) C

19) a) Na molécula deste feromônio encontramos as funções cetona e ácido carboxílico, conforme destacado na fórmula.

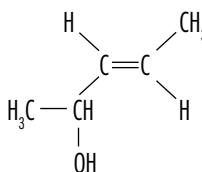


b)

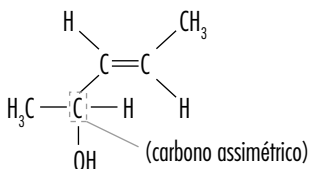


20) A

21) a)



b) Isomeria óptica, pois apresenta um carbono assimétrico (carbono ligado a quatro ligantes diferentes entre si).



22) C

23) A

24) E

25) C

26) B

27) D

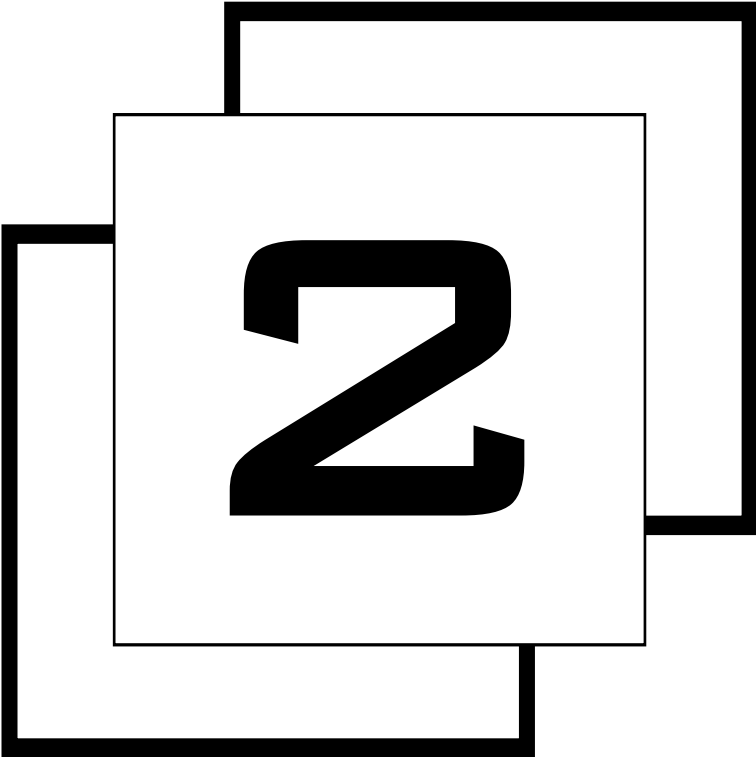
28) A

29) A

30) D

31) B

32) B



2

REAÇÕES QUÍMICAS

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Representar uma reação química por meio de uma equação.*
- *Reconhecer os membros das equações químicas.*
- *Ajustar os coeficientes das equações químicas pelo método das tentativas.*
- *Prever os produtos de algumas reações inorgânicas.*

INTRODUÇÃO

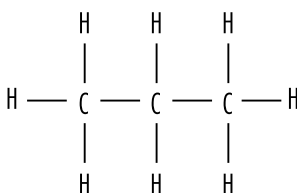
Diariamente, vivenciamos vários fenômenos químicos ou reações químicas, que passam despercebidos por nós, como a queima de uma vela (combustão), o prego que enferruja (corrosão), o metabolismo dos alimentos, as pilhas, a decomposição da matéria orgânica.

REAÇÃO QUÍMICA

Reação química é o processo no qual substâncias se transformam em novas substâncias. Numa reação, as substâncias presentes, no início do processo, são chamadas reagentes, e as resultantes do processo são denominadas produtos.

A representação de uma reação química é feita por meio de um conjunto de símbolos e códigos denominado equação química.

Vejamos o exemplo da combustão do gás propano C_3H_8 que pode ser usado como gás de cozinha ou gás de fogareiros portáteis, por ser facilmente liquefeito e transportado. Vamos observar a equação da queima desse gás:



Fórmula estrutural do propano

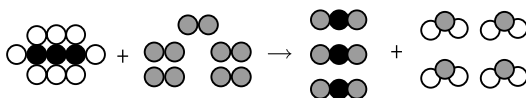
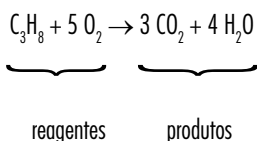


Figura 2.1: Representação da reação através de modelo

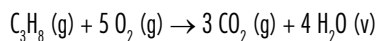
Nesta equação estão representadas as substâncias que irão reagir, ou seja, os reagentes: C_3H_8 (gás propano) e O_2 (gás oxigênio) e, também, as substâncias que serão formadas na reação, os chamados produtos: CO_2 (gás carbônico) e H_2O (água).

Esta equação também nos mostra as quantidades relativas dos reagentes e dos produtos. Essa quantidade relativa pode ser interpretada da seguinte maneira:

— Na combustão de uma molécula de propano, são necessárias cinco moléculas de gás oxigênio e serão formadas três moléculas de gás carbônico e quatro moléculas de água.

Numa equação química, podem estar representados também os estados físicos das substâncias envolvidas com a utilização da notação: (s) sólido; (l) líquido; (g) gás; (v) vapor ou (aq) aquoso, quando a substância se encontra em solução aquosa.

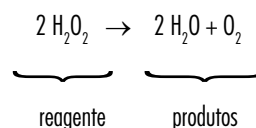
Desta forma, a equação da reação de combustão do propano poderia vir expressa da seguinte maneira:



Atividade 1

Transforme em equações químicas as frases a seguir e indique os reagentes e produtos, conforme o modelo:

Modelo: 2 moléculas de água oxigenada (H_2O_2) se decompõem, formando duas moléculas de água e uma molécula de oxigênio.



a) Uma molécula de trióxido de enxofre (SO_3) reage com uma molécula de água (H_2O), produzindo uma molécula de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

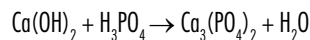
b) Uma molécula de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se decompõe, originando doze átomos de carbono e onze moléculas de água.

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÃO

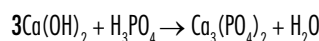
No século XVIII, o grande cientista francês Lavoisier (1743–1794) escreveu a Lei de Conservação da Matéria: “Num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.” Isto é, se colocarmos para reagir 100 gramas de reagentes deveremos obter, depois da reação completa, 100 gramas de produtos. Como, segundo Lavoisier, a matéria não é criada nem destruída, se houver uma reação entre 100 átomos de magnésio com oxigênio, ao final da reação devemos obter 100 átomos de magnésio, combinados ou não com oxigênio. Esse princípio será utilizado para a determinação dos coeficientes ou balanceamento de uma equação química.

O princípio básico que devemos ter em mente para o balanceamento de uma equação é que a quantidade de átomos de um determinado elemento deve ser constante nos dois membros da equação.

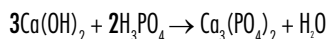
Vamos balancear a reação de neutralização do hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, pelo ácido fosfórico, H_3PO_4 .



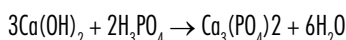
Observamos que na fórmula do hidróxido de cálcio há 1 átomo de cálcio. Porém, no segundo membro da equação (produtos), existem 3 átomos. Logo, ao iniciar a reação, estes três já estavam presentes, pois tem de haver a mesma quantidade de átomos nos reagentes e nos produtos. Colocamos, assim, o coeficiente 3 para o hidróxido de cálcio.



Observe o elemento fósforo. Na fórmula do ácido (reagente) temos 1 átomo de fósforo e no sal (produto) estão representados 2 átomos. Por isso, vamos colocar o coeficiente 2 no ácido fosfórico.



Agora, vamos verificar o número de átomos de hidrogênio. Nos reagentes, temos 6 átomos provenientes do hidróxido e 6 átomos do ácido. Para balancearmos a equação, vamos colocar o coeficiente 6 na água, visto que cada molécula de água apresenta 2 átomos de hidrogênio por molécula.



Por fim, vamos ao oxigênio. Sempre, se a equação foi balanceada corretamente, o número de átomos de oxigênio é o mesmo nos reagentes e produtos. Então, vamos verificar! Nos reagentes temos 6 oxigênios do hidróxido e 8 do ácido, no total são 14 oxigênios. Nos produtos, o sal contribui com 8 átomos e a água com 6, obtendo um total de 14 átomos de oxigênio.

A equação foi balanceada corretamente!

Balancear ou ajustar uma equação é encontrar os coeficientes de cada fórmula, de tal maneira que o número total de átomos de cada elemento seja o mesmo nos reagentes e nos produtos.

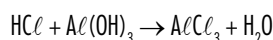
O balanceamento de equações pode ser feito por meio do Método das Tentativas, que consiste em ir tentando igualar o número de átomos nos reagentes e produtos. Apesar de não existirem regras fixas para o uso deste método, ele é muito útil. Para a maioria dos casos, esta é a sequência de procedimentos:

- primeiramente, acertar os átomos dos metais;
- igualar os átomos dos não metais;
- acertar os átomos de hidrogênio;
- por fim, verificar se foi corretamente balanceada pelo número de átomos de oxigênio.

Atividade 2

Utilizando o método das tentativas, faça o ajuste da reação:

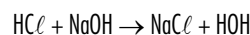
a. de neutralização do ácido clorídrico (HCl) existente no nosso estômago, pelo hidróxido de alumínio [$\text{Al}(\text{OH})_3$], princípio ativo de alguns remédios usados para acidez estomacal, conforme a equação a seguir.



b. de decomposição do bicarbonato de sódio (NaHCO_3), produzindo carbonato de sódio (Na_2CO_3), gás carbônico e água.

PREVENDO O RESULTADO DE UMA NEUTRALIZAÇÃO

Quando misturamos uma solução de ácido com uma solução de base, ocorre uma reação entre os íons H^+ e OH^- , formando água. Essa reação é chamada de neutralização.



Se, após a mistura das soluções, evaporarmos completamente a água, restará no fundo do recipiente um sólido branco cuja fórmula é NaCl . Este composto pertence a um grupo de substâncias denominadas sais. Observe o desenho a seguir.

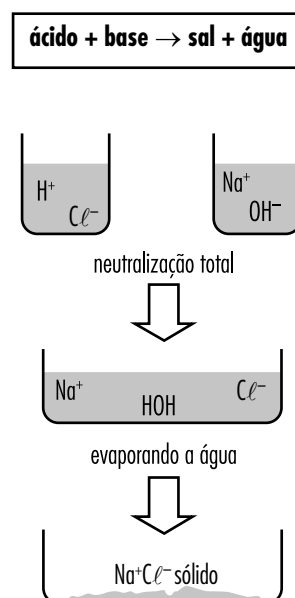
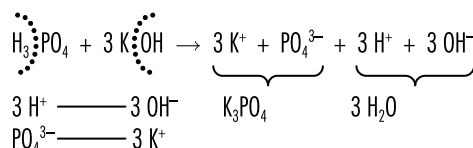
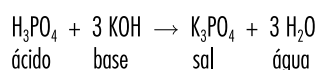
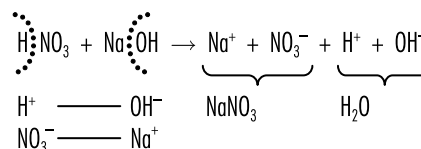
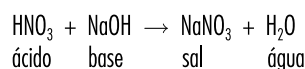


Figura 2.2: Representação de uma reação de neutralização total

Vamos analisar outros exemplos de neutralização:



Atividade 3

Dispondo dos nomes e das fórmulas dos ácidos e bases reagentes, escreva as equações de neutralização total propostas a seguir. Lembre-se de:

- escrever corretamente as fórmulas dos sais obtidos, respeitando as cargas dos cátions e ânions;

- balancear a equação.

a. ácido bromídrico (HBr) com hidróxido de prata (AgOH)

b. ácido sulfídrico (H₂S) com hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂)

c. ácido nitroso (HNO₂) com hidróxido de zinco (Zn(OH)₂)

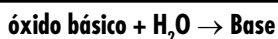
d. ácido sulfúrico (H₂SO₄) com hidróxido de lítio (LiOH)

e. ácido fosfórico (H₃PO₄) com hidróxido de bário (Ba(OH)₂)

PREVENDO O RESULTADO DE REAÇÕES DE ÓXIDOS

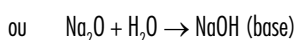
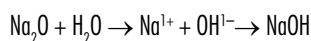
Anteriormente, vimos que os óxidos são classificados em básicos ou ácidos dependendo do produto formado na reação com a água.

ÓXIDOS BÁSICOS COM ÁGUA



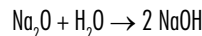
Logo que reconhecemos a substância como pertencente à função óxido (composto binário sendo o oxigênio mais eletronegativo), verificamos se o elemento ligado ao oxigênio é um metal com carga 1+ ou 2+. Pois, neste caso, teremos um óxido básico que, ao reagir com a água, forma uma base.

Vejamos o exemplo do Na₂O, que é um composto formado por dois elementos (binário) e apresenta o oxigênio como elemento mais eletronegativo (EnNa = 0,9 e EnO = 3,5), por isto classificado como óxido. Como o sódio (Na) é um metal alcalino que assume carga 1+, temos um exemplo de óxido básico. Desta forma, o Na₂O vai reagir com a água para formar uma base, conforme a equação a seguir:



Mas se você observar bem, vai ver que nos reagentes temos dois átomos de sódio e no produto apenas um, assim como o número de átomos de hidrogênio e oxigênio estão diferentes nos reagentes e no produto.

Para acertarmos a nossa equação, precisamos fazer o balanceamento, ou seja, por meio de coeficientes, fazer com que o número de átomos no primeiro membro fique igual ao segundo membro:



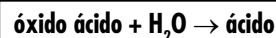
Atividade 4

Escreva a equação que representa a reação entre:

a. óxido de potássio e água.

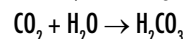
b. MgO com a água.

ÓXIDOS ÁCIDOS (ANIDRIDOS) COM ÁGUA



Vimos que os óxidos ácidos são formados, na sua grande maioria, por não metais. Sendo assim, fica fácil reconhecer e escrever a equação de formação do ácido pela hidratação do óxido correspondente.

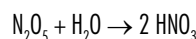
Vejamos o exemplo do CO₂, quando este é dissolvido em água. Como o CO₂ é um óxido formado por ametal, a reação com a água vai formar um ácido. A fórmula do ácido é obtida como a adição dos reagentes, conforme a equação:



ácido

Agora, vamos hidratar o N₂O₅:
$$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$$

Observe a fórmula do ácido formado. O número de átomos de cada elemento é múltiplo de dois, por isso vamos simplificar para obter a fórmula usual deste ácido. Isso porque as fórmulas das substâncias geralmente representam os átomos na menor proporção em números inteiros.



Atividade 5

Escreva a equação que representa reação entre:

a. SO₂ e água

b. Cl₂O e água

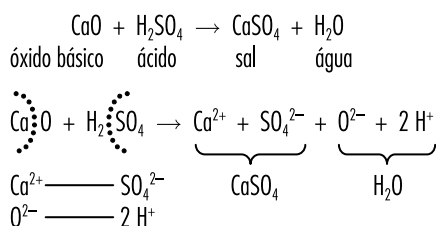
c. P₂O₅ com três moléculas de água

ÓXIDOS BÁSICOS COM ÁCIDOS

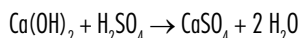


Pelo caráter básico desses óxidos, ou seja, por se comportarem como uma base, eles reagem com ácidos, formando sal mais água.

Vejamos o exemplo do óxido de cálcio — CaO (cal virgem ou viva).



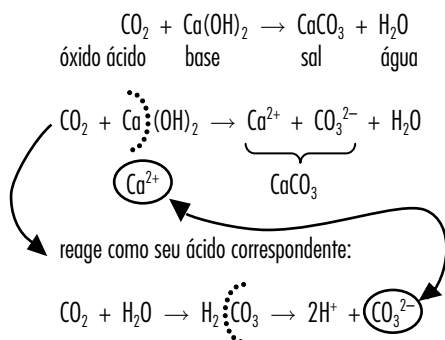
Observe que, se reagirmos o hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2) com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), obteremos os mesmos produtos da reação de neutralização da base correspondente com o ácido em questão, como vemos a seguir:



ÓXIDOS ÁCIDOS (ANIDRIDOS) COM BASES

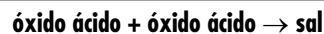


Pelo caráter ácido desses óxidos, ou seja, por se comportarem como um ácido, eles reagem com bases formando sal mais água. Logo,

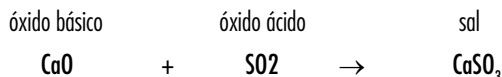


O CO_2 , que é um óxido ácido, hidrata-se e forma o H_2CO_3 (ácido carbônico). O H_2CO_3 , por sua vez, sofre ionização, ou seja, tem suas moléculas quebradas nos íons H^+ e CO_3^{2-} . O CO_3^{2-} (íon carbonato) atrai os íons Ca^{2+} para formar o CaCO_3 (carbonato de cálcio). Já os íons H^+ se ligaram aos íons OH^- (hidroxilas) para formar H_2O (água).

ÓXIDOS BÁSICOS COM ÓXIDOS ÁCIDOS (ANIDRIDOS)

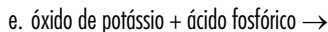
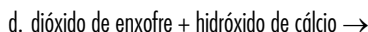
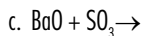
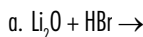


Podemos exemplificar esta formação, vamos ver a reação de retirada do excesso de dióxido de enxofre, um dos principais poluentes emitidos por usinas termoeletricas, com o óxido de cálcio (cal).



Atividade 6

Complete as seguintes equações:



A QUÍMICA EM FOGO

Eletroquímica: entrando na pilha

Você já parou para pensar quantos objetos diferentes existem em sua casa que funcionam com pilhas ou baterias? São muitos, não é mesmo? Os relógios, controles remotos, rádios, lanternas, brinquedos, celulares, "discman", "MP3", máquina fotográfica, entre outros.

Mas o que é uma pilha?

Pilha é um dispositivo que transforma energia química em energia elétrica.

Esse nome tem origem na descoberta realizada por Alessandro Volta, que durante vários de seus experimentos produziu eletricidade. Para isto, Volta formava uma pilha de discos de metais diferentes, colocando-os um sobre o outro de forma alternada e intercalando-os com pedaços de tecido embebidos em água e sal ou em vinagre. Essas soluções, salinas ou ácidas, são formadas por eletrólitos, que são substâncias que dissociadas ou ionizadas originam íons positivos (cátions) e íons negativos (ânions) possibilitando a ocorrência de um fluxo de elétrons de um metal para outro.

Como uma pilha funciona?

As pilhas funcionam devido à combinação de substâncias químicas que reagem entre si, liberando elétrons. Os elétrons que se agrupam no terminal negativo da pilha, quando conectados por fio ao terminal positivo, fluem entre estes terminais dando início à reação, denominada oxirredução.

Esses elétrons são aqueles que estão localizados na última camada dos átomos (elétrons de valência), os que vão ser transferidos ou compartilhados com outros átomos para a formação de novas substâncias, pois estão mais ou menos disponíveis para serem movidos de um lado para outro, permitindo a ocorrência de uma reação química com transferência de elétrons.

Nas reações de oxirredução sempre há perda e ganho simultâneos de elétrons, pois os que são perdidos por um átomo, íon ou molécula são imediatamente recebidos por outros. O processo de perda de elétrons é chamado de oxidação, enquanto o de ganho de elétrons é chamado de redução. Como consequência imediata, esses processos de perda e ganho de elétrons acabam por alterar os números de oxidação dos elementos, ou seja, a carga elétrica (positiva ou negativa) do átomo dos elementos envolvidos.

Em suma:

- Oxidação = perda de elétrons
- Redução = ganho de elétrons
- Agente redutor = é a substância que provoca a redução, por isto contém o elemento oxidado.
- Agente oxidante = é a substância que provoca a oxidação, por isto contém o elemento reduzido.

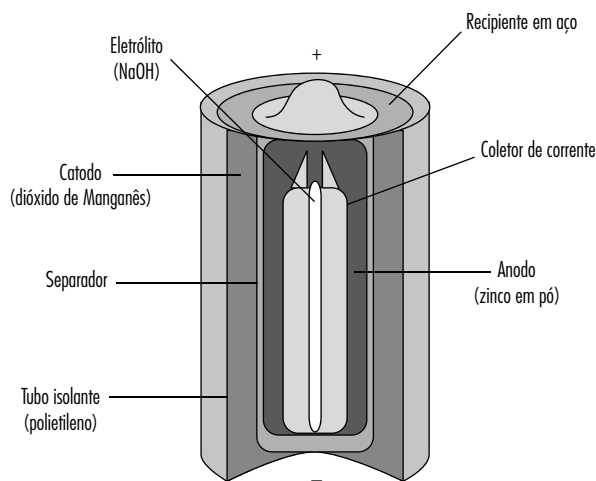
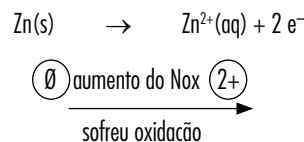


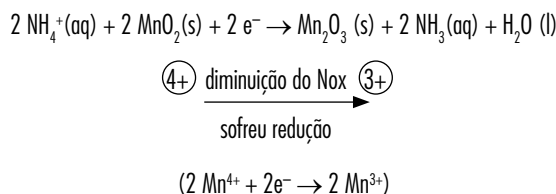
Figura: Pilha comum

Mas vamos tentar entender melhor esses mecanismos, por meio do exemplo de uma pilha comum (seca ou de Léclanché), que gera uma voltagem de 1,5V. Ela é formada por um cilindro de zinco, que funciona como ânodo (eletrodo onde ocorre oxidação), separado das demais espécies químicas presentes na pilha por um papel poroso. O cátodo é um tubo de grafite (eletrodo onde ocorre redução), coberto por uma camada de dióxido de manganês (MnO_2), carvão em pó e uma pasta úmida contendo os eletrólitos cloreto de amônio (NH_4Cl) e cloreto de zinco (ZnCl_2), conforme as reações a seguir.

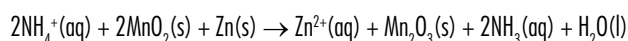
- Semirreação anódica: no ânodo ocorre a oxidação, ou seja, perda de elétrons ou aumento da carga ou número de oxidação.



- Semirreação catódica: no cátodo ocorre a redução, ou seja, ganho de elétrons ou diminuição da carga ou número de oxidação.



- Reação global:



Nesse caso, temos:

- a oxidação do Zn (zinco)
- a redução do Mn^{4+} (manganes)
- o Zn como agente redutor
- o MnO_2 como agente oxidante

Seria muito bom! Antes de continuarmos explorando os conhecimentos químicos que cercam esse assunto, realize uma pesquisa para conhecer os vários tipos de pilhas e baterias no mercado, assim como suas vantagens e desvantagens.

Nas reações de oxirredução sempre ocorre mudança do número de oxidação de pelo menos dois elementos (o oxidante ou reduzido e o redutor ou oxidado). Por isso, é necessário sabermos determinar o número de oxidação dos elementos. As regras a seguir facilitam muito o cálculo dos números de oxidação e, consequentemente, a interpretação dos fenômenos ocorridos.

Como calcular o número de oxidação?

Fica bem simples quando utilizamos regras práticas de determinação do número de oxidação (nox), que estão sendo descritas a seguir.

Regras práticas para a determinação do Nox

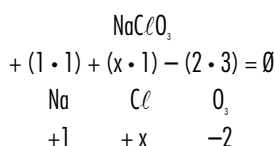
1. Os átomos nas substâncias simples têm $\text{Nox} = 0$. Exemplos: Fe, O_2
2. Nos compostos contendo hidrogênio, o átomo desse elemento tem geralmente $\text{Nox} = +1$.
A única exceção ocorre nos hidretos (substâncias do tipo LiH, NaH), que por ser o hidrogênio o átomo mais eletronegativo, fica com $\text{Nox} = -1$.
3. O número de oxidação do oxigênio em seus compostos é geralmente igual a -2 .

Porém, em casos como:

- OF_2 , o oxigênio terá $\text{Nox} = +2$
- O_2F_2 , o oxigênio terá $\text{Nox} = +1$
- na água oxigenada H_2O_2 o Nox é igual a -1
- 4. Os metais alcalinos (Grupo 1 A) e a prata Ag têm sempre $\text{Nox} = +1$
- 5. Os metais alcalinos terrosos (Grupo 2 A) e o zinco Zn têm sempre $\text{Nox} = +2$
- 6. O alumínio (Al) tem sempre $\text{Nox} = +3$
- 7. Os halogênios (Grupo 7 A) em compostos binários, quando mais eletro-negativos, apresentam sempre $\text{Nox} = -1$.

Utilizando as regras, vamos determinar o número de oxidação dos átomos presentes nas substâncias a seguir.

Exemplo I



Podemos afirmar que:

- o Nox do sódio é $+1$, porque este pertence à família 1 A;
- o Nox do oxigênio é -2 .

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do cloro

$$+ (1 \cdot 1) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = 0 \text{ (moléculas neutras têm } \text{Nox} = 0 \text{)}$$

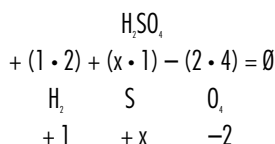
$$+ 1 + x - 6 = 0$$

$$+ x - 5 = 0$$

$$+ x = +5$$

O Nox do cloro nesta molécula é $+5$.

Exemplo II



Podemos afirmar que:

- o Nox do hidrogênio é $+1$.
- o Nox do oxigênio é -2 .

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do enxofre

$$+ (1 \cdot 2) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 4) = 0 \text{ (moléculas neutras têm } \text{Nox} = 0 \text{)}$$

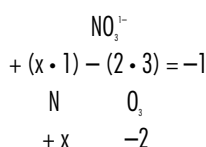
$$+ 2 + x - 8 = 0$$

$$+ x - 6 = 0$$

$$+ x = +6$$

O Nox do enxofre nesta molécula é $+6$.

Exemplo III



Podemos afirmar que:

- o Nox do oxigênio é -2 .

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do nitrogênio

$$+ (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = -1 \text{ (nos íons o } \text{Nox} = \text{sua carga)}$$

$$+ x - 6 = -1$$

$$+ x = +6 - 1$$

$$+ x = +5$$

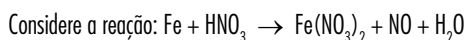
O Nox do nitrogênio no íon nitrato (NO_3^{1-}) é $+5$.

Atividade 7

Determine os números de oxidação do enxofre nas espécies:



Atividade 8



Calcule o número de oxidação do nitrogênio presente entre os reagentes e na substância binária entre os produtos.

Atividade 9

Determine os números de oxidação dos halogênios nas substâncias:



Atividade 10

A hidroxiapatita, um mineral presente em ossos e dentes, é constituída de íons fosfato (PO_4^{3-}) e íons hidróxido. A sua fórmula química pode ser representada por $\text{Ca}_x(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$. O valor de x nesta fórmula é:

(A) 1

(B) 2

(C) 3

(D) 4

(E) 5

Balanceamento de equações pelo método de óxido-redução

1ª etapa: nº de elétrons cedidos = nº de elétrons recebidos

(1) Determinar os números de oxidação de todos os elementos presentes na equação;

(2) Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução;

(3) Determinar a variação do número de oxidação para um só átomo oxidado e reduzido;

(4) Multiplica-se essa variação pelo número de átomos do elemento oxidado e reduzido existente na substância, para obter a variação total do número de oxidação por unidade da substância (Δ);

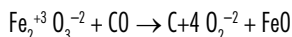
(5) A variação total do número de oxidação (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da substância que contém o elemento oxidado;

(6) Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas, igualando o número de átomos de todos os elementos dos reagentes com os produtos.

2ª etapa: nº de átomos iniciais = nº de átomos finais

Exemplo: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$

(1) Determinar o Nox de todos os elementos presentes na equação:



(2) Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução:

$\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2} + \text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{Fe}^0 \rightarrow$ o C é o elemento oxidado, porque perdeu elétrons;

$\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2} + \text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{Fe}^0 \rightarrow$ o Fe é o elemento reduzido, porque ganhou elétrons.

(3) Determinar a variação do Nox para um só átomo oxidado e reduzido:

elemento oxidado: $\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{+4} = 4$ elétrons

elemento reduzido: $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0 = 3$ elétrons

(4) Multiplica-se essa variação pelo número de átomos do elemento oxidado e reduzido existente na fórmula, para obter a variação total do Nox por unidade da substância:

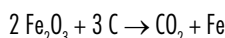
elemento oxidado:

$1 \text{ C}^0 \rightarrow \text{C}^{+4} = 4$ elétrons $\therefore \Delta = 4 \times 1 = 4 \rightarrow 4 \times 3 = 12$ elétrons cedidos

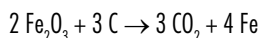
elemento reduzido:

$2 \text{ Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0 = 3$ elétrons $\therefore \Delta = 3 \times 2 = 6 \rightarrow 6 \times 2 = 12$ elétrons recebidos

(5) A variação total do Nox (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento oxidado:



(6) Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas.



Observações:

(I) A prova de que a reação está corretamente balanceada é feita, geralmente, pelo número de átomos de oxigênio nos reagentes e produtos, os quais devem ser iguais.

(II) Na maioria dos casos de reações de oxirredução, para acertar os coeficientes, pode-se escolher o 1º ou o 2º membro para realizar o balanceamento. A escolha deve ser feita a partir da fórmula da substância que apresenta a maior atomicidade para o elemento reduzido e para o elemento oxidado.

Casos Particulares de Equilíbrio por Método de Oxirredução

1. Equilíbrio de equações em que somente parte dos átomos de um elemento apresenta variação do número de oxidação.

Nestes casos, procede-se da mesma maneira, considerando apenas que a reação ocorre no sentido inverso, ou seja, balanceia-se a partir do segundo membro (produtos).

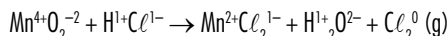
Exemplo IV

Tente você mesmo realizar o ajuste! Aproveite para determinar o elemento oxidado, o elemento reduzido, o agente redutor e agente oxidante.



Solução:

a. Determinar o Nox de todos os elementos presentes na equação:



b. Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução:

$\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{H}^{+1}\text{Cl}^{1-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}\text{Cl}_2^{1-} + \text{Cl}_2^0 \rightarrow$ o Cl é o elemento oxidado, porque perdeu elétrons;

$\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{H}^{+1}\text{Cl}^{1-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}\text{Cl}_2^{1-} + \text{Cl}_2^0 \rightarrow$ o Mn é o elemento reduzido, porque ganhou elétrons.

c. Determinar a variação do Nox para um só átomo oxidado e reduzido:

elemento oxidado: $\text{Cl}^{1-} \rightarrow \text{Cl}_2^0 = 1$ elétron

elemento reduzido: $\text{Mn}^{+4} \rightarrow \text{Mn}^{2+} = 2$ elétrons

d. Este é um caso de equilíbrio de equações em que somente parte dos átomos de um elemento apresenta variação do número de oxidação. Nestes casos, procede-se da mesma maneira, considerando apenas que a reação ocorre no sentido inverso, ou seja, balanceia-se a partir do segundo membro (produtos).

elemento oxidado: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^{1-} = 1$ elétron $\times 2 \therefore \Delta = 1 \times 2 (\times 1) = 2$ elétrons cedidos

elemento reduzido: $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{4+} = 2$ elétrons $\therefore \Delta = 2 \times 1 = (\times 1) = 2$ elétrons recebidos

e. A variação total do Nox (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento oxidado:



f. Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas.



Desta forma, temos:

Coeficientes = 1, 4 \rightarrow 1, 2, 1

elemento reduzido = Mn

elemento oxidado = Cl

agente oxidante = MnO_2

agente redutor HCl

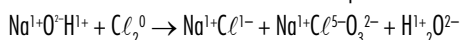
2. Equilíbrio de equações de reações de auto-oxirredução.

São os casos em que o mesmo elemento químico é oxidado e reduzido. Para realizar, é bom partir do segundo membro (produtos).

Exemplo V

Realize o balanceamento. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

a. Determinar o Nox de todos os elementos presentes na equação:



b. Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução:

$\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Na}^{1+}\text{Cl}^{1-} + \text{Na}^{1+}\text{Cl}^{5-}\text{O}_3^{2-} \rightarrow$ o Cl é o elemento oxidado, porque perdeu elétrons;

$\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Na}^{1+}\text{Cl}^{1-} + \text{Na}^{1+}\text{Cl}^{5-}\text{O}_3^{2-} \rightarrow$ o Cl é o elemento reduzido, porque ganhou elétrons.

c. Determinar a variação do Nox para um só átomo oxidado e reduzido:

elemento oxidado: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^{5+} = 5$ elétrons

elemento reduzido: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^{1-} = 1$ elétron

d. Neste caso o mesmo elemento químico é oxidado e reduzido. Para realizar, é bom partir do segundo membro (produtos).

Multiplica-se essa variação pelo número de átomos do elemento oxidado e reduzido existente na fórmula, para obter a variação total do Nox por unidade da substância:

elemento oxidado: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^{5+} = 5$ elétrons $\times 2$ átomos = $10 (\div) 2 = 5$ (x1) = 5 elétrons cedidos

elemento reduzido: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^{1-} = 1$ elétron $\times 2$ átomos = $2 (\div) 2 = 1$ (x5) = 5 elétrons recebidos

e. A variação total do Nox (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento oxidado:



f. Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas.



Desta forma, temos os coeficientes = 6, 3 \rightarrow 5, 1, 3

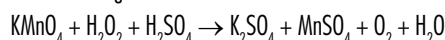
3. Equilíbrio de equações de reações na qual a água oxigenada (H_2O_2) é um dos reagentes.

Nesses casos, é necessário lembrar que o oxigênio presente na água oxigenada possui número de oxidação igual a -1 e que ela pode agir como oxidante ou redutor. A ação oxidante ou redutora do H_2O_2 pode ser verificada pelo comportamento do outro elemento.

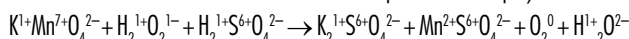
Desta forma, para realizar o equilíbrio da equação é preferível partir do segundo membro (produto).

Exemplo VI

Realize o equilíbrio e determine o elemento oxidado, o elemento reduzido, o agente redutor e agente oxidante.



a. Determinar o Nox de todos os elementos presentes na equação:



b. Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução:

$\text{K}^{1+}\text{Mn}^{7+}\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2^{1+}\text{O}_2^{1-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-} + \text{O}_2^0 \rightarrow$ o O é o elemento oxidado, porque perdeu elétrons;

$\text{K}^{1+}\text{Mn}^{7+}\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2^{1+}\text{O}_2^{1-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-} + \text{O}_2^0 \rightarrow$ o Mn é o elemento reduzido, porque ganhou elétrons.

c. Determinar a variação do Nox para um só átomo oxidado e reduzido:

elemento oxidado: $\text{O}_2^{1-} \rightarrow \text{O}_2^0 = 1$ elétron

elemento reduzido: $\text{Mn}^{7+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} = 5$ elétrons

Nos casos em que o equilíbrio de equações de reações na qual a água oxigenada (H_2O_2) é um dos reagentes, é necessário lembrar que o oxigênio presente na água oxigenada possui número de oxidação igual a -1 e que ela pode agir como oxidante ou redutor. A ação oxidante ou redutora do H_2O_2 pode ser verificada pelo comportamento do outro elemento.

Desta forma, para realizar o equilíbrio da equação é preferível partir do segundo membro (produto).

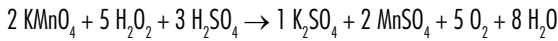
elemento oxidado: $\text{O}_2^{1-} \rightarrow \text{O}_2^0 = 1$ elétron $\times 2 \therefore \Delta = 1 \times 2 = 2 \rightarrow 2 \times 5 = 10$ elétrons cedidos

elemento reduzido: $\text{Mn}^{7+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} = 5$ elétrons $\therefore \Delta = 5 \times 1 = 5 \rightarrow 5 \times 2 = 10$ elétrons recebidos

d. A variação total do Nox (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento oxidado:



e. Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas.



Desta forma, temos:

Coefficientes = 2, 5, 3 \rightarrow 1, 2, 5, 8

elemento reduzido = Mn

elemento oxidado = O

agente oxidante = KMnO_4

agente redutor H_2O_2

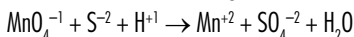
4. Equilíbrio de equações de reações na forma iônica.

Sendo desse tipo, procede-se da mesma maneira que nas outras reações, sendo possível partir de qualquer um dos membros (reagentes ou produtos), tendo em vista que:

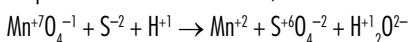
a soma das cargas dos reagentes = a soma das cargas dos produtos

Exemplo VII

Veja como é simples! faça você mesmo o ajuste. Indique, também, o elemento oxidado, o elemento reduzido, o agente redutor e agente oxidante.



a. Determinar o Nox de todos os elementos presentes na equação (encontram-se quase totalmente determinados):



b. Identificar os elementos que sofreram oxidação e redução:

$(\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2})^{-1} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + (\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2} \rightarrow$ o S é o elemento oxidado, porque perdeu elétrons;

$(\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2})^{-1} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + (\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2} \rightarrow$ o Mn é o elemento reduzido, porque ganhou elétrons.

c. Determinar a variação do Nox para um só átomo oxidado e reduzido:

elemento oxidado: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6} = 8$ elétrons

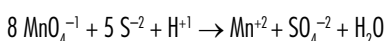
elemento reduzido: $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{2+} = 5$ elétrons

d. No equilíbrio de equações de reações na forma iônica, procede-se da mesma maneira que nas outras reações, sendo possível partir de qualquer um dos membros (reagentes ou produtos), tendo em vista que: a soma das cargas dos reagentes = a soma das cargas dos produtos

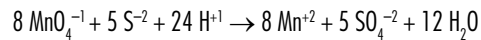
elemento oxidado: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+6} = 8$ elétrons $\therefore \Delta = 8 \times 1 = 8$ (x5) = 40 elétrons cedidos

elemento reduzido: $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{2+} = 5$ elétrons $\therefore \Delta = 5 \times 1$ (x8) = 40 elétrons recebidos

e. A variação total do Nox (Δ) do elemento oxidado passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento reduzido, enquanto o Δ do elemento reduzido passa a ser o índice da fórmula da substância que contém o elemento oxidado:



f. Acerta-se os outros coeficientes pelo método das tentativas.



Desta forma, temos:

Coefficientes = 8, 5, 24 \rightarrow 8, 5, 12

elemento reduzido = Mn

elemento oxidado = S

agente oxidante = MnO_4^{1-}

agente redutor = S^{2-}

COMO É POSSÍVEL DETERMINAR A VOLTAGEM DE UMA PILHA?

Utilizando o voltímetro, que é o aparelho que mede a grandeza diferença de potencial elétrico (ddp) ou força eletromotriz (fem), que no Sistema Internacional utiliza a unidade volt (V).

Você percebeu que o nome da unidade em questão é uma homenagem a Alessandro Volta?

É possível, utilizando a tabela de potencial padrão de redução, calcular teoricamente a ddp de uma pilha, pela expressão:

$$\text{ddp} = E^\circ_{\text{redução maior}} - E^\circ_{\text{redução menor}}$$

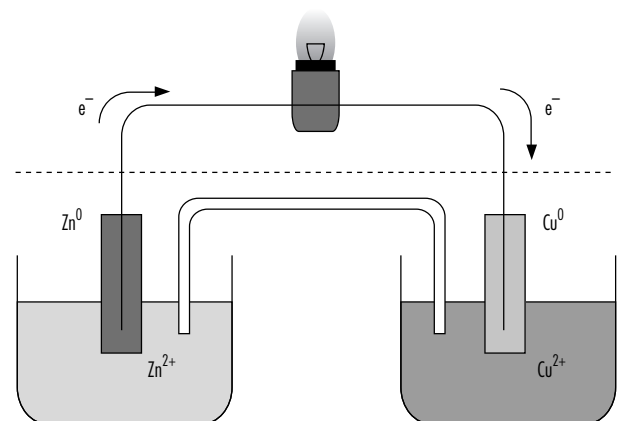
OU

$$\Delta E = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ânodo}}$$

Acompanhe passo a passo os exemplos que se seguem, para ver se você conseguiu compreender bem o mecanismo e conceitos apresentados.

Exemplo VIII

O esquema a seguir ilustra a pilha de Daniell, ressaltando o sentido da movimentação dos elétrons.



a. Qual dos eletrodos é o ânodo?

Como os elétrons estão saindo da placa de zinco em direção à placa de cobre, o zinco está perdendo elétron, ou seja, está oxidando, portanto o ânodo é o eletrodo de zinco.

b. Qual o cátodo?

Como é a placa de cobre que está recebendo os elétrons, os cátions de cobre sofrem redução, portanto o cátodo é o eletrodo de cobre.

c. Qual é a espécie química que sofre oxidação?

A espécie que se oxida é o zinco metálico, Zn^0 .

d. Qual é a espécie química que sofre redução?

A espécie que se reduz é o cátion cobre (II), Cu^{2+} .

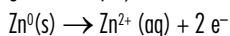
e. Qual a placa que sofre corrosão?

A placa de zinco sofre corrosão, em função da oxidação de Zn^0 a Zn^{2+} , que passa para a solução.

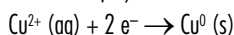
f. Qual a placa em que se deposita o sólido?

Cobre sólido se deposita sobre a placa de cobre, em função da redução de Cu^{2+} da solução a Cu^0 .

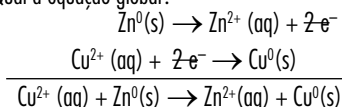
g. Qual a equação de semirreação anódica?



h. Qual a equação de semirreação catódica?



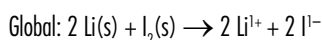
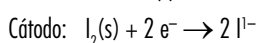
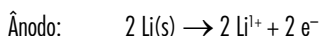
i. Qual a equação global?



Exemplo IX

A pilha utilizada nos marcapassos é constituída por um eletrodo de iodo e outro de lítio.

a. Quais são as reações anódica, catódica e global da pilha?



b. Conhecidos os potenciais de redução padrão para os eletrodos, qual a ddp (força eletromotriz padrão – fem) da pilha?



$$\Delta E^0_{\text{pilha}} = E^0_{\text{redução do cátodo}} - E^0_{\text{redução do ânodo}}$$

$$\Delta E^0_{\text{pilha}} = +0,536 - (-3,045)$$

$$\Delta E^0_{\text{pilha}} = 3,581\text{ V}$$

Agora é com você!

Atividade 11

(Unesp) A reação entre alumínio metálico e cloreto de cobre (II) produz cloreto de alumínio e cobre metálico.

a. Escrever a equação balanceada da reação.

b. Qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor da reação?

Atividade 12

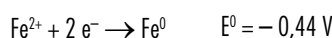
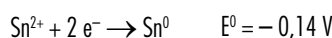
(Vunesp-SP) Mergulha-se uma placa limpa de zinco em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a placa fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna mais clara. Removido o depósito, constata-se que a placa se apresenta corroída. Explique o que ocorreu:

a. na placa de zinco.

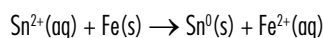
b. na solução.

Atividade 13

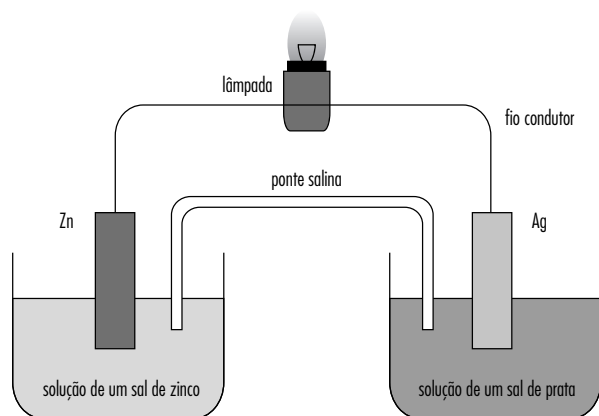
(UFRJ) Utilizando a tabela de potenciais padrão apresentada a seguir, pode-se prever se uma reação ocorre espontaneamente e também determinar a diferença de potencial entre os eletrodos de uma pilha.



a. Justifique por que nas condições padrões a reação a seguir ocorre espontaneamente.



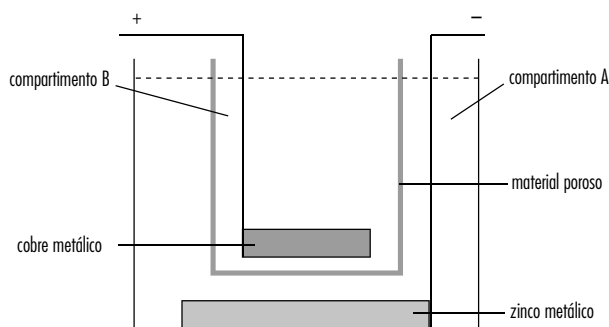
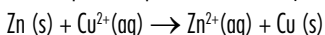
b. Determine a força eletromotriz padrão (ddp padrão) da pilha zinco/prata.



Esquema de uma pilha zinco/prata

Atividade 14

(Unicamp-SP) Na pilha de Daniell (veja esquema) ocorre a reação:



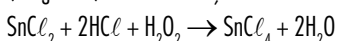
Esquema da pilha de Daniell

Qual das substâncias da lista abaixo, dissolvida em água, você escolheria para colocar no compartimento B a fim de que a pilha pudesse produzir eletricidade? Justifique.

Lista: HCl , ZnCl_2 , CuSO_4 , H_2SO_4 , Na_2SO_4 , PbSO_4 , e ZnSO_4 .

Atividade 15

(Cesgranrio) Observe a reação:



A partir dela, podemos afirmar corretamente que o:

- (A) Sn e o Cl sofrem oxidação.
- (B) Sn sofre oxidação, e o O, redução.
- (C) Sn sofre oxidação, e o HCl, redução.
- (D) H_2O_2 sofre redução, e o Cl, oxidação.
- (E) H_2O_2 sofre oxidação, e o Sn, redução.

FATOS E IDEIAS

Você sabe o que fazer com pilhas usadas?

Governo muda regras para punir, com mais rigor, quem insistir em jogar no lixo pilhas e baterias usadas. No DF, além de conscientização, também faltam locais para receber os produtos.

A ideia é ecológica. Caixas foram espalhadas por toda a universidade para que os alunos não joguem pilhas no lixo domiciliar. A iniciativa deu certo. Em seis anos, foram coletadas quase 70 mil pilhas. O problema é que agora não há um lugar em Brasília que receba todo esse material.

"A gente espera que seja definida, em um curto espaço de tempo, a destinação desse lixo. Muitas pessoas têm esse material armazenado e não sabe onde fazer essa destinação", diz o coordenador de projeto ambiental, Genebaldo Freire.

E esse é um detalhe grave. A pilha é considerada lixo tóxico, porque é feita de metais. Muitas têm até chumbo, que pode contaminar o solo e a água dos lençóis freáticos.

Pelas normas do Conselho Nacional de Meio Ambiente o fabricante é o responsável em dar destino final às pilhas. E nesse processo, os revendedores deveriam atuar como pontos de coleta. Semelhante ao que é feito hoje com as baterias de celular.

Na tentativa de mudar essa situação, os donos de lojas que vendem esse tipo de produto estão sendo orientados pelo Procon. "A ideia é preservar o meio ambiente, não permitindo que esses produtos sejam lançados em aterros sanitários, por exemplo, ou em locais públicos. E fazer cumprir a legislação do Distrito Federal", enfatiza o presidente do Procon DF, Peniel Pacheco.

Um programa do SLU também deve contribuir para a conscientização. A meta é garantir a destinação adequada das pilhas. É o Ecoponto. "Além dos resíduos da construção civil, do resíduo de poda, ele vai receber esse tipo de lixo: bateria, pneu, pilha. E o SLU encaminhará para o destino final", afirma o superintendente de Operações do SLU, Divino Dias Santana.

De acordo com a nova regulamentação da lei de crimes ambientais, publicada nesta semana, o fabricante que não der o destino correto para os materiais tóxicos, como as pilhas, pode ser multado em até R\$ 50 milhões.

Leonardo Ribeiro / Carlos Silva. Publicado em 31/07/2008 por DFTV 1ª Edição
<http://dftv.globo.com/Jornalismo/DFTV/O,MUL707495-10039,00.html>
 (acesso em 10 de agosto de 2008)

MONTE SEU LABORATÓRIO

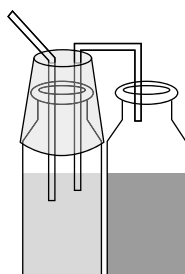
A medida do “bafo”

Materiais

- Oito frascos de vidro pequenos
- Quatro copos plásticos com dois furos no fundo
- Oito canudos dobráveis
- 20 ml de ácido muriático (ácido clorídrico diluído) com alguns cristais de dicromato de potássio
- 40 ml de cada bebida para análise: álcool comercial, cachaça, cerveja, refrigerante incolor

Procedimento

- Colocar no Frasco-A a bebida que será analisada.
- Aconselhamos fazer primeiro a experiência com álcool comercial e com refrigerante incolor (tipo soda). Eles servirão de parâmetros.
- Tampar o Frasco-A com o copo de plástico furado.
- Introduzir nos furos os canudos dobráveis (conforme desenho a seguir)
- Colocar, no Frasco-B, 5 ml da solução de ácido muriático com dicromato de potássio.
- Introduzir no Frasco-B a saída de um dos canudos do Frasco-A.
- Soprar no outro canudo, até observar a alteração da cor da solução no Frasco-B.
- Agora tente usar o mesmo procedimento para analisar a cachaça e a cerveja. Não reutilize nenhum reagente.



Frasco-A Frasco-B
Bebida Solução de dicromato em meio ácido

Funcionamento

As reações que ocorrem no modelo de bafômetro utilizado são a oxidação do etanol e a redução do dicromato. Sabemos que sais do íon dicromato apresentam uma coloração alaranjada e que sais de cromo III apresentam coloração esverdeada. Por isso foi fácil visualizar a reação.

Nível alcoólico dos motoristas

As tabelas apresentadas a seguir podem ser utilizadas pelo professor como detonador de uma discussão sobre alcoolismo ou para a elaboração de problemas de cálculos químicos

Níveis de Álcool no Sangue x Peso (gramas por litro) *				
Cerveja	Peso (em kg)			
	45	63	81	99
1 copo (200ml)	0,5	0,4	0,3	0,2
2 copos	0,8	0,6	0,5	0,5
3 copos	1,1	0,9	0,8	0,7
Vinho	Peso (em kg)			
	45	63	81	99
1 cálice	0,3	0,3	0,2	0,2
2 cálices	0,6	0,5	0,4	0,3
3 cálices	0,8	0,6	0,5	0,4
Bebidas Destiladas	Peso (em kg)			
	45	63	81	99
1/2 dose (28 ml)	0,4	0,3	0,2	0,2
1 dose	0,7	0,5	0,4	0,3
1 dose e meia	0,9	0,7	0,6	0,5

Tabela adaptada do National Safety Council-USA (<http://nsc.org>). (*) Álcool consumido no período de 1 hora

O Código Nacional de Trânsito determina que o motorista que apresentar nível alcoólico de 0,6g/litro deve ter sua habilitação apreendida.

Efeitos do álcool no organismo do motorista

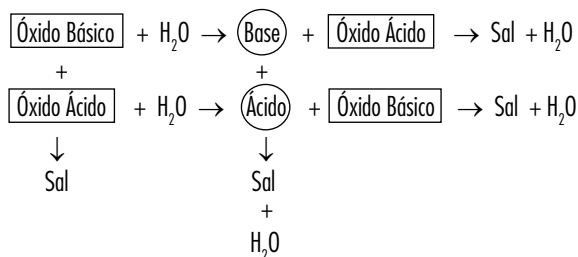
Concentração de álcool (gramas/litro de sangue)	Consequências
Até 0,2	O álcool não produz efeito aparente na maioria das pessoas
0,2 a 0,5	Sensação de tranquilidade, sedação; reação mais lenta a estímulos sonoros e visuais, dificuldade de julgamento de distância e velocidade.
0,5 a 1,5	Aumento do tempo de reação a estímulos, redução da concentração e da coordenação; alteração do comportamento (falar muito, ficar extrovertido etc.).
1,5 a 3,0	Intoxicação, descoordenação geral, confusão, visão dupla, desorientação.
3,0 a 4,0	Inconsciência, às vezes coma.
5,0	Morte.

Concentração de álcool (gramas/litro de sangue)	Risco de Acidentes
0,5	Aumenta 2 vezes
0,9	Aumenta 3 vezes
1,5	Aumenta 10 vezes
2,0	Aumenta 20 vezes

RESUMO

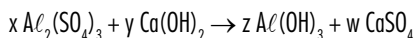
Neste capítulo, você estudou que:

- A reação química é uma transformação na qual o(s) reagente(s) se transforma(m) em produto(s), ou seja, nova(s) substância(s) é (são) formada(s).
- A equação química é a representação gráfica da reação química (fenômeno químico).
- Os coeficientes indicam a proporção na qual os reagentes e produtos participam da reação.
- Os coeficientes determinados respeitam o princípio no qual o número de átomos de cada elemento químico é igual no(s) reagente(s) e produto(s).
- Reações estudadas.



EXERCÍCIOS

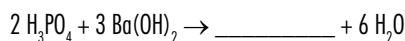
1) Para que a água possa ser consumida pela população, precisa passar por um processo que elimina todos os seus poluentes. O tratamento da água se faz em duas fases: tratamento primário (os poluentes são eliminados por processos físicos); e tratamento secundário (os poluentes são eliminados por processos químicos). No tratamento secundário, existe uma fase denominada coagulação ou floculação, representada pela equação a seguir:



Os coeficientes x, y, z e w, que deixam a equação devidamente balanceada, são respectivamente:

- (A) 1, 2, 3, 3
 (B) 2, 3, 2, 3
 (C) 3, 2, 3, 2
 (D) 3, 3, 2, 1
 (E) 1, 3, 2, 3

2) A fórmula da substância que completa a reação a seguir é:



- (A) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
 (B) $\text{Ba}(\text{PO}_4)_2$
 (C) Ba_3PO_4
 (D) BaPO_4
 (E) $\text{Ba}(\text{PO}_4)_3$

3) Para o tratamento da acidez estomacal, recomenda-se a ingestão de antiácidos que contenham hidróxido de alumínio em sua formulação. A função desta substância é neutralizar o excesso do ácido produzido pelo estômago. Os produtos da reação de neutralização total entre o hidróxido de alumínio e o ácido do estômago (HCl) são água e um sal, cuja fórmula está representada na opção:

- (A) AlCl
 (B) AlCl_3
 (C) AlSO_4
 (D) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 (E) AlCl_2

4) (Unifor-CE) Para absorver a água eliminada pela urina dos tripulantes de naves espaciais, pode-se fazê-la reagir com óxido de lítio. Desta reação, forma-se o:

- (A) $\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_n$
 (B) $\text{Li}(\text{OH})_4$
 (C) $\text{Li}(\text{OH})_2$
 (D) $\text{Li}(\text{OH})_3$
 (E) LiOH

5) Certo gás incolor reage com água, formando uma solução ácida. Este gás pode ser o:

- (A) H_2
 (B) NH_3
 (C) CH_4
 (D) SO_3
 (E) CO

6) Dentre os óxidos a seguir, o único que ao reagir com um ácido produz um sal é o:

- (A) CO_2
 (B) CaO
 (C) CO
 (D) N_2O_5
 (E) Cl_2O

7) Para remover dióxido de carbono do ar respirado pelos astronautas nas espaçonaves, utiliza-se hidróxido de lítio sólido. A fórmula e o nome do produto formado são respectivamente:

- (A) Li_2C , carboneto de lítio
 (B) LiHCO_3 , carbonato ácido de lítio
 (C) $\text{Li}(\text{OH})\text{CO}_2$, carbonato básico de lítio
 (D) Li_2CO_3 , carbonato de lítio
 (E) Li_2HCO_3 , bicarbonato de lítio

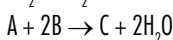
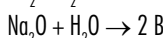
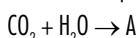
8) Quando um óxido básico reage com dióxido de enxofre (SO_2) há produção de:

- (A) ácido
(B) água
(C) sal
(D) hidróxido
(E) sal e água

9) (FEI-SP) Nos últimos anos, a cidade de São Paulo vem sofrendo os efeitos da chuva ácida. O caráter ácido da chuva é causado pela presença de:

- (A) monóxido de carbono
(B) amônia
(C) óxidos de enxofre
(D) sais de fósforo
(E) partículas de carvão

10) Observe as seqüências reacionais a seguir.

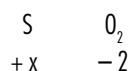
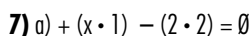
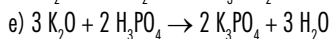
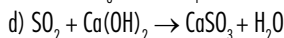
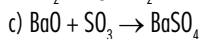
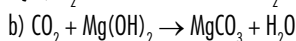
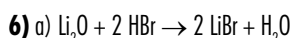
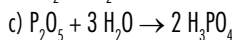
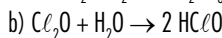
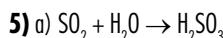
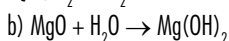
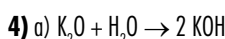
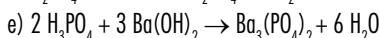
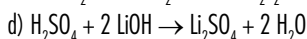
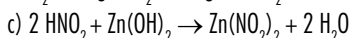
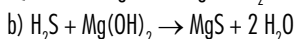
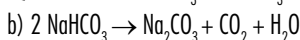
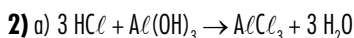
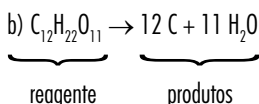
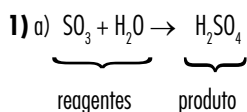


Determine:

a) As fórmulas dos compostos A, B e C

b) O nome do composto C.

GABARITO :: ATIVIDADES



Podemos afirmar que:

O Nox do oxigênio é -2 .

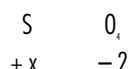
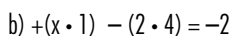
Assim, devemos encontrar o valor do Nox do enxofre

$$+ (x \cdot 1) - (2 \cdot 2) = 0 \text{ (moléculas neutras têm Nox} = 0 \text{)}$$

$$+ x - 4 = 0$$

$$+ x = +4$$

O Nox do enxofre nesta molécula é $+4$.



Podemos afirmar que:

• o Nox do oxigênio é -2 .

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do enxofre

$$+ (x \cdot 1) - (2 \cdot 4) = -2 \text{ (nos íons o Nox} = \text{sua carga)}$$

$$+ x - 8 = -2$$

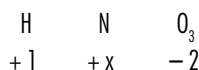
$$+ x = -2 + 8$$

$$+ x = +6$$

O Nox do enxofre no íon sulfato (SO_4^{2-}) é $+6$.

8) Nos reagentes o nitrogênio está presente formando o ácido nítrico: HNO_3

$$+ (1 \cdot 1) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = 0$$



Podemos afirmar que:

• o Nox do oxigênio é -2 ;

• o Nox do hidrogênio $+1$.

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do nitrogênio

$$+ (1 \cdot 1) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = 0 \text{ (moléculas neutras têm Nox} = 0 \text{)}$$

$$+ 1 + x - 6 = 0$$

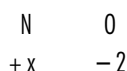
$$+ x = +6 - 1$$

$$+ x = +5$$

O Nox do nitrogênio nesta molécula é $+5$.

Nos produtos o nitrogênio está presente formando o óxido nítrico: NO

$$+ (x \cdot 1) - (2 \cdot 1) = 0$$



Podemos afirmar que:

- o Nox do oxigênio é -2

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do nitrogênio

$$+ (x \cdot 1) - (2 \cdot 1) = 0 \text{ (moléculas neutras têm Nox} = 0 \text{)}$$

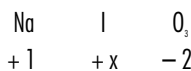
$$+ x - 2 = 0$$

$$+ x = +2$$

O Nox do nitrogênio nesta molécula é $+2$.

9) a) Nox do I é -1 , porque o halogênio (Grupo 7 A) em composto binário, quando mais eletronegativo, apresenta sempre Nox $= -1$.

$$b) + (1 \cdot 1) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = 0$$



Podemos afirmar que:

- o Nox do sódio é $+1$, porque este pertence à família 1 A;
- o Nox do oxigênio é -2 .

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do iodo

$$+ (1 \cdot 1) + (x \cdot 1) - (2 \cdot 3) = 0 \text{ (moléculas neutras têm Nox} = 0 \text{)}$$

$$+ 1 + x - 6 = 0$$

$$+ x - 5 = 0$$

$$+ x = +5$$

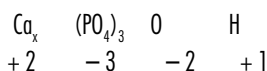
O Nox do iodo nesta molécula é $+5$.

c) Nox do Cl é -1 , porque o halogênios (Grupo 7 A) em compostos binários apresentam sempre Nox $= -1$.

d) Nox do Br é 0 , porque os átomos nas substâncias simples têm Nox $= 0$

10) E

$$+ (2 \cdot x) - (3 \cdot 3) - (2 \cdot 1) + (1 \cdot 1) = 0$$



Podemos afirmar que:

- o Nox do oxigênio é -2 ;
- o Nox do hidrogênio $+1$;
- o Nox do cálcio é $+2$.

O enunciado indica que o íon fosfato apresenta carga $3- \text{ (PO}_4^{3-})$

Assim, devemos encontrar o valor do Nox do nitrogênio

$$+ (2 \cdot x) - (3 \cdot 3) - (2 \cdot 1) + (1 \cdot 1) = 0$$

(moléculas neutras tem Nox $= 0$)

$$+ 2x - 9 - 2 + 1 = 0$$

$$+ 2x = +9 + 2 - 1$$

$$+ 2x = +10$$

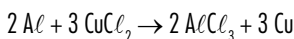
$$x = 5$$

A atomicidade do cálcio é 5.

11) a) $\text{Al}^0 + \text{Cu}^{2+}\text{Cl}_2^{1-} \rightarrow \text{Al}^{3+}\text{Cl}_3^{1-} + \text{Cu}^0$

elemento oxidado: $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+} = 3 \text{ elétrons} \times 2 = 6 \text{ elétrons cedidos}$

elemento reduzido: $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0 = 2 \text{ elétrons} \times 3 = 6 \text{ elétrons recebidos}$



b) Oxidante: CuCl_2 (que contém o elemento reduzido)

c) Redutor: Al^0 (que contém o elemento oxidado)

12) a) O zinco metálico, Zn(s) sofreu oxidação transformando-se em cátions Zn^{2+} que foram para a solução: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

b) Os cátions cobre, Cu^{2+} , que estavam na solução sofreram redução e se transformaram em cobre metálico, que se depositou sobre a placa de zinco: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

13) a) A capacidade de ganhar elétrons, ou seja, o potencial padrão de redução do Sn^{2+} ($-0,14 \text{ V}$) é maior que o do Fe^{2+} ($-0,44 \text{ V}$)

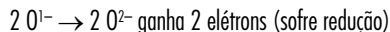
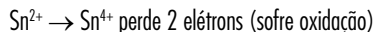
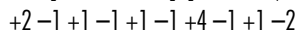
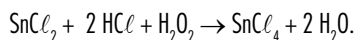
$$b) \Delta E^0_{\text{pilha}} = E^0_{\text{redução do cátodo}} - E^0_{\text{redução do ânodo}}$$

$$\Delta E^0_{\text{pilha}} = +0,80 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0_{\text{pilha}} = +1,56 \text{ V}$$

14) O CuSO_4 é a única substância da lista que em solução aquosa fornece íons Cu^{2+} ; estes recebem os elétrons fornecidos pelo zinco metálico se transformando em cobre metálico, Cu(s) , segundo a equação fornecida. Essa substância poderia ser substituída por um outro sal solúvel que tivesse como cátion o Cu^{2+} .

15) B



GABARITO :: EXERCÍCIOS

1) E

2) A

3) B

4) E

5) D

6) B

7) D

8) C

9) C

10) a) A = H_2CO_3 ; B = NaOH ; C = Na_2CO_3

b) Carbonato de sódio.

3

RELAÇÕES NUMÉRICAS

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Conceituar massa atômica e massa molecular*
- *Conhecer a constante de Avogadro e utilizar o conceito de mol*
- *Comparar e converter unidades dos campos micro e macroscópicos*
- *Entender o comportamento dos gases ideais nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)*

INTRODUÇÃO

Quando vamos a um supermercado comprar ovos, pegamos uma embalagem contendo 12 unidades. Mas, se quisermos comprar arroz, vamos pegar um saco com um quilograma. Deste modo, a maneira de medir o produto a ser adquirido vai depender de suas características, tornando mais fácil sua aquisição.

Os químicos utilizam normalmente a massa para mensurar a quantidade de materiais que serão usados como reagentes. Entretanto, às vezes, é necessário determinar a quantidade de átomos ou moléculas em uma amostra. Neste capítulo, desenvolveremos conceitos e relações numéricas que possibilitem esses cálculos.

MASSA ATÔMICA DO ÁTOMO

Vamos imaginar um cubo maciço de chumbo com as dimensões indicadas na figura 3.1.

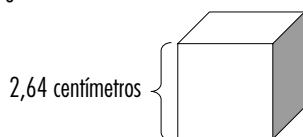


Figura 3.1: Bloco de chumbo

Este cubo de chumbo apresenta peso igual a 207 gramas. Calcula-se que ele seja formado por 600.000.000.000.000.000.000 (seiscentos sextilhões) de átomos de chumbo. Baseado nesta informação, você poderia imaginar o tamanho de um único átomo de chumbo? A dimensão de um átomo é incrivelmente pequena, ficando difícil até de imaginá-lo. Você pode entender que, na prática, não existe balança para “pesar” um único átomo. Para se determinar a massa de coisas muito pequenas ou muito grandes, utilizamos artifícios bem engenhosos. Para resolver esse problema, adotamos uma massa como padrão e efetuamos cálculos comparativos em relação a esse padrão adotado.

Se utilizarmos um monitor de computador como padrão, diremos então que esse monitor tem massa 1. Observe que esta massa é arbitrária. Podemos comparar a massa de qualquer coisa dentro da nossa casa com esse padrão. Por exemplo: um monitor de computador tem massa 1; logo, se eu sou 10 vezes mais pesado que o monitor, minha massa será 10. Observe que não estamos utilizando nenhuma unidade de massa conhecida, pois acabamos de inventar um padrão.

Voltando ao nosso átomo de chumbo, para sabermos a sua massa foi adotado um padrão pelos cientistas. O padrão utilizado foi um isótopo muito comum do elemento carbono ($^{12}_6\text{C}$), tendo sido chamado de padrão $1/12$ desse isótopo. Logo: $1/12$ do átomo de $^{12}_6\text{C} = 1$ unidade (u).

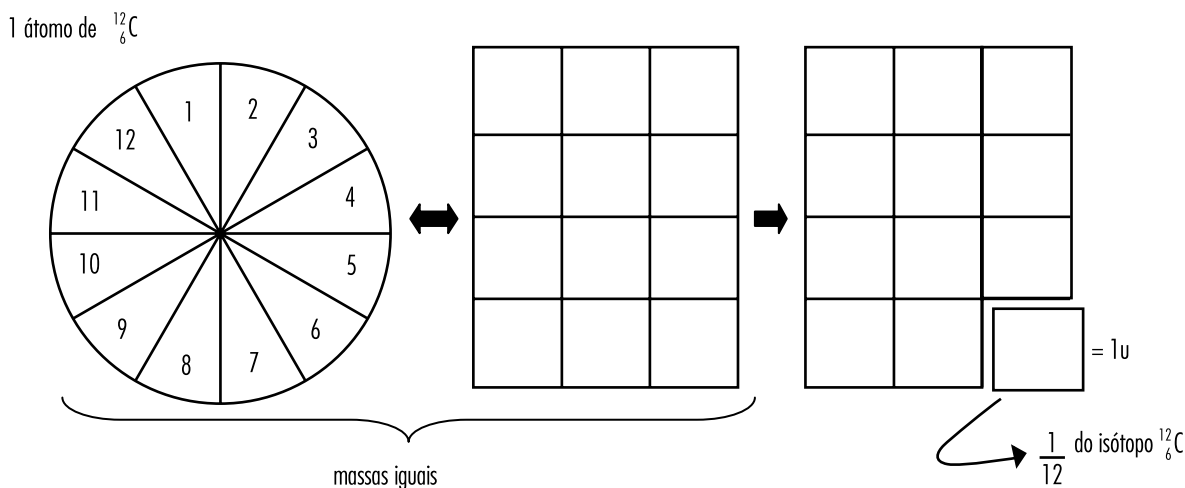


Figura 2.2: Representação do padrão de massa atômica.

Pense em uma balança imaginária capaz de pesar átomos. Vamos pegar um átomo de sódio e colocá-lo num dos pratos da balança. No outro prato, vamos colocando “pedaços de papel”, cada um valendo 1 u.

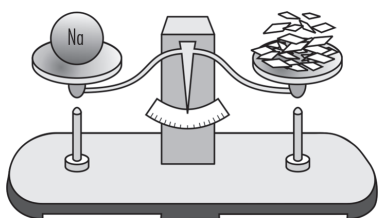


Figura 3.3: Representação da determinação da massa atômica do sódio.

Equilibrada a balança, contam-se os “pedaços de papel” existentes no prato. Contaremos 23 “pedaços”. Dizemos então que a massa atômica do sódio (Na) é igual a 23 u.

A massa atômica é a massa de um átomo expressa em unidades de massa atômica (u). Indica quantas vezes a massa do átomo é maior que $1/12$ da massa do carbono.

MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO

A maioria dos elementos se apresenta na Natureza como uma mistura de isótopos (já estudamos isótopos no capítulo 2 do módulo 1), que são átomos do mesmo elemento químico que apresentam massas diferentes.

Vejamos o exemplo do cloro.

Retirando átomos de cloro de uma amostra deste mesmo elemento, verifica-se que existem dois tipos de átomos ^{35}Cl e ^{37}Cl . De todos os átomos da amostra, 75% correspondem ao isótopo de ^{35}Cl , e 25% correspondem ao isótopo ^{37}Cl (valores constatados experimentalmente).

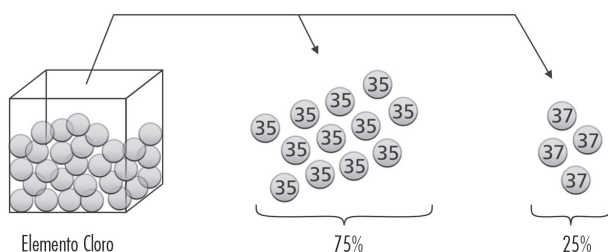


Figura 3.4: Isótopos do cloro.

A massa atômica (MA) do cloro não é 35 e nem 37, mas sim a média ponderada dessas massas atômicas.

$$\text{MA do elemento Cloro} = \frac{35 \times 75 + 37 \times 25}{100} = 35,5$$

Sendo assim, a massa atômica do cloro é 35,5. Este é o valor encontrado na Tabela Periódica.

Logo, a massa atômica de um elemento é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos que constituem esse elemento.

Atividade 1

Na Natureza, o boro apresenta os isótopos ^{10}B e ^{11}B , cujas abundâncias são 20% e 80% respectivamente. Determine a MA (massa atômica) do elemento Boro.

MASSA MOLECULAR

Voltemos a usar a nossa balança imaginária. Em um dos pratos, vamos colocar uma molécula de água (H_2O) e, no outro prato, vamos colocar os “pedaços de papel”, cada um valendo 1 u.

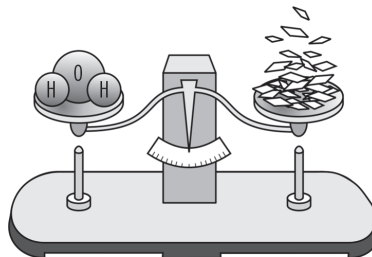


Figura 3.5: Representação da determinação da massa molecular da água (H_2O).

Se uma molécula de água precisa de 18 “pedaços”, isso significa que sua massa molecular é 18.

Massa molecular é o número que indica quantas vezes a massa da molécula é maior que 1/12 do átomo de $^{12}_6\text{C}$.

Como podemos calcular a massa molecular? Basta somarmos a massa dos elementos que constituem a molécula. Como já foi visto, os valores das MA se encontram na tabela periódica.

Exemplo: gás carbônico CO_2

MA do C = 12 e MA do O = 16

MM $\text{CO}_2 = 12 + 16 \times 2$

MM $\text{CO}_2 = 44$

Atividade 2

Calcule a massa molecular (MM) das substâncias a seguir:

a) Amônia — NH_3

b) Metano — CH_4

c) Glicose — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

d) Ácido acético — CH_3COOH

e) Ureia — $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Atividade 3

A água pesada (D_2O) apresenta na sua molécula o isótopo de hidrogênio de massa 2 chamado deutério (D). Ela é utilizada como moderador em reatores nucleares. Determine a massa molecular da água pesada.

QUANTIDADE DE MATÉRIA – MOL

No nosso dia a dia, quando vamos comprar ovos, pedimos em “dúzias”; folhas de papel, pedimos em “resmas”. Estas são quantidades de matéria úteis para seus fins. Tratando-se de átomos e moléculas, a quantidade de matéria útil que pode ser manipulada é o mol.

1 mol corresponde a $6,0 \times 10^{23}$

Para se ter uma ideia deste número:

$$60 = 6,0 \times 10^1$$

$$600 = 6,0 \times 10^2$$

$$6000 = 6,0 \times 10^3$$

$$60000 = 6,0 \times 10^4$$

$$\text{Logo: } 600.000.000.000.000.000.000.000 = 6,0 \times 10^{23}$$

Observe a figura 3.6 a seguir.

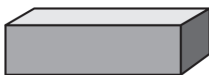
1 mol de alumínio



27 g

$6,0 \times 10^{23}$ átomos

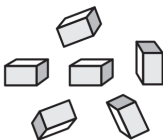
1 mol de chumbo



207 g

$6,0 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de cálcio



40 g

$6,0 \times 10^{23}$ átomos

Figura 3.6: Representação de 1 mol de substâncias em gramas.

Veja que as massas são diferentes, porém, em cada porção, sempre encontramos $6,0 \times 10^{23}$ átomos. Assim:

12 é uma dúzia

100 é um cento

500 é uma resma

$6,0 \times 10^{23}$ é um mol

Qual é a massa de um mol?

Esta pergunta só pode ter uma resposta se determinarmos a que substância estamos nos referindo. A massa de um mol de átomos de alumínio é 27g e a de um mol de moléculas de H_2O é 18g. Essas massas correspondem à MA (massa atômica) ou à MM (massa molecular) expressas em gramas.

Outro exemplo:

1 mol de álcool etílico (C_2H_5OH) é :

MA do C = 12 , MA do H = 1 e MA do O = 16

MM = $2 \times 12 + 5 \times 1 + 16 + 1 = 46$

Logo: 1 mol de álcool etílico corresponde a 46 gramas. Podemos então dizer que a massa molar do álcool etílico é 46g/mol.

Massa molar é a massa em gramas de 1 mol de uma substância que corresponde a $6,0 \times 10^{23}$ unidades dessa substância.

Exemplo I

Vamos determinar a massa de 2 mols de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

MA do H = 1; MA do S = 32 e MA do O = 16

MM = $2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98$

1 mol de ácido sulfúrico = 98 gramas

2 mols de ácido sulfúrico = 196 gramas

Exemplo II

Partiremos, agora, para o cálculo da massa de 0,25 mol de carbonato de cálcio ($CaCO_3$).

MA do Ca = 40; MA do C = 12 e MA do O = 16

MM = $1 \times 40 + 1 \times 12 + 3 \times 16 = 100$

1 mol de carbonato de cálcio = 100 gramas

0,25 mol de carbonato de cálcio = x gramas

$$x = \frac{0,25 \times 100}{1} = 25 \text{ gramas}$$

Exemplo III

Para determinar o número de moléculas existente em 0,5 mol de propanona (acetona – C_3H_6O), basta estabelecer a relação:

$$1 \text{ mol de propanona} = 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,5 \text{ mol de propanona} = x \text{ moléculas}$$

$$x = \frac{0,5 \times 6,0 \times 10^{23}}{1} = 3,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Exemplo IV

O sabão, apesar de sua indiscutível utilidade, apresenta o inconveniente de precipitar o respectivo sal orgânico insolúvel em água que contenha íons cálcio dissolvidos. Em época recente, foram desenvolvidos os detergentes, conhecidos genericamente como alquilsulfônicos, solúveis em água e que não precipitam na presença de íons cálcio.

a. Dê o símbolo e o nome do elemento químico que aparece na fórmula de um detergente alquilsulfônico e que não aparece na fórmula de um sabão.

b. Considerando que a fórmula de um certo detergente alquilsulfônico é $C_{12}H_{25}O_4XNa$, cuja massa molar é 288 g/mol, calcule a massa molar do elemento X.

Dados: massas molares em g/mol H=1; C=12; O=16; Na=23

a. O elemento químico que aparece no detergente e não no sabão é enxofre: S

b. $C_{12}H_{25}O_4XNa$

$$\text{massa molar: } 12 \times 12 + 25 \times 1 + 16 \times 4 + X + 23 = 288 \text{ g/mol}$$

$$144 + 25 + 64 + X + 23 = 288 \text{ g/mol}$$

$$X = 32 \text{ g/mol}$$

VOLUME MOLAR

Quando trabalhamos com gases, a grandeza volume se torna importante. Qual, seria então, o volume ocupado por um mol?

Para respondermos a esta questão, precisamos conhecer a temperatura e a pressão em que será medido esse volume. Estes dois fatores influenciam na medição de qualquer volume.

Utilizando uma norma, os cientistas definiram Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP), nas quais a temperatura fixada foi de 0°C (273K), e a pressão de 1 atm (760mmHg). Este último valor corresponde à pressão atmosférica ao nível do mar.

Nessas condições, o volume ocupado por um mol de qualquer gás, considerando seu comportamento ideal, é 22,4 litros.

Volume molar é o volume ocupado por um mol de gás ideal, que nas CNTP é de 22,4 litros.

Exemplo V

Vejamos como podemos calcular o volume, medido nas CNTP, de um balão que contém 80g de metano (CH_4) e $3,0 \times 10^{24}$ moléculas de ozônio (O_3).

Vamos, inicialmente, calcular o número total de mols contido no balão:

$$1 \text{ mol de } CH_4 = 16 \text{ g } (1 \times 12 + 4 \times 1 = 16),$$

$$x \text{ mol} = 80 \text{ g}$$

$$x = \frac{80 \times 1}{16} = 5 \text{ mols de } CH_4$$

$$1 \text{ mol de } O_3 = 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ mol} = 3,0 \times 10^{24} \text{ moléculas, logo}$$

$$x = \frac{3,0 \times 10^{24}}{6,0 \times 10^{23}} = 5 \text{ mols de } O_3$$

$$\text{Total de mols no balão: } 5 \text{ mols de } CH_4 + 5 \text{ mols de } O_3 = 10 \text{ mols.}$$

Como o volume não depende do tipo de substância, mas apenas da quantidade de matéria, podemos relacionar diretamente:

$$1 \text{ mol de qualquer gás nas CNTP} = 22,4 \text{ litros}$$

$$10 \text{ mols} = x \text{ litros}$$

$$x = \frac{10 \times 22,4}{1} = 224$$

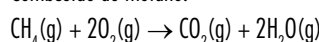
Logo, o volume do balão é 224ℓ.

Exemplo VI

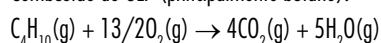
Uma das principais fontes de energia térmica utilizadas atualmente no Estado de São Paulo é o gás natural proveniente da Bolívia (constituído principalmente por metano). No entanto, devido a problemas políticos e econômicos que causam eventuais interrupções no fornecimento, algumas empresas estão voltando 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:

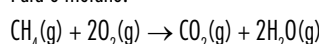


Combustão do GLP (principalmente butano):



A seguir temos os cálculos dos volumes.

Para o metano:

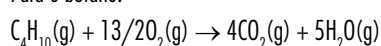


$$1 \text{ volume} \quad \text{—} \quad 1 \text{ volume}$$

$$V(CH_4) \quad \text{—} \quad 22,4 \text{ ℓ}$$

$$V(CH_4) = 22,4 \text{ ℓ}$$

Para o butano:



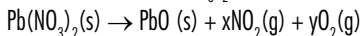
$$1 \text{ volume} \quad \text{—} \quad 4 \text{ volumes}$$

$$V(C_4H_{10}) \quad \text{—} \quad 22,4 \text{ ℓ}$$

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

Exemplo VII

O dióxido de nitrogênio pode ser obtido em laboratório pelo aquecimento do nitrato de chumbo-II, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que se decompõe de acordo com a equação:



Pergunta-se:

- a) Qual o valor dos coeficientes indicados por x e y na equação anterior?
 b) Qual o volume total dos gases produzidos, nas CNTP, quando 1,0 mol de nitrato de chumbo se decompõe?

- a) $x = 2$ e $y = 1/2$
 b) 1 mol ——— 22,4ℓ
 2,5 mol ——— x
 $x = 33,6\ell$

Atividade 4

O volume máximo de gás, em litros, que pode ser liberado por um extintor de incêndio que contenha 4,4 kg de gás carbônico (CO_2), nas condições normais de temperatura e pressão é:

- (A) 22,4
 (B) 440
 (C) 448
 (D) 2240
 (E) 4480

Atividade 5

(Mackenzie 2012-modificada) As reações de combustão são responsáveis pela produção de energia, como, por exemplo, em transporte (carros, aviões, trens, navios, etc.), usinas termoeletricas, processos industriais, geradores, e outros. O processo de combustão completa além de produzir energia, libera certa quantidade de dióxido de carbono e de vapor de água, na atmosfera.

Assim, a relação entre os volumes de gás oxigênio, necessária para consumir, em um processo de combustão completa dois mol de cada reagente: metanol, butano e octano, é, respectivamente,

- (A) 2 : 4 : 6.
 (B) 1 : 8 : 16.
 (C) 3 : 13 : 25.
 (D) 1 : 2 : 4.
 (E) 4 : 13 : 25.

Atividade 6

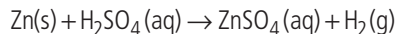
(G1 - CFTMG 2011) Um cilindro metálico contém um gás desconhecido, cuja densidade é igual a 1,25 g/L quando submetido às CNTP. Pode-se concluir, corretamente, que esse gás é denominado

Dado: N = 14; O = 16; H = 1; C = 12.

- (A) oxigênio.
 (B) nitrogênio.
 (C) hidrogênio.
 (D) dióxido de carbono.

Atividade 7

(G1 - IFSP 2014) A obtenção de hidrogênio em laboratório pode ser feita pela reação entre zinco metálico e ácido sulfúrico, representada abaixo:



Considerando rendimento de 100 %, a massa, em gramas, de hidrogênio que pode ser obtida pela reação de 130 g de zinco com ácido sulfúrico em excesso é

Massas molares em g/mol: Zn = 65 H = 1

- (A) 1.
 (B) 2.
 (C) 3.
 (D) 4.
 (E) 5.

Em síntese:

1 mol $\rightarrow 6,0 \times 10^{23}$ unidades \rightarrow MA ou MM em gramas
 $\rightarrow 22,4\ell$ nas CNTP

**RESUMO**

- A unidade de massa atômica (u) corresponde a 1/12 da massa do carbono-12.
- A quantidade de substância que está relacionada com o número de partículas existente na amostra é o mol.
- 1 mol de partículas possui $6,0 \times 10^{23}$ partículas e esse valor corresponde à constante de Avogadro.
- Massa molar é a massa em gramas de 1 mol de uma substância que corresponde a $6,0 \times 10^{23}$ unidades dessa substância.
- 1 mol de qualquer gás nas CNTP ocupa o volume de 22,4 litros.
- Aplique o que você aprendeu, resolvendo as questões a seguir.

EXERCÍCIOS

1) (Enem 2013)

O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão pra evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em: 1 ago. 2012 (adaptado).

Considerando-se o valor de $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

- (A) $7,5 \times 10^{21}$
- (B) $1,5 \times 10^{22}$
- (C) $7,5 \times 10^{23}$
- (D) $1,5 \times 10^{25}$
- (E) $4,8 \times 10^{25}$

2) O perigo oculto das embalagens

Alumínio, chumbo e materiais plásticos, como o polipropileno, são substâncias que estão sob suspeita de provocar intoxicações no organismo humano.

Considerando uma embalagem de creme dental que contenha 0,207g de chumbo, o número de mol de átomos deste elemento químico corresponde a:

- (A) 10^{-3}
- (B) $2,07 \times 10^{-2}$
- (C) $1,2 \times 10^{23}$
- (D) $6,0 \times 10^{23}$
- (E) $6,0 \times 10^{20}$

3) (Enem 2013)

A produção de aço envolve o aquecimento do minério de ferro, junto com carvão (carbono) e ar atmosférico em uma série de reações de oxirredução. O produto é chamado de ferro-gusa e contém cerca de 3,3% de carbono. Uma forma de eliminar o excesso de carbono é a oxidação a partir do aquecimento do ferro-gusa com gás oxigênio puro. Os dois principais produtos formados são aço doce (liga de ferro com teor de 0,3% de carbono restante) e gás carbônico. As massas molares aproximadas dos elementos carbono e oxigênio são, respectivamente, 12 g/mol e 16 g/mol.

LEE, J. D. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Edgard Blücher, 1999 (adaptado).

Considerando que um forno foi alimentado com 2,5 toneladas de ferro-gusa, a massa de gás carbônico formada, em quilogramas, na produção de aço doce, é mais próxima de

- (A) 28.
- (B) 75.
- (C) 175.
- (D) 275.
- (E) 303.

4) (Enem 2012)

No Japão, um movimento nacional para a promoção da luta contra o aquecimento global leva o slogan: **1 pessoa, 1 dia, 1 kg de CO₂ a menos!** A ideia é cada pessoa reduzir em 1 kg a quantidade de CO₂ emitida todo dia, por meio de pequenos gestos ecológicos, como diminuir a queima de gás de cozinha.

Um hambúrguer ecológico? É pra já! Disponível em: <http://lqes.igmm.unicamp.br>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado).

Considerando um processo de combustão completa de um gás de cozinha composto exclusivamente por butano (C₄H₁₀), a mínima quantidade desse gás que um japonês deve deixar de queimar para atender à meta diária, apenas com esse gesto, é de

Dados: CO₂ (44 g/mol); C₄H₁₀ (58 g/mol)

- (A) 0,25 kg.
- (B) 0,33 kg.
- (C) 1,0 kg.
- (D) 1,3 kg.
- (E) 3,0 kg.

5) Uma concentração de 0,9g de glicose por litro de sangue é considerada normal para indivíduos adultos. A que valor corresponde esta concentração, quando expressa em mol por litro? (Dado: massa molar da glicose = 180g/mol).

- (A) 0,001
- (B) 0,002
- (C) 0,003
- (D) 0,004
- (E) 0,005

6) Em um laboratório, uma substância gasosa foi isolada e purificada. Verificou-se, experimentalmente, que 70g desta substância ocupam 56ℓ nas CNTP. Indique a alternativa que apresenta a massa molar desse composto:

- (A) 56g
- (B) 28g
- (C) 35g
- (D) 112g

7) (Unesp) Como o dióxido de carbono (CO₂), o metano (CH₄) exerce também um efeito estufa na atmosfera. Uma das principais fontes desse gás provém do cultivo de arroz irrigado por inundação. Segundo a Embrapa, estima-se que esse tipo de cultura, no Brasil, seja responsável pela emissão de cerca de 288 Gg (1Gg = 1×10^9 gramas) de metano por ano. O número de mol de metano corresponde a:

Massas molares, g . mol⁻¹: H=1 e C=12.

- (A) 0,18
- (B) 18
- (C) 180
- (D) 18×10^6
- (E) $1,8 \times 10^{10}$

8) (Enem 2012)

Aspartame é um edulcorante artificial (adoçante dietético) que apresenta potencial adoçante 200 vezes maior que o açúcar comum, permitindo seu uso em pequenas quantidades. Muito usado pela indústria alimentícia, principalmente nos refrigerantes diet, tem valor energético que corresponde a 4 calorias/grama. É contraindicado a portadores de fenilcetonúria, uma doença genética rara que provoca o acúmulo da fenilalanina no organismo, causando retardo mental. O IDA (índice diário aceitável) desse adoçante é 40 mg/kg de massa corpórea.

Disponível em: <http://boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com>. Acesso em: 27 fev. 2012.

Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

Dado: massa molar do aspartame = 294g/mol

- (A) $1,3 \times 10^{-4}$.
 (B) $9,5 \times 10^{-3}$.
 (C) 4×10^{-2} .
 (D) 2,6.
 (E) 823.

GABARITO :: ATIVIDADES

Atividade 1

A massa atômica representa a média ponderal dos isótopos, logo é calculada conforme fórmula abaixo:

$MA = ((\text{número de massa} \times \%) \text{ 1º isótopo} + (\text{número de massa} \times \%) \text{ 2º isótopo}) / 100\%$

Logo:

$MA = (10 \times 20 + 11 \times 80) / 100$ então $MA = 10,8$

Atividade 2

a. $MM = \text{massa do nitrogênio} \times 1 + \text{massa do hidrogênio} \times 3$

$$MM = 14 \times 1 + 1 \times 3$$

$$MM = 17$$

b. $MM = \text{massa do carbono} \times 1 + \text{massa do hidrogênio} \times 4$

$$MM = 12 \times 1 + 1 \times 4$$

$$MM = 16$$

c. $MM = \text{massa do carbono} \times 6 + \text{massa do hidrogênio} \times 12 + \text{massa do oxigênio} \times 6$

$$MM = 12 \times 6 + 1 \times 12 + 16 \times 6$$

$$MM = 180$$

d. $MM = \text{massa do carbono} \times 2 + \text{massa do hidrogênio} \times 4 + \text{massa do oxigênio} \times 2$

$$MM = 12 \times 2 + 1 \times 4 + 16 \times 2$$

$$MM = 60$$

e. $MM = \text{massa do carbono} \times 1 + \text{massa do oxigênio} \times 1 + \text{massa do nitrogênio} \times 2 + \text{massa do hidrogênio} \times 4$

$$MM = 12 \times 1 + 16 \times 1 + 14 \times 2 + 1 \times 4$$

$$MM = 60$$

Atividade 3

$MM = \text{massa do deutério} \times 2 + \text{massa do oxigênio} \times 1$

$$MM = 2 \times 2 + 16 \times 1$$

$$MM = 20$$

Atividade 4

Multiplicando 4,4Kg por mil converteremos em 4400 gramas de CO_2

Convertendo 4400 g de CO_2 em número(n) de mol:

Primeiro: Determinar a massa molar do CO_2

$MM = \text{massa molar do carbono} \times 1 + \text{massa molar do oxigênio} \times 2$

$$MM = 12 \times 1 + 16 \times 2$$

$$MM = 44\text{g}$$

Segundo: Calcular o número de mol.

Como: $n = m / \text{massa molar}$

Substituindo: $n = 4400 / 44$, teremos $n = 100$ mol

Determinando o volume nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)

$$\text{Volume} = 22,4 \times n$$

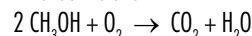
$$\text{Volume} = 22,4 \times 100 = 2240 \text{ L}$$

Resposta: letra D

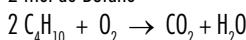
Atividade 5

A reação de combustão completa de compostos orgânicos gera sempre gás carbônico e vapor d'água, logo para cada reagente especificado temos:

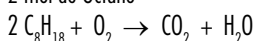
2 mol de Metanol



2 mol de Butano

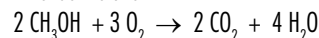


2 mol de Octano

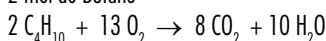


Podemos então observar que as mesmas não estão balanceadas, portanto fazendo o balanceamento de cada equação temos:

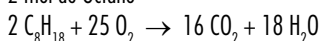
2 mol de Metanol



2 mol de Butano



2 mol de Octano



E assim, observamos que os volumes de oxigênio seguem uma proporção de 3; 13 e 25

Resposta: letra C

Atividade 6

Usando a informação da densidade, podemos verificar a relação massa por volume é.

$$d = m/V$$

Usando o volume correspondente a um mol (1 mol) de gás nas CNTP, temos:

$$1,25 = m/22,4 \quad m = 28g$$

Logo, 28g é a massa que corresponde a um mol de gás.

Gases usados:

Oxigênio: $O_2 = 32g/mol$

Nitrogênio: $N_2 = 28g/mol$

Hidrogênio: $H_2 = 2g/mol$

Dióxido de carbono: $CO_2 = 44g/mol$

Resposta: letra B

Atividade 7

Convertendo 130 g de Zn em número(n) de mol:

Como: $n = m / \text{massa molar}$ Substituindo: $n = 130/65$ teremos $n = 2$

Pela equação observamos que para cada mol de zinco há a produção de 1 mol de gás hidrogênio. Então

1 mol de Zn 1 mol de H_2

2 mol de Zn X

Resolvendo a regra de três, teremos também dois mol ($X=2$) de gás hidrogênio.

Transformando dois mol de H_2 em massa (g):

Massa molar do H_2 vale 2g.

Como: $n = m / \text{massa molar}$ Substituindo: $2 = m/2$ teremos $m = 4g$

Resposta: letra D

GABARITOS :: EXERCÍCIOS

1) B

2) A

3) D

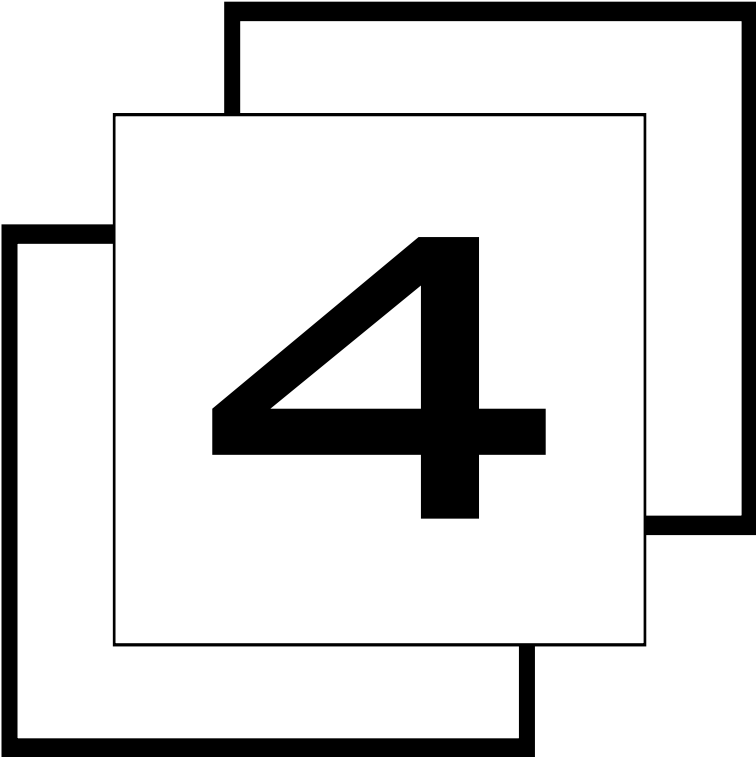
4) B

5) E

6) B

7) E

8) B



4

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Reconhecer a importância de uma equação química balanceada para a solução de problemas que envolvem cálculos.*
- *Aplicar as Leis Ponderais na solução dos problemas.*
- *Resolver problemas simples de cálculos envolvendo as relações mol-mol, mol-massa, massa-massa, mol-molécula, massa-molécula, mol-volume (CNTP), massa-volume (CNTP) e molécula-volume (CNTP).*

INTRODUÇÃO

No capítulo 3, você foi apresentado às Relações Numéricas que lhe possibilitam dizer, de uma mesma espécie química, a quantidade presente em determinada amostra. Utilizamos, para isso, diversas linguagens quantitativas aceitas pela Química, tais como massa, número de mols, número de moléculas, número de átomos e volume.

AS LEIS PONDERAIS

Neste capítulo, trataremos das relações envolvendo DUAS OU MAIS espécies químicas que participam de uma mesma reação química. Usaremos o exemplo de uma receita culinária para mostrar o que ocorre.

Uma receita completa informa os ingredientes necessários (as espécies químicas), as quantidades que serão usadas (a quantidade de cada reagente), podendo fazê-lo de várias formas: no de colheres ou xícaras, pitadas e número de unidades ou múltiplos, como dúzias (as grandezas químicas de quantidade). Também apresenta o modo de preparo (o passo a passo). Termina, então, definindo o número de porções (a quantidade do que se quer produzir). Repare que há uma completa analogia entre os procedimentos efetuados em uma cozinha e os desenvolvidos em um laboratório.

Este procedimento é fundamentado pela 1ª Lei Ponderal ou Lei de Lavoisier, já descrita no módulo 1, que ressalta a importância do balanceamento das equações químicas.

Vale ressaltar, também, que uma receita pode ser aumentada ou diminuída no seu número de porções, bastando para isto que as quantidades dos ingredientes sejam proporcionalmente aumentadas ou diminuídas. O mesmo ocorre em uma reação química, quando mudamos as quantidades das espécies envolvidas sempre em proporções idênticas; conseguindo, com isso, quantidades proporcionalmente iguais de produtos.

A lei química que traduz tal proporcionalidade é a 2ª Lei Ponderal ou Lei de Proust, enunciada no destaque:

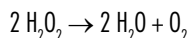
“Os processos químicos ocorrem segundo proporções fixas e definidas de todos os seus componentes”.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Procuraremos, com os exemplos a seguir, mostrar o passo a passo de vários procedimentos envolvendo Cálculos Estequiométricos. A intenção é varrer todas as possíveis situações nas quais estejam envolvidas as grandezas quantitativas da Química. Vejamos alguns exemplos:

ESTEQUIOMETRIA ENVOLVENDO MOL-MOL

A água oxigenada (H_2O_2) é usada para a limpeza de ferimentos, pois sua decomposição produz gás oxigênio, um importante bactericida. A equação balanceada, que representa a decomposição da água oxigenada, está abaixo representada:



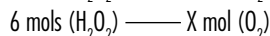
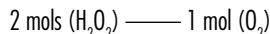
Vamos ver se você entendeu. Para tal, nada melhor que um exercício. Por isso, perguntamos:

Qual seria o número de mol de gás oxigênio produzido, quando 6 mol de água oxigenada são totalmente decompostos?

Para chegarmos ao resultado devemos, como 1º passo, obter a proporção molar entre as espécies O_2 e H_2O_2 , usando, para tal objetivo, os coeficientes das espécies acima definidas. Temos então:

2 mols (H_2O_2) ——— 1 mol (O_2) (proporção molar entre água oxigenada e gás oxigênio)

O 2º passo é completar a relação de proporcionalidade, posicionando sob cada espécie o valor dado no enunciado e a incógnita X, que representa o que se quer obter, como segue:



Observe que as colunas do O_2 e do H_2O_2 apresentam, cada uma, unidades compatíveis, permitindo, assim, que cheguemos à resposta:

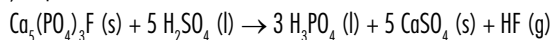
$$X = 6 \text{ mols} \cdot 1 \text{ mol} / 2 \text{ mols} = 3 \text{ mols de } \text{O}_2$$

Você acabou de ver um cálculo básico, cuja finalidade era de obter o número de mol de O_2 produzidos na reação de decomposição da água oxigenada. Para efetuar este cálculo utilizamos a Lei de Proust, que nos diz que as substâncias, numa reação química, mantêm uma relação de proporcionalidade. Isto é, triplicando a quantidade de água oxigenada (H_2O_2), vamos produzir o triplo de gás oxigênio (O_2).

Vamos ver se você entendeu. Agora, você irá percorrer o caminho contrário ao exemplo anterior, para resolver a atividade 1. Desta forma, você poderá ver se realmente compreendeu esse caso.

Exemplo I

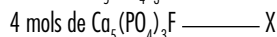
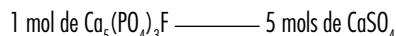
O ácido fosfórico, H_3PO_4 , pode ser produzido a partir da reação entre a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acordo com a seguinte equação química:



Qual a quantidade em mol de sulfato de cálcio (CaSO_4) produzida a partir de 4 mols de fluoroapatita?

Solução:

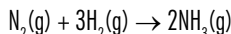
Pela equação química observa-se que:



$$X = (5 \times 4) / 1 = 20 \text{ mols de } \text{CaSO}_4$$

Exemplo II

O gás amônia pode ser obtido pela reação entre o hidrogênio e o nitrogênio conforme a reação a seguir.



Determine o número de mols de H_2 necessário para a produção de 12 mols de gás amônia.

Solução:

Pela equação química observa-se que:

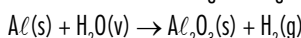
3 mols de H_2 — 2 mols de NH_3

X — 12 mols de amônia

$$X = (12 \times 3) / 2 = 18 \text{ mols de } \text{H}_2$$

Exemplo III

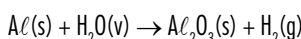
O alumínio metálico reage completamente com vapor d'água da atmosfera produzindo óxido de alumínio e gás hidrogênio, conforme equação não balanceada:



Quantos mols de hidrogênio são produzidos a partir de 20 mols de alumínio?

Solução:

1ª) Como a equação não está balanceada, é necessário realizar o balanceamento:



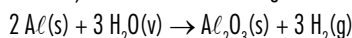
Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 Al — 2 Al, logo deve-se multiplicar o reagente por 2

1 O — 3 O, logo deve-se multiplicar o reagente por 3

6 H — 2 H, logo deve-se multiplicar o produto por 3

Por isso a reação balanceada fica da seguinte forma:



2ª) Em seguida relacionar os dados

Pela equação química observa-se que:

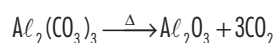
2 mols de Al — 3 mols de H_2

20 mols de Al — X

$$X = (20 \times 3) / 2 = 30 \text{ mols de } \text{H}_2$$

Atividade 1

Quando aquecemos carbonato de alumínio, presente na composição dos solos calcáreos e na areia, ocorre sua decomposição térmica, representada pela seguinte equação química:



Determine o nº de mol de carbonato de alumínio decomposto de modo a obtermos 15 mols de gás carbônico.

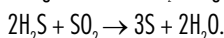
Atividade 2

(FAAP-SP) A combustão do metanol (CH_3OH) pode ser representada pela equação não balanceada: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?

Atividade 3

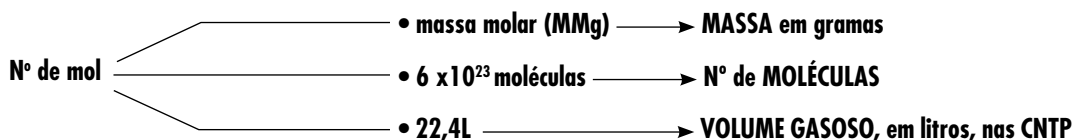
(Cesgranrio-RJ) O H_2S reage com o SO_2 segundo a reação:



Qual o número máximo de mols de enxofre que pode ser formado quando se faz reagir 5 mols de H_2S com 2 mols de SO_2 ?

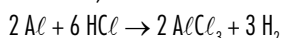
A seguir, explicaremos casos nos quais não ocorre coerência nas unidades usadas pelo enunciado das questões. A solução destes casos passa pelo uso de fatores de conversão, todos já estudados no capítulo 3.

Os casos a seguir mostrarão algumas possíveis situações onde a conversão anteriormente citada é fundamental à solução das questões.



ESTEQUIOMETRIA ENVOLVENDO MOL-MASSA

Um químico junta, em um mesmo recipiente, 1 mol de alumínio em pó e ácido clorídrico suficiente para ocorrer uma reação completa. A equação balanceada representa a reação ocorrida:



Vejamos como isso ocorre, a partir das seguintes questões:

Qual é a massa, em gramas, de gás hidrogênio produzido?

Para chegar ao resultado, temos de, como 1º passo, obter a proporção molar entre as espécies:

2 mols (Al) — 3 mols (H_2)

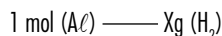
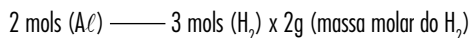
Completando a proporção (2º passo) com as informações do enunciado, temos:

2 mols (Al) — 3 mols (H_2)

1 mol (Al) — Xg (H_2)

Repare que na coluna do gás hidrogênio há diferentes unidades (nº de mol

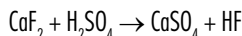
e massa em gramas), o que nos leva a converter 3 mols de H_2 para o valor correspondente em massa, como se segue:



$$X = 1 \text{ mol} \cdot 6g / 2 \text{ mols} = 3g \text{ de } H_2$$

Exemplo IV

O ácido fluorídrico, utilizado nas gravações de vidro, é obtido a partir da fluorita (CaF_2), segundo a reação representada pela equação não balanceada:

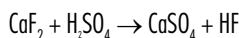


Determine a massa, em gramas, de ácido fluorídrico (HF) obtida, quando se faz reagir 5 mols de fluorita que apresenta 100 % de pureza.

Dados: $H = 1$; $F = 19$; $Ca = 40$.

Solução:

1. Como a equação não está balanceada, é necessário realizar o balanceamento:



Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 Ca 1 Ca, logo há a mesma quantidade de átomos

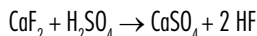
1 S 1 S, logo há a mesma quantidade de átomos

4 O 4 O, logo há a mesma quantidade de átomos

2 F 1 F, logo deve-se multiplicar o produto por 2

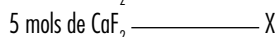
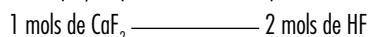
2 H 2 H, logo há a mesma quantidade de átomos

Por isso a reação balanceada fica da seguinte forma:



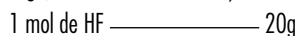
2. (Em seguida relacionar os dados)

Pela equação química observa-se que:



$$X = (5 \times 2) / 1 = 10 \text{ mols de HF}$$

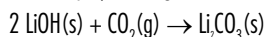
Logo, convertendo a informação de HF de mol para gramas:



$$X = (10 \times 20) / 1 = 200g \text{ de HF}$$

Exemplo V

O hidróxido de lítio, LiOH, pode ser utilizado para retirar CO_2 da atmosfera, conforme a equação a seguir:

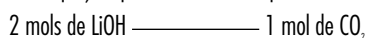


Determine o valor da massa, em kg, de LiOH que seria necessária para absorver totalmente 1.000 mols de CO_2 .

Dados: $H = 1$; $Li = 7$; $O = 16$.

Solução:

Pela equação química observa-se que:



$$X = (100 \times 2) / 1 = 2.000 \text{ mols de LiOH}$$

E como a massa molar (1 mol) do LiOH é 24g ($7 \times 1 + 16 \times 1 + 1 \times 1$)

Temos então:

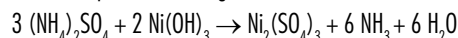


$$X = (24 \times 2.000) / 1 = 48.000g, \text{ que dividindo por mil dará } 4,8 \text{ kg}$$

Como vimos, há casos em que não ocorre coerência nas unidades. Que tal algumas atividades para você verificar se entendeu como se desenvolvem as questões destes tipos?

Atividade 4

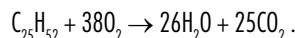
A equação balanceada da reação entre sulfato de amônio e hidróxido de níquel III está representada a seguir:



Com base nisso, determine a massa NH_3 produzida quando são consumidos 6 mols de $(NH_4)_2SO_4$.

Atividade 5

(UECE) Uma vela de parafina queima-se, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos para ela a fórmula $C_{25}H_{52}$. Tal reação representa-se pela equação:



Responda:

a. Quantos mol de oxigênio são necessários para queimar 0,5 mol de parafina?

b. Quanto pesa esse oxigênio?

Atividade 6

(Fuvest-SP) Qual a quantidade máxima em gramas de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) que pode ser preparada a partir de 2 mols de carbonato de sódio com 3 mols de cloreto de cálcio, conforme a equação não balanceada: $Na_2CO_3 + CaCl_2 \longrightarrow CaCO_3 + 2NaCl$?

Atividade 7

(Cesgranrio-RJ) Ao mergulharmos uma placa de prata metálica em uma solução de ácido nítrico (HNO_3), ocorrerá a reação:



Calcule a massa de água produzida, em gramas, quando é consumido 1 mol de prata metálica.

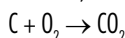
Atividade 8

(Fatec-SP) Na reação de amônia (NH_3) com oxigênio (O_2) para formar NO e água, qual a massa de água formada a partir de 160g de O_2 ? Quantos mol de NO são formados a partir da mesma quantidade de O_2 ?

Veremos dois exemplos nos quais é necessário um número maior de conversões para podermos responder às questões levantadas. Observe.

ESTEQUIOMETRIA ENVOLVENDO MASSA-VOLUME

Em uma churrasqueira são colocados 240g de carvão (C) que queimam segundo a reação representada:



Considerando a combustão completa (queima total), determine o volume de CO_2 produzido, considerando as CNTP.

$$1^\circ \text{ passo: } 1 \text{ mol (C)} \longrightarrow 1 \text{ mol (CO}_2\text{)}$$

$$2^\circ \text{ passo: } 1 \text{ mol (C)} \longrightarrow 1 \text{ mol (CO}_2\text{)}$$

$$240\text{g (C)} \longrightarrow X \text{ litros (CO}_2\text{)}$$

Repare que as duas colunas apresentam unidades distintas. Por isso, é necessário convertê-las. Na 1ª vemos o nº de mol convertido para massa em gramas; e na 2ª, o nº de mol convertido para volume em litros. Temos, então:

$$\begin{array}{ccc} \text{(massa molar do C)} & & \text{(volume molar, nas CNTP)} \\ 12\text{g} \times 1 \text{ mol (C)} & \longrightarrow & 1 \text{ mol (CO}_2\text{)} \times 22,4\text{L} \end{array}$$

$$240\text{g (C)} \longrightarrow X \text{ litros (CO}_2\text{)}$$

$$X = 240\text{g} \times 22,4\text{L} / 12\text{g} = 448\text{L de CO}_2.$$

Exemplo VI

O carbonato de cálcio é o principal constituinte de diversos materiais da natureza, como mármore, calcário, casca de ovos, entre outros. Num sistema aberto, quando aquecido a altas temperaturas, o carbonato de cálcio (CaCO_3) se decompõe em óxido de cálcio (CaO) ("cal viva") e dióxido de carbono (CO_2).

a. Escreva a equação química de decomposição do carbonato de cálcio com os respectivos estados físicos das substâncias nas condições ambientes.

b. Calcule o volume de gás liberado nas CNTP, quando 200g de carbonato de cálcio se decompõem totalmente.

Dados: Volume molar nas CNTP: 22,4L/mol. Utilize a Classificação Periódica para obter massas atômicas.

Solução:

A) Montar e balancear a equação: Reagente \rightarrow Produtos



Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 Ca 1 Ca, logo há a mesma quantidade de átomos

1 C 1 C, logo há a mesma quantidade de átomos

3 O 3 O, logo há a mesma quantidade de átomos

Conclusão: a reação está balanceada.

B) Usando a tabela periódica, observa-se que 1 mol de CaCO_3 equivale a 100g ($40 \times 1 + 12 \times 1 + 16 \times 3$), logo 200g são 2 mols.

Sendo assim, pela equação química:

$$1 \text{ mol de CaCO}_3 \longrightarrow 1 \text{ mol de CO}_2$$

$$2 \text{ mols} \longrightarrow X$$

$$X = (1 \times 2) / 1 = 2 \text{ mols de CO}_2$$

Como 1 mol de qualquer gás nas CNTP equivale a 22,4ℓ, temos:

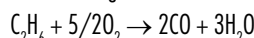
$$1 \text{ mol de CO}_2 \longrightarrow 22,4\ell$$

$$2 \text{ mols de CO}_2 \longrightarrow X$$

$$X = (22,4 \times 2) / 1 = 44,8\ell$$

Exemplo VII

O monóxido de carbono (CO) é um gás incolor, inodoro e muito tóxico. Ao ser inalado, esse gás combina-se com a hemoglobina nos glóbulos vermelhos do sangue, inutilizando-os para sua função essencial, que é transportar oxigênio (O_2) pelo corpo. Sem oxigênio, morreremos rapidamente. No mês de agosto de 2007, na zona oeste do município do Rio de Janeiro, houve um acidente num banheiro de um Apart Hotel, que levou ao óbito duas vítimas pela inalação do monóxido de carbono, resultante da combustão da mistura de metano (CH_4) e etano (C_2H_6) em um aquecedor. Com base na equação da combustão incompleta do etano (C_2H_6), representada a seguir:



Determine o volume de CO produzido, nas CNTP, a partir de 15 gramas de etano.

Dado: $V(\text{CNTP}) = 22,4\ell/\text{mol}$.

Solução:

Usando a tabela periódica, observa-se que 1 mol de C_2H_6 equivale a 30g ($12 \times 2 + 1 \times 6$), logo 15g corresponde a 0,5 mol.

Sendo assim: Pela equação química:

$$1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6 \longrightarrow 2 \text{ mols de CO}$$

$$0,5 \text{ mol} \longrightarrow X$$

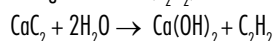
$$X = (2 \times 0,5) / 1 = 1 \text{ mol de CO}$$

Como 1 mol de qualquer gás nas CNTP equivale a 22,4ℓ, temos:

$$V = 22,4\ell$$

Atividade 9

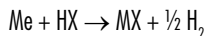
(Cesgranrio-RJ) Um funileiro usa um maçarico de acetileno para soldar uma panela. O gás acetileno (C_2H_2) é obtido na hora, através da seguinte reação química:



Qual a massa aproximada de carbureto de cálcio (CaC_2) que será necessária para se obter 50ℓ de acetileno nas CNTP?

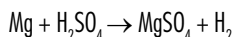
ESTEQUIOMETRIA ENVOLVENDO MASSA-MASSA

Metais fortemente eletropositivos têm a capacidade de deslocar os hidrogênios ionizáveis dos ácidos, como mostra o modelo:



O gás hidrogênio produzido se manifesta em forma de bolhas que possibilitam confirmar a ocorrência da reação.

Ao observarmos o magnésio, vemos que uma certa massa de magnésio consome completamente 24,5g de ácido sulfúrico (H_2SO_4), conforme a equação abaixo:



A partir do exemplo proposto, vejamos a solução passo a passo para cada caso apresentado:

a. Determine a massa do metal utilizado

Solução: 1º passo: 1 mol (Mg) — 1 mol (H_2SO_4)

2º passo: 1 mol (Mg) — 1 mol (H_2SO_4)

Xg (Mg) — 24,5g (H_2SO_4)

Convertendo as duas colunas, temos:

(massa molar do Mg) (massa molar do H_2SO_4)

24g x 1 mol (Mg) — 1 mol x 98g

Xg (Mg) — 24,5g (H_2SO_4)

$X = 24\text{g} \times 24,5\text{g} / 98\text{g} = 6\text{g}$ de Mg

b. Calcule o número de mol do produto iônico formado

Solução: 1º passo: 1 mol (H_2SO_4) — 1 mol (MgSO_4)

2º passo: 1 mol (H_2SO_4) — 1 mol (MgSO_4)

24,5g (H_2SO_4) — X mol (MgSO_4)

Convertendo apenas a coluna do H_2SO_4 , temos:

(massa molar do H_2SO_4)

98g x 1 mol (H_2SO_4) — 1 mol (MgSO_4)

24,5g (H_2SO_4) — X mol (H_2SO_4)

$X = 1\text{ mol} \times 24,5\text{g} / 98\text{g} = 0,25\text{ mol}$ (MgSO_4)

Exemplo VIII

O ácido sulfúrico é um dos produtos químicos de maior importância comercial, sendo utilizado como matéria-prima para diversos produtos, tais como fertilizantes, derivados de petróleo e detergentes. A produção de ácido sulfúrico ocorre a partir de três etapas fundamentais:

I. Combustão do enxofre para formar dióxido de enxofre;

II. Conversão do dióxido de enxofre em trióxido de enxofre a partir da reação com oxigênio molecular;

III. Reação do trióxido de enxofre com água para formar ácido sulfúrico.

Com base nessas informações, responda o que se pede a seguir.

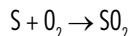
a. Apresente as equações químicas balanceadas para as reações das etapas I, II e III.

b. Determine a quantidade máxima, em gramas, de ácido sulfúrico que pode ser produzida a partir da combustão completa de 1.600g de enxofre.

Solução:

A) Montar e balancear as equações I, II e III:

Reagentes → Produtos

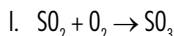


Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 S 1 S, logo há a mesma quantidade de átomos

2 O 2 O, logo há a mesma quantidade de átomos

Conclusão: a reação está balanceada.

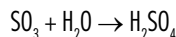


Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 S 1 S, logo há a mesma quantidade de átomos

2 O 3 O, logo deve-se multiplicar o reagente oxigênio por 1,5

Ficando: $\text{SO}_2 + 1,5 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$



B) Pela tabela periódica temos: 1 mol de S é igual a 32g e 1 mol de H_2SO_4 é igual a 98g ($1 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4$)

Analisando a fórmula do ácido sulfúrico H_2SO_4 , verifica-se que:

1 mol de S — 1 mol de H_2SO_4

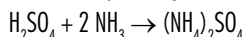
32g — 98g

1.600g — X

$X = (98 \times 1.600) / 32 = 4.900\text{g}$

Atividade 10

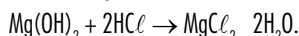
Analise a reação a seguir.



Calcule a massa de sulfato de amônia obtida quando reagimos 68g de amônia com excesso de ácido sulfúrico.

Atividade 11

Em alguns antiácidos, emprega-se o $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (hidróxido de magnésio) como agente neutralizante do HCl (ácido clorídrico) contido no suco gástrico. A reação que ocorre é a seguinte:



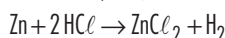
Supondo-se que alguém tenha 36,5mg de HCl no estômago, qual a massa de hidróxido de magnésio, em mg, necessária para uma neutralização completa?

RESUMO

- A quantidade de matéria se mantém constante numa reação química.
- As substâncias reagem sempre numa mesma proporção.
- A proporção em que as substâncias reagem é obtida pelos coeficientes numéricos expressos na equação química balanceada.
- O estudo quantitativo das reações químicas pode envolver grandezas diferentes, sendo necessário o uso de fatores de conversão.

EXERCÍCIOS

1) Um experimento clássico em aulas práticas de Química consiste em mergulhar pastilhas de zinco em solução de ácido clorídrico. Através desse procedimento, pode-se observar a formação de pequenas bolhas, devido à liberação de hidrogênio gasoso, conforme representado na reação ajustada abaixo.

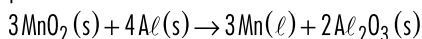


Ao realizar esse experimento, um aluno submeteu 2 g de pastilhas de zinco a um tratamento com ácido clorídrico em excesso.

Com base nesses dados, é correto afirmar que, no experimento realizado pelo aluno, as bolhas formadas liberaram uma quantidade de gás hidrogênio de, aproximadamente,

- (A) 0,01 mols.
- (B) 0,02 mols.
- (C) 0,03 mols.
- (D) 0,06 mols.
- (E) 0,10 mols.

2) O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita, MnO_2 , pela reação representada por:

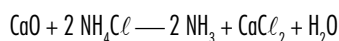


Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, a massa de alumínio, em quilogramas, que deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês, é

Massas molares em g/mol: $\text{Al} = 27$, $\text{Mn} = 55$, $\text{O} = 16$

- (A) 54.
- (B) 108.
- (C) 192.
- (D) 221.
- (E) 310.

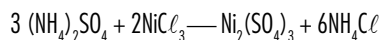
3) Amônia gasosa pode ser produzida pela seguinte reação:



Se 112g de óxido de cálcio reagirem segundo a equação, então a quantidade máxima de amônia produzida será de, aproximadamente:

- (A) 68g
- (B) 34g
- (C) 71g
- (D) 36g
- (E) 32g

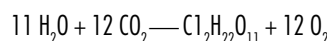
4) Observe a equação da reação entre sulfato de amônio e cloreto de níquel III:



A massa de $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$ produzido quando são consumidos 4 mols de NiCl_3 é:

- (A) 812g
- (B) 202g
- (C) 404g
- (D) 101g
- (E) 303g

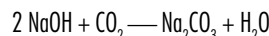
5) Pelo processo de fotossíntese, as plantas convertem CO_2 e H_2O em açúcar, segundo a reação:



Quanto gramas, aproximadamente, de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ serão produzidos pela conversão de 220g de CO_2 em presença de suprimento adequado de água?

- (A) 155,5
- (B) 48,6
- (C) 291,6
- (D) 142,5
- (E) 583,2

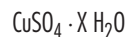
6) Um astronauta elimina cerca de 470 litros de CO_2 por dia, nas CNTP. Suponha que se utilize hidróxido de sódio para absorver o gás produzido, segundo a reação:



Qual a massa de hidróxido de sódio necessária por dia de viagem?

- (A) 0,924kg
- (B) 8,40kg
- (C) 1,68kg
- (D) 16,8kg
- (E) 40kg

7) (UERJ) A proporção de moléculas de água presentes na forma hidratada de um sal pode ser representada da seguinte forma, na qual X corresponde ao número de mols de água por mol desse sal:



Uma amostra de 4,99 g desse sal hidratado foi aquecida até que toda a água nela contida evaporou, obtendo-se uma massa de 3,19 g de sulfato de cobre II. O número de mols de água por mol de sulfato de cobre II na composição do sal hidratado equivale a:

- (A) 2
- (B) 5
- (C) 10
- (D) 20

8) (UFMG) Em um experimento, soluções aquosas de nitrato de prata, AgNO_3 , e de cloreto de sódio, NaCl , reagem entre si e formam cloreto de prata, AgCl , sólido branco insolúvel, e nitrato de sódio, NaNO_3 , sal solúvel em água.

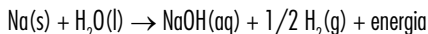
A massa desses reagentes e a de seus produtos estão apresentadas neste quadro:

Massa das substâncias/g			
Reagentes		Produtos	
AgNO ₃	NaCl	AgCl	NaNO ₃
1,699	0,585	X	0,850

Considere que a reação foi completa e que não há reagentes em excesso. Assim sendo, é CORRETO afirmar que X — ou seja, a massa de cloreto de prata produzida — é

- (A) 0,585g
(B) 1,434g
(C) 1,699g
(D) 2,284g

9) (UERJ) Sódio metálico, Na⁰, e cátion sódio, Na¹⁺, são exemplos de espécies que apresentam propriedades químicas diferentes. Quando são utilizados 3g de sal de cozinha (NaCl) na dieta alimentar, o organismo absorve sódio na forma iônica. No entanto, a ingestão de quantidade equivalente de sódio metálico, por sua violenta reação com a água do organismo e pelo efeito corrosivo do hidróxido de sódio formado, causaria sérios danos à saúde. A equação a seguir mostra essa reação.



Considerando rendimento de 100 %, a ingestão de 3g de sódio metálico produziria, aproximadamente, uma massa de hidróxido de sódio, em gramas, igual a:

- (A) 5,2
(B) 8,3
(C) 12,1
(D) 23,0

10) (Enem 2010)

As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática, basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200g de dióxido de carbono por km percorrido.

Revista Aquecimento Global. Ano 2, nº 8. Publicação do Instituto Brasileiro de Cultura Ltda.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano (C₈H₁₈). Por meio da combustão do octano é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

- (A) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de O₂.
(B) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
(C) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
(D) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 do octano.
(E) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 do octano.

GABARITO :: ATIVIDADES

1) 1 mol de Al₂(CO₃)₃ _____ 3 mol de CO₂
X mol _____ 15 mol de CO₂

Resposta: 5 mol

2) Balanceando a equação: CH₃OH + 3/2 O₂ → CO₂ + 2H₂O

1 mol de CH₃OH _____ 1 mol de CO₂ logo, para 5,0 mol de metanol são produzidos 5 mol de gás carbônico

Resposta: 5 mol

3) O número de mol de H₂S deve sempre ser o dobro do número de mol de SO₂ segundo o balanceamento da equação. Logo, há H₂S em excesso por isso vamos desprezar a informação referente ao H₂S.

1 mol de SO₂ _____ 3 mol de S

2 mol de SO₂ _____ x mol de S x = 6 mol

Resposta: 6 mol

4) Massa molar do NH₃ : 14+3x1= 17 g/mol

3mol de (NH₄)₂SO₄ _____ 6x 17g de NH₃

6 mol de (NH₄)₂SO₄ _____ x g de NH₃ x = 204g

Resposta: 204g

5) a) 1 mol de C₂₅H₅₂ _____ 38 mol de O₂

0,5 mol de C₂₅H₅₂ _____ x mol de O₂ x = 19 mol de O₂

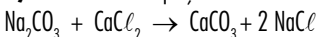
Resposta: 19 mol de O₂

b) 1 mol de O₂ _____ 32g

19 mol de O₂ _____ x g x = 608g

Resposta: 608g

6) Balanceando a equação temos:



Logo o número de mol de carbonato de sódio que reage deve ser igual ao número de cloreto de cálcio que reage. Como foi colocado mais cloreto de cálcio há excesso desse reagente por isso vamos desprezar a informação referente ao CaCl₂.

Massa molar do CaCO₃ = 40+12+3x16= 100g/mol

1 mol de Na₂CO₃ _____ 100g de CaCO₃

2 mol de Na₂CO₃ _____ x g de CaCO₃ x = 200g

7) Massa molar da H₂O : 2x1+16= 18g/mol

3mol de Ag _____ 2x18g de H₂O

1 mol de Ag _____ x g de H₂O x = 12g

Resposta: 12g

8) 4 NH₃ + 5 O₂ → 4 NO + 6 H₂O

Massa molar do O₂ : 2x16 = 32g/mol

Massa molar da H₂O : 2x1+16= 18g/mol

5x32g de O₂ _____ 6x18 de H₂O

160g de O₂ _____ x g de H₂O x = 108g de H₂O

Resposta: 108g

$5 \times 32 \text{ g de } O_2 \text{ _____ } 4 \text{ mol de NO}$
 $160 \text{ g de } O_2 \text{ _____ } x \text{ mol de NO} \quad x = 4 \text{ mol}$
Resposta: 4 mol

9) Massa molar de CaC_2 : $40 + 2 \times 12 = 64 \text{ g/mol}$
 $64 \text{ g de } CaC_2 \text{ _____ } 22,4 \text{ L de } C_2H_2$
 $x \text{ g de } CaC_2 \text{ _____ } 50 \text{ L de } C_2H_2 \quad x = 142,8 \text{ g}$
Resposta: 142,8g

10) Massa molar do NH_3 : $14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol}$
 Massa molar do $(NH_4)_2SO_4$: $14 \times 2 + 8 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 132 \text{ g/mol}$
 $2 \times 17 \text{ g de } NH_3 \text{ _____ } 132 \text{ g de } (NH_4)_2SO_4$
 $68 \text{ g de } NH_3 \text{ _____ } x \text{ g de } (NH_4)_2SO_4 \quad x = 264 \text{ g}$
Resposta: 264g

11) Massa molar do $Mg(OH)_2$: $24 + 2 \times 16 + 2 \times 1 = 58 \text{ g/mol}$
 Massa molar do HCl : $1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$
 $58 \text{ g de } Mg(OH)_2 \text{ _____ } 2 \times 36,5 \text{ g de } HCl$
 $x \text{ mg de } Mg(OH)_2 \text{ _____ } 36,5 \text{ mg de } HCl \quad x = 29 \text{ mg de } Mg(OH)_2$
Resposta: 29mg

GABARITO :: EXERCÍCIOS

- 1) C
- 2) B
- 3) A
- 4) A
- 5) D
- 6) C
- 7) B
- 8) B
- 9) A
- 10) D

5

SOLUÇÕES

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Conceituar solução, soluto e solvente, solução iônica e solução molecular e solução diluída, saturada e insaturada.*
- *Identificar as principais unidades de concentração: concentração massa—massa e percentagem massa—massa, percentagem massa—volume, concentração comum e concentração molar.*
- *Resolver situações-problema envolvendo as unidades de concentração.*

INTRODUÇÃO

Neste capítulo estudaremos situações ligadas ao nosso cotidiano, que nos permitem entender a constituição, as propriedades e as formas de expressar quantitativamente as concentrações de inúmeras soluções, como suco de frutas, urina e água potável. Além disso, poderemos interpretar linguagens presentes em produtos que consumimos, como em rótulos de bebidas, em embalagens de medicamentos, de alimentos e em produtos de limpeza.

SOLUÇÃO

Quando colocamos um pouco de sal de cozinha (cloreto de sódio) em um copo com água e mexemos, estamos preparando uma solução, ou seja, estamos misturando duas substâncias sem que ocorra reação entre elas. No nosso exemplo temos apenas água salgada, cujo aspecto do líquido no copo é totalmente homogêneo. Bem diferente ficaria se colocássemos areia em vez de sal, pois neste caso a areia não se dissolveria e o aspecto da mistura no copo seria heterogêneo.

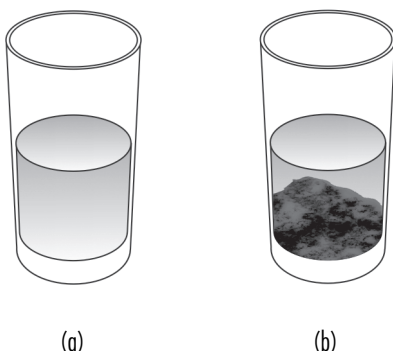


Figura 5.1: (a) Copo contendo água e sal de cozinha dissolvido; (b) Copo contendo água e areia.

Solução é uma mistura homogênea.

Toda solução é formada por soluto e solvente. O solvente é a substância que irá dissolver a outra (no exemplo anterior é a água). Toda vez que utilizamos água como solvente, dizemos que preparamos uma solução aquosa ou, simplesmente, uma solução, visto que a maioria das soluções é aquosa. Já o soluto será a substância a ser dissolvida (cloreto de sódio, como no exemplo).

Portanto, quando nos referimos a “uma solução de hidróxido de potássio”, temos de ter em mente que o solvente é a água e que o hidróxido de potássio (KOH) é o soluto.

Podemos, também, identificar os componentes da solução por meio de suas quantidades presentes na mesma. Quando misturamos 100g de água (aproximadamente 5,5 mols) com 174g de acetona (3 mols), teremos a água como solvente e a acetona como soluto, formando uma solução líquida.

:: Soluto ::

Componente que participa em menor quantidade de matéria (número de mol). Dizemos, então, que o soluto é a espécie dissolvida.

:: Solvente ::

Componente que participa em maior quantidade de matéria (número de mol). Dizemos, então, que o solvente é a espécie que dissolve, justificando, por isso, o estado físico da solução.

Atividade 1

O ar atmosférico limpo apresenta, aproximadamente, 79% em volume de gás nitrogênio, 20% em volume de gás oxigênio e 1% de outros componentes. Identifique o soluto, o solvente e classifique a solução conforme o seu estado físico.

SOLUÇÃO IÔNICA E SOLUÇÃO MOLECULAR

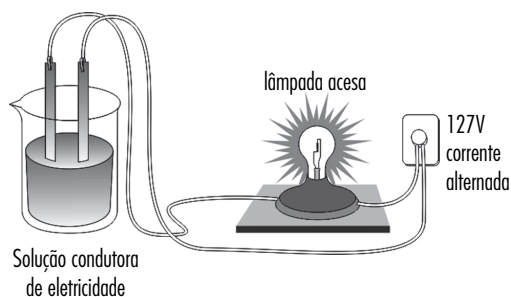
Você já deve ter assistido a um filme em que uma pessoa, em um relaxante banho de banheira, encontra-se imersa em uma solução aquosa. De forma silenciosa, um assassino entra no banheiro e joga um material elétrico, ligado à tomada, na banheira. A pessoa recebe uma grande descarga elétrica e morre eletrocutada.

Tirando o exagero das produções cinematográficas e olhando quimicamente para a cena do filme, podemos verificar que a solução, na qual a personagem se encontrava imersa é iônica, pois os solutos estão sob forma de íons, já que houve condução elétrica. Os ácidos, os hidróxidos e os sais são solutos que liberam íons quando dissolvidos em água, por isso formam soluções iônicas.

Quando a solução não é condutora de eletricidade, significa que não existem íons presentes nela. A ausência de íons nos leva a concluir que o soluto se encontra sob a forma de moléculas, por isso chamamos solução molecular.

As soluções moleculares apresentam solutos covalentes. É importante lembrar que devemos ter cuidado ao classificar soluções que apresentam ácidos como soluto pois, mesmo sendo compostos covalentes, formam soluções contendo íons.

Solução Iônica



Solução Molecular

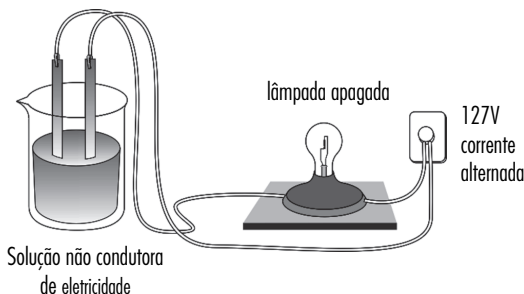


Figura 5.2: Condutibilidade elétrica das soluções

Atividade 2

A principal característica de uma solução iônica consiste no fato de:

- (A) ser sempre homogênea.
- (B) ser sempre um líquido com outra substância dissolvida.
- (C) ser um sistema com mais de uma fase.
- (D) não conduzir a corrente elétrica por conter moléculas.
- (E) conduzir a corrente elétrica por conter íons.

SOLUÇÃO DILUÍDA E CONCENTRADA

Observe a seguir o desenho de três soluções:

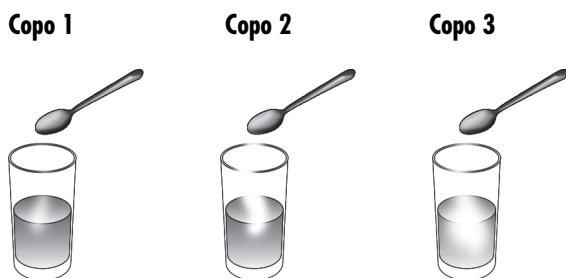


Figura 5.3: Três copos com água e sacarose

O primeiro copo possui 2 gramas de sacarose (açúcar), o segundo 5g e o terceiro 9g de sacarose. Se perguntarmos em qual dos copos a água está mais doce, certamente obteremos como resposta o copo 3. Isso porque nesse copo temos mais soluto (açúcar) em relação à quantidade de solvente (água). Em Química, dizemos que essa solução é a mais concentrada. A solução do copo 1, que apresenta menor quantidade de soluto em relação ao solvente, é dita como a mais diluída. Analisando o copo 2, o que poderíamos afirmar sobre essa solução? Que ela é mais diluída do que a solução 3 e mais concentrada do que a solução 1!

É importante percebermos que esse conceito de “diluída” e “concentrada” é relativo. Quanto maior a quantidade de soluto dissolvido em uma mesma quantidade de solvente, sob a mesma temperatura, mais concentrada será a solução.

Pare para pensar nos seguintes questionamentos: Há limite para se concentrar uma solução? Podemos adicionar soluto indefinidamente?

SOLUÇÃO SATURADA E INSATURADA

Para responder àquelas perguntas, voltemos ao nosso copo inicial com água e cloreto de sódio. Se adicionarmos 40 gramas de sal (aproximadamente 10 colheres de café) a um copo com 100ml de água, observaremos que, mesmo depois de mexermos bem, restará de maneira visível uma certa quantidade de sal que não se dissolveu e se depositou no fundo do copo. Isso ocorre porque há uma quantidade limite de soluto que pode ser dissolvida. Esta depende da quantidade de solvente disponível e da temperatura. Quando uma solução apresenta a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido, é chamada solução saturada. Quando uma solução apresenta quantidade de soluto menor do que o máximo que pode ser dissolvido, é chamada solução insaturada.

:: Solução saturada ::

É a que contém a máxima quantidade de soluto numa dada quantidade de solvente nas condições experimentadas.

:: Solução insaturada ::

Contém uma quantidade de soluto menor que a máxima possível nas condições experimentadas.

Quando tentamos dissolver uma quantidade acima da máxima permitida, teremos uma solução saturada, apresentando corpo de fundo de massa igual à excedente. Vejamos o exemplo:

A 25°C, a quantidade máxima de NaCl que se pode dissolver em 100g de água é 37,8g. Então, quando juntamos qualquer massa de NaCl inferior à 37,8g, nas condições descritas, chegaremos a uma solução insaturada. Se nesta mesma temperatura juntarmos 40g de NaCl com 100g de água, encontraremos uma solução saturada com 2,2g de NaCl de corpo de fundo.

Atividade 3

A mistura de 500g de um sólido X com 400g de água, a 60°C, leva a um depósito de 140g de X. Uma nova mistura de 150g de X com 150g de água, à mesma temperatura, apresenta:

- (A) 150g de X totalmente dissolvidos.
- (B) classificação de solução insaturada.
- (C) 10g de X depositados no fundo.
- (D) 135g de X dissolvidos.

Atividade 4

Num laboratório, um aluno misturou 0,50g de uma substância A com 100ml de água, a 20°C. Sabendo-se que a solubilidade de A em água, a 20°C, é igual a 3,0g de A por 1 litro de água, podemos dizer que a mistura preparada pelo aluno é homogênea? Por quê?

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

Ao trabalhar com soluções, além de conhecer as substâncias que as formam, é de vital importância estabelecer as relações de quantidade de soluto presente em determinada quantidade de solvente. Assim, interpretar um rótulo de vinho no qual o teor alcoólico é 11% em volume (11% V/V), por exemplo, é saber que em cada 100ml desse vinho estão presentes 11ml de álcool. Da mesma forma, sabendo que o soro fisiológico é uma solução aquosa a 0,9% massa-volume (0,9% m/V ou 0,9%) de cloreto de sódio (NaCl), podemos dizer que em cada 100ml de soro estão dissolvidos 0,9g de NaCl.

Essas relações numéricas são chamadas Concentração da Solução, ou Unidades de Concentração. As unidades de concentração traduzem a relação quantidade de soluto/quantidade de solução (ou solvente), especificando com símbolos a forma correta de escrevê-las.

$$\text{Unidade de Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução (ou solvente)}}$$

Existem várias maneiras diferentes de expressar a concentração de uma solução. Nós vamos estudar aqui as unidades de concentração mais comumente utilizadas.

a. Concentração em massa/massa (m/m) e porcentagem em massa (% m/m)

A concentração em massa relaciona a massa de soluto, em gramas, contida em uma determinada massa de solução.

$$m/m = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}}$$

Obs: esse tipo de concentração é normalmente expresso em porcentagem de soluto.

$$\%m/m = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$$

Vejamos os exemplos a seguir:

Exemplo I

Um químico preparou uma solução salina dissolvendo 35g de Na_2SO_4 em 140g de H_2O . Calcule a porcentagem em massa da solução preparada:

Massa do soluto = 35g

Massa da solução = massa do soluto + massa do solvente = 35 + 140 = 175g

Substituindo os dados: $\%m/m = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$

$$\text{Temos: } \%m/m = \frac{35 \text{ g}}{175 \text{ g}} \times 100 = 20\%$$

Exemplo II

Que massa de NaOH está presente em 400g de solução 15% m/m desse soluto?

15% m/m

Massa da solução = 400g

Substituindo os dados: $\%m/m = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$

$$\text{Temos: } 15 = \frac{m}{400} \times 100 \text{ ou } m = \frac{15 \times 400}{100} = 60\text{g NaOH}$$

Atividade 5

A solubilidade de um soluto genérico X, a uma determinada temperatura, é 25g/100g de H_2O . Determine a porcentagem em massa da solução saturada de X, nestas condições.

b. Porcentagem em massa/volume (% m/V ou %)

Esse tipo de concentração relaciona a massa (em gramas) de soluto contida em 100mL de solução.

$$\% m/V \text{ ou } \% = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

Exemplo III

Que massa de KMnO_4 é necessária à preparação de 4,5 litros de solução 12%?

12% m/V

Volume da solução = 4,5ℓ ou 4.500mL

Substituindo os dados:

$$\% m/V \text{ ou } \% = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

Temos:

$$12 = \frac{m}{4500} \times 100 \text{ ou } m = \frac{12 \times 4500}{100} = 540\text{g de } \text{KMnO}_4$$

Atividade 6

A presença de mercúrio na água, na forma de seu cátion divalente Hg^{2+} , traz muitos inconvenientes ao ser humano. É considerado limite de tolerância a presença de 0,25mg de Hg^{2+} em cada litro de água analisada. Determine a porcentagem massa/volume de Hg^{2+} presente na água analisada.

c. Concentração em g/L ou Concentração Comum

Essa unidade de concentração relaciona a massa do soluto (m) com o volume da solução (V), traduzindo a massa (em gramas) de soluto presente em 1 litro (1.000ml) de solução.

$$C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}} \text{ ou } C = \frac{m}{V}$$

Obs: Fique atento para o fato de o volume em questão não ser o volume de solvente (água); e sim, o volume total da solução (soluto + solvente). Veja os exemplos a seguir.

Exemplo IV

Se adicionarmos 4,0 gramas de hidróxido de sódio a um balão volumétrico de 500 mililitros, e completarmos o volume com água até a marca do balão, prepararemos uma solução que apresenta $m = 4,0\text{g}$ de NaOH (soluto) e volume de 0,5 litro de solução. Logo, sua concentração comum será:



$$C = \frac{4,0}{0,5} = 8,0\text{g/l} \text{ (leia-se 8,0 gramas por litro).}$$

Figura 5.4: Balão Volumétrico (recipiente apropriado ao preparo de soluções).

Exemplo V

Calcule o volume da solução de nitrato de sódio (KNO_3), de concentração 32g/L, que contém 6,4g desse sal:

Massa de soluto = 6,4g

Concentração comum = 32g/L

Substituindo os dados: $C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}$

$$\text{Temos: } 32 = \frac{6,4}{V} \text{ ou } V = \frac{6,4}{32} = 0,2 \text{ L ou } 200 \text{ mL}$$

Exemplo VI

No rótulo de um frasco de Na_2SO_4 , lê-se a seguinte informação: 45g/l. Um aluno, instruído por seu professor, retira desse frasco 200ml da solução nele contida. Determine a massa de Na_2SO_4 presente na amostra retirada:

Concentração comum = 45g/L

Volume de solução = 200ml ou 0,2 L

Substituindo os dados: $C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}$

$$\text{Temos: } 45 = \frac{m}{0,2} \text{ ou } m = 45 \times 0,2 = 9\text{g de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Atividade 7

Soro caseiro é muito difundido para o tratamento da desidratação infantil. Recomenda-se, para o seu preparo, dissolver 4 colheres de açúcar (15g por colher) e 3 pitadas de sal (0,5g por pitada) em um recipiente contendo 2 litros de água. Determine:

a. a concentração comum do soro caseiro em relação ao sal adicionado.

b. a porcentagem massa/volume do soro caseiro em relação ao açúcar adicionado.

d. Concentração em mol/L ou Concentração Molar ou Molaridade (M)

A Concentração Molar (conhecida também como Molaridade) relaciona o número de mols do soluto (n) com o volume da solução (V) em litros.

$$M = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}} \text{ ou } M = \frac{n}{V}$$

O número de mols (n) pode ser calculado pela expressão $n = \frac{m}{MM}$, em que m indica a massa do soluto presente na solução, e MM a massa molar do mesmo.

Vale a pena dar uma olhada no nosso Capítulo 4 do Módulo 2! Analise os exemplos a seguir.

Exemplo VII

Vamos colocar 16,8 gramas de bicarbonato de sódio (NaHCO_3), em um recipiente de 2 litros de capacidade, e completar o volume com água. Analisando essas informações, podemos calcular a concentração em mol/L dessa solução.

Primeiro, devemos calcular a massa molar (massa de 1 mol) do bicarbonato de sódio, procurando na Tabela Periódica as massas atômicas (MA) dos elementos que constituem esse sal.

$$\text{NaHCO}_3 \quad MM = 23 + 1 + 12 + (3 \times 16) = 84\text{g}$$

Podemos, então, chegar ao número de mols desse sal contido no recipiente, substituindo os dados: $n = \frac{m}{MM}$.

$$\text{Temos: } n = \frac{16,8}{84} = 0,2 \text{ mol}$$

Para finalizar, vamos calcular a concentração molar substituindo os dados:

$$M = \frac{n}{V}$$

$$\text{Temos: } M = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Exemplo VIII

Uma solução de ácido muriático (HCl) apresenta concentração de 0,6 mol/L. Considerando 100ml dessa solução, determine:

a. o número de mol de ácido presente

Concentração Molar = 0,6 mol/ℓ

Volume da solução = 100 ml ou 0,1 ℓ

Substituindo os dados:

Temos:

b. A massa de HCl presente

Consultando a tabela, podemos determinar a massa de 1 mol de HCl (massa molar).

$$MM_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5\text{g.}$$

Com base no resultado obtido no item anterior e substituindo os dados:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$\text{Temos: } 0,06 = \frac{m}{36,5} \text{ ou } m = 0,06 \times 36,5 = 2,19\text{g de HCl}$$

Exemplo IX

Um determinado produto comercializado em supermercados e destinado à remoção de crostas de gorduras de fornos, consiste em uma solução aquosa 2,0 mol/L de soda cáustica, que é o nome comercial para o hidróxido de sódio (NaOH). Sobre esse produto, responda aos itens a seguir:

a. Qual é o solvente?

Por ser solução aquosa, o solvente é a água (lembre-se de que, quando não se faz qualquer referência ao solvente, este será sempre água).

b. E o soluto?

O soluto em questão é o hidróxido de sódio (NaOH).

c. Quantos mols de soluto há por litro de solução?

No rótulo, há a informação de que essa solução apresenta 2,0 mol de NaOH por litro.

d. Quantos gramas de soluto há por litro de solução?

NaOH apresenta $MM = 23 + 16 + 1 = 40\text{g}$. Logo, se 1 mol de NaOH tem massa de 40 gramas, 2,0 mols tem massa de 80 gramas.

e. Quantos gramas de soluto há em cada mililitro de solução?

Já determinamos no item anterior que em 1 litro de solução há 80 gramas de soluto. Então, vamos transformar a unidade litro para mililitro: $1\text{L} = 1.000\text{mL}$. Logo, existem 80 gramas de soluto em 1.000mL de solução.

$$\frac{80}{1000} = 0,08\text{g/ml}$$

Atividade 8

Um aditivo para radiadores de automóveis é composto de uma solução aquosa de etilenoglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$). Sabendo-se que em um frasco de 500ml dessa solução há 620 gramas desse soluto, calcule a concentração molar dessa solução.

Atividade 9

(UFLA) Com relação a soluções salinas, responda aos itens a e b.

a. Juntam-se em um recipiente 100mL de solução aquosa de ácido sulfúrico $0,2 \text{ mol}^{-1}$ com 100mL de solução aquosa $0,4 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de potássio. Ao completar a reação, tem-se a formação de uma solução salina.

Escreva a equação balanceada que representa a reação entre os dois compostos e calcule a concentração (em molL^{-1}) da solução salina formada.

b. Calcule a concentração em molL^{-1} de uma solução salina de sulfato de sódio (Na_2SO_4) que contenha 10,65g desse sal em 500mL de solução.

Dado: $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142$.

Atividade 10

(PUCRJ 2014 modificada) Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui concentração $0,01 \text{ molL}^{-1}$. A concentração de OH^- em gXL^{-1} nessa solução é:

- (A) 0,056
- (B) 0,56
- (C) 5,6
- (D) 56
- (E) 560

Atividade 11

(PUCRJ 2015 modificada) Um químico dissolveu 0,04 g de NaOH em água formando 1000 mL de solução. A informação que o químico poderia colocar no rótulo dessa solução em mol/L é:

- (A) 0,04
- (B) 4
- (C) 0,1
- (D) 0,01
- (E) 0,001

e. Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb), para relações massa de soluto/massa da solução (m/m), massa de soluto/ volume da solução (m/V) e volume de soluto / volume da solução (V/V).

TOXICIDADE DO MERCÚRIO

A agressão antrópica ao ambiente tem sido considerada sob diversas formas, sendo o uso indiscriminado do mercúrio normalmente mostrado como um dos exemplos mais representativos do que o homem pode causar aos ciclos naturais.

O primeiro desastre ambiental de repercussão mundial que expôs o risco eminente do mercúrio ocorreu por volta de 1953 na Baía de Minamata, sudoeste do Japão. Uma planta química da Chisso Corporation utilizava sulfato de mercúrio como catalisador para a produção de ácido acético e seus derivados e cloreto de mercúrio como catalisador na produção de cloreto de vinila, sendo que o metilmercúrio era um subproduto na síntese do acetaldeído. O metilmercúrio que era despejado no efluente contaminou a biota marinha e águas de sua vizinhança, chegando até a população através da ingestão de peixes e frutos do mar. A “Doença de Minamata” foi oficialmente descoberta em 1956, quando uma criança foi hospitalizada com mãos e pés paralisadas, sendo então vários casos similares encontrados, atingindo níveis epidêmicos. Desde 1953 fatos até então inexplicáveis estavam sendo observados próximo à baía de Minamata: um número de pessoas passou a sofrer entorpecimento de seus dedos, lábios e língua; mortes de peixes e mariscos foram observadas, enquanto pássaros e gatos morriam violentamente com desordens nervosas. Por volta de 1960, no mínimo 111 pacientes já haviam sido identificados com esta doença. A mortalidade foi de cerca de 20% e os sobreviventes ficaram permanentemente incapacitados. A proporção exata deste acidente é incerta, uma vez que os números variam nas diversas fontes da literatura consultadas. No entanto, as estimativas mais pessimistas apontam que a Chisso descartou na baía algo em torno de 200 a 600 toneladas de metilmercúrio em seu efluente, até a interrupção do uso deste processo de produção de acetaldeído em 1968 (...). Somente em setembro de 1997, mais de 40 anos após a descoberta oficial do problema, foram retiradas as redes que dividiam a baía em uma área de peixes contaminados (concentração de mercúrio maior que 0,04 mg.kg⁻¹) e uma outra livre do metal. (...)

Todavia, a toxicidade do mercúrio varia nos seus diferentes compostos. A forma orgânica é extremamente tóxica, não apenas para o ser humano, mas para toda a biota. Devido ao radical orgânico, esta espécie pode entrar rapidamente na corrente sanguínea, causando danos irreparáveis ao sistema nervoso central. Em acidentes por intoxicação, constatou-se que a vida intrauterina é mais suscetível aos danos cerebrais causados pelo metilmercúrio, uma vez que este parece interferir nos processos de divisão celular. Em casos de exposição severa do feto, houve relatos de problemas neurológicos graves e inclusive má formação cefálica. (...)

No entanto, o mercúrio na forma de vapor, como é liberado na maior parte em garimpos de ouro, é absorvido pelo organismo humano através do pulmão pelas membranas alveolares a uma proporção de 75 a 80%, quando inalado. No sangue, o mercúrio é oxidado pelos eritrócitos (células vermelhas do sangue) e, uma vez oxidado, o íon Hg²⁺ é rapidamente distribuído pelo corpo através do sangue, podendo se ligar também à albumina e à hemoglobina¹.

Os principais sintomas associados à toxicidade por exposição ao mercúrio incluem tremor, vertigem, entorpecimento, dor de cabeça, cãibra, fraqueza, depressão, distúrbios visuais, dispnéia, tosse, inflamações gastrointestinais, queda de cabelo, náusea e vômitos.

http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422000000400011
(acessado em 02/11/2014)

Analisando a concentração citada na última linha do segundo parágrafo, concentração máxima de mercúrio em peixe para consumo humano é de 0,04 mg.kg⁻¹, observa-se um valor numérico muito pequeno, porém um limite importante para evitar danos à saúde. Nesse caso, como traduzir essa informação de forma a gerar um impacto necessário?

Atenção, pois a unidade de medida da concentração relaciona mg/kg e nesse caso vamos escolher converter as duas para gramas.

Vamos pensar em **partes por cem** (porcentagem (%)) — (ver unidade de concentração)

$$\% \text{ m/m} = \text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa de solução (gramas)} \times 100$$

$$\% \text{ m/m} = (0,04/1000) / 1000 \times 100 = 0,000004 \%$$

Podemos observar que essa informação importante em porcentagem é muito pequena e não gera o impacto necessário, então como dar um significado maior a esse dado?

Vamos então pensar em **partes por milhão** (ppm).

$$\text{ppm} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times 1.000.000$$

$$\text{ppm} = ((0,04/1000) / 1000) \times 1.000.000 = 0,04 \text{ ppm}$$

Podemos observar que essa informação importante em ppm já é dez mil vezes maior (10.000) que em porcentagem, porém ainda não gera o impacto necessário, então como melhorar ainda mais essa informação para dar um significado ainda maior a esse dado?

Vamos então pensar em **partes por bilhão** (ppb).

$$\text{ppm} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times 1.000.000.000$$

$$\text{ppm} = ((0,04/1000) / 1000) \times 1.000.000.000 = 40 \text{ ppb}$$

Agora podemos observar que essa informação importante em ppb já é dez milhões de vezes maior (10.000.000) que em porcentagem, e nesse caso gera o impacto necessário.

Exemplo X

(UEA 2014) Os efluentes industriais devem ser criteriosamente tratados a fim de se evitar a contaminação de rios e lagos por compostos e metais tóxicos.

A análise química de uma amostra de 5 litros de um efluente industrial indicou a presença de 400mg de cromo. Como a densidade desse efluente é 1g/mL, é correto afirmar que o teor de cromo encontrado na amostra, em ppm, foi de

- (A) 8.
- (B) 800.
- (C) 0,8.
- (D) 80.
- (E) 0,08.

Podemos observar pela informação da densidade que a unidade de medida é de gramas por

mililitro (g/mL), logo teremos que passar:

400mg para gramas dividindo por 1.000, resultando em 0,4g

5L para mL multiplicando por 1.000, resultando em 5.000 ml

Calculando a densidade em gramas por mililitro (g/mL), temos:

$$d = 0,4 / 5.000 = 0,00008\text{g/mL}$$

logo, pensar em ppm é pensar em um milhão de mL, então basta multiplicar por 1.000.000, resultando em 80 ppm

Letra (D).

Exemplo XI

(UFJF / 2011) Um suco de laranja contém 400 ppm de vitamina C. Quantos mL de suco de laranja uma pessoa deve ingerir para suprir a necessidade diária de 60 mg de vitamina C? Considere que a densidade do suco de laranja seja 1,00 g/mL.

- (A) 0,15
- (B) 150
- (C) 0,015
- (D) 1500
- (E) 1,50

Tomando a medida em ppm da massa de soluto (m1) pela massa de suco (m2) igual a 400, temos:

$(m1/m2) \times 1.000.000 = 400$, então substituindo o m1 pela necessidade diária teremos, $(60/m2) \times 1.000.000 = 400$, resultando em m2 igual a 150.000 mg de massa de suco.

Dividindo por mil para converter miligramas em gramas temos:

150.000/1000 que resultará em 150 gramas

Calculando o volume a partir da densidade do suco (g/mL), temos:

$$1,00 = 150 / V \text{ resultando um volume de suco igual a 150 mL.}$$

Logo, Letra (B).

Atividade 12

(UNIFESP 2012) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a:

- (A) 20
- (B) 10
- (C) 5

- (D) 2
- (E) 1

Atividade 13

(UERJ / 2008) Certos medicamentos são preparados por meio de uma série de diluições. Assim, utilizando-se uma quantidade de água muito grande, os medicamentos obtidos apresentam concentrações muito pequenas.

A unidade mais adequada para medir tais concentrações é denominada ppm:

1 ppm corresponde a 1 parte de soluto em 1 milhão de partes de solução

Considere um medicamento preparado com a mistura de 1 g de um extrato vegetal e 100 kg de água pura.

A concentração aproximada desse extrato vegetal no medicamento, em ppm, está indicada na seguinte alternativa:

- (A) 0,01
- (B) 0,10
- (C) 1,00
- (D) 10,00

DILUIÇÃO

Você provavelmente já preparou refresco em casa utilizando aqueles envelopes de refresco em pó. Vamos, então, imaginar que colocamos meio litro de água numa jarra e adicionamos o conteúdo do envelope mexendo bem até obter uma mistura homogênea. Nós dissolvemos o pó de refresco na água. Ao experimentar o sabor dessa solução, verificamos que o sabor estava muito forte. Para resolver essa situação, acrescentamos mais água até o sabor ficar agradável. Nessa operação nós diluímos o refresco.

Observe que dissolver e diluir são duas ações bem distintas, e esses conceitos não devem ser confundidos.

DISSOLVER é adicionar soluto no solvente preparando uma mistura homogênea (preparação do refresco).

DILUIR é adicionar solvente a uma solução de modo que essa se torne menos concentrada (acréscimo de água no refresco).

Podemos estudar o processo de diluição observando os desenhos e considerando o processo descrito a seguir.

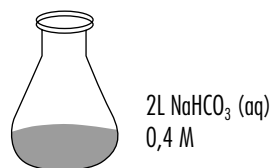


Figura 5.5: Erlenmeyer com 2 litros de solução de bicarbonato de sódio 0,4 molar (NaHCO_3).

Vamos diluir esse sistema com 3 litros de água.

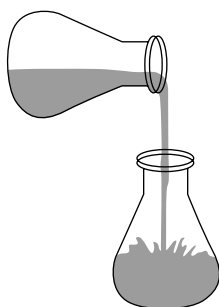


Figura 5.6: Representação do processo de diluição da solução de bicarbonato de sódio.

A solução final terá volume de 5 litros, mas, e a concentração dessa solução? Com a adição de água essa solução ficou mais “fraca”, logo, a concentração obtida após a diluição será certamente menor que 0,4 mol/L. Vamos calculá-la.

Na solução inicial:

$$M = 0,4 \text{ mol/L e } V = 2\text{L como sabemos } M = \frac{n}{V}, \text{ logo, } 0,4 = \frac{n}{2}$$

$$n = 0,4 \times 2 = 0,8 \text{ mols de NaHCO}_3.$$

No processo de diluição a quantidade de soluto não se altera, pois só adicionamos solvente, não colocamos nem retiramos soluto.

Então, depois de adicionarmos a água, continuaremos com 0,8 mols de NaHCO_3 dentro do recipiente, só que agora num volume de 5 litros. Então, a nossa concentração molar final (M_f) será:

$$M_i = \frac{n}{V} \rightarrow M_f = \frac{0,8}{5} = 0,16 \text{ mol/L}$$

Podemos concluir que no processo de diluição, a concentração da solução diminui, pois houve um aumento do volume da solução devido apenas ao acréscimo de solvente. A concentração final pode ser obtida sabendo que o número de mols do soluto no início (n_i) é igual ao número de mols do soluto no final (n_f), como $n_i = M_i V_i$ e $n_f = M_f V_f$, temos que, numa diluição:

$$M_i V_i = M_f V_f$$

Se trabalharmos com a unidade de concentração C (concentração comum em g/l), podemos também afirmar que:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Vamos, por meio do exemplo a seguir, verificar como pode ser efetuado o cálculo da concentração final de uma solução.

Exemplo XII

Acrescentando-se 300mL de água a 200mL de uma solução de 10g/L de cloreto de sódio. Qual a concentração final dessa solução?

Organizando as informações temos que:

$$V_i = 200\text{mL} = 0,2\text{L}$$

$$C_i = 10\text{g/L}$$

$$V_f = 300 + 200 = 500\text{mL} = 0,5\text{L}$$

Aplicando a expressão de diluição:

$$C_i V_i = C_f V_f \rightarrow 10 \times 0,2 = C_f \times 0,5 \rightarrow C_f = \frac{10 \times 0,2}{0,5} = 4\text{g/L}.$$

Então, temos que a concentração final da solução de cloreto de sódio é 6g/L.

Atividade 14

A uma amostra de 100mL de KOH de concentração 20g/L foi adicionada água suficiente para completar 500mL. A concentração, em g/L, dessa nova solução é igual a:

- (A) 2
- (B) 3
- (C) 4
- (D) 5
- (E) 8

Atividade 15

Determine o volume de água que deve ser adicionado a 100mL de solução 0,6 mol/L de ácido clorídrico (HCl), a fim de torná-la 0,2 mol/L.

- (A)
- (B)
- (C)
- (D)
- (E)

Atividade 16

Um técnico tem 500 mL de uma solução de um medicamento e precisa reduzir a concentração, em mol/L, a 1/4 do valor inicial. Como ele deve proceder?

Atividade 17

Que volume de HCl concentrado (16 mol/L) é necessário para preparar 4,0L de HCl 0,10mol/L?

- (A)
- (B)
- (C)
- (D)
- (E)

Atividade 18

(UFSM) A soda cáustica (NaOH) é uma das bases mais usadas pela indústria química na preparação de compostos orgânicos, na purificação de óleos vegetais, derivados de petróleo etc. Suponha-se que, para ser usada em um determinado

processo industrial, há necessidade de 10L de soda a 7,5%. Partindo-se de uma solução a 25% dessa substância (sol A), o volume da solução e o volume de água que deveriam ser misturados, para obter a solução com a concentração desejada, são, em litros,

- (A) sol A - 7,0; água - 3,0.
 (B) sol A - 3,0; água - 7,0.
 (C) sol A - 0,3; água - 9,7.
 (D) sol A - 9,7; água - 0,3.
 (E) sol A - 7,5; água - 2,5.

Atividade 19

Quantos mL de solvente puro devem ser adicionados a 150mL de uma solução de NaOH, com concentração igual a 1,00mol/L, a fim de torná-la 0,25mol/L?

PROPRIEDADES COLIGATIVAS: TONOSCOPIA, EBULIOSCOPIA, CRIOSCOPIA E OSMOMETRIA.

Você já parou para pensar por que a água com sal leva mais tempo para ferver que a água pura e como consequência os alimentos cozinham mais rapidamente na água com sal? Por que se adiciona sal nas estradas no inverno? Por que a água ferve mais rápido em locais de elevada altitude? Pois é, todas essas questões serão respondidas a partir do conhecimento das propriedades coligativas, que comparam o comportamento das soluções com o seu respectivo solvente puro.

As soluções, como estudado anteriormente, são sistemas homogêneos formados por solvente e soluto. Nesse caso, a presença de um soluto não volátil irá interferir na pressão de vapor do solvente puro e consequentemente irá alterar as propriedades físicas do mesmo: ponto de ebulição (passagem do líquido para o vapor), ponto de fusão (passagem do sólido para líquido) e osmose (passagem do solvente por uma membrana semipermeável). Essas alterações estão diretamente associadas com o número de partículas de soluto que se encontram dispersas (dissolvidas) em um determinado solvente, independente da natureza dessa partícula.

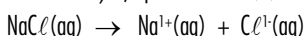
Por isso, antes de iniciar o estudo das propriedades coligativas é preciso saber calcular o número de partículas que ficam dissolvidas nas soluções: **soluções moleculares e soluções iônicas**.

- Nas **soluções moleculares** os solutos não se ionizam, logo o número de partículas é igual à concentração molar.

Uma solução de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de concentração um (1) molar apresenta um mol (1) de partículas por litro de solução.

- Nas **soluções iônicas** os solutos se ionizam ou dissociam.

Uma solução de cloreto de sódio (NaCl) de concentração um (1) molar, devido à dissociação, apresenta dois (2) mol de partículas por litro de solução.



1 → 1 1 (O total de íons é igual a dois (2))

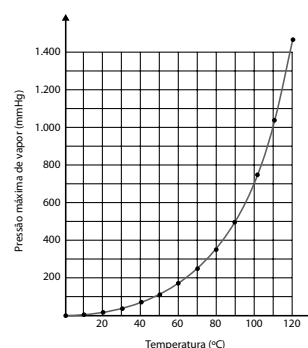
Pressão máxima de vapor do solvente.

A pressão máxima de vapor do solvente representa a pressão exercida pelo vapor em equilíbrio dinâmico com o líquido correspondente. Essa pressão depende da temperatura e da natureza do líquido. Observa-se experimentalmente que, numa mesma temperatura, cada líquido apresenta sua pressão de vapor, pois esta está relacionada com a volatilidade do líquido.

Influência da temperatura na pressão máxima de vapor do solvente água.

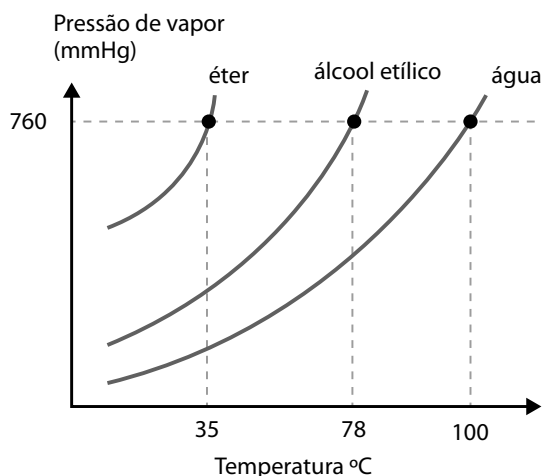
Quando elevamos a temperatura, as partículas do líquido ficam mais agitadas; consequentemente, o líquido evapora mais intensamente, aumentando sua pressão de vapor, conforme mostrado na tabela e no gráfico abaixo.

Água pura	
Temperatura (°C)	Pressão máxima de vapor (mmHg)
0	4,6
10	9,2
20	17,5
30	31,8
40	55,3
50	92,5
60	149,4
70	233,7
80	355,1
90	525,8
100	760,0
110	1.074,6
120	1.489,1



Influência da temperatura e o tipo de solvente.

Líquidos mais voláteis do que a água, como o éter etílico e o álcool etílico, evaporam mais intensamente, apresentando assim maiores pressões máximas de vapor à mesma temperatura. As curvas desses líquidos estarão acima da curva de pressão máxima de vapor da água. O inverso ocorrerá com líquidos menos voláteis do que a água.



Pelo gráfico podemos observar que a 760 mmHg (1 atm; pressão no nível do mar) os seguintes pontos de ebulição: **Éter etílico: 35°C; Álcool etílico: 78°C; Água: 100°C.**

Tonoscopia ou Tonometria

Estuda o abaixamento da pressão máxima de vapor de um solvente provocado pela dissolução de um soluto não-volátil. Logo quanto maior a concentração de partículas, menor a pressão de vapor do solvente.

Crioscopia ou Criometria

Estuda o abaixamento na temperatura de congelamento provocado pela dissolução de um soluto não-volátil. Logo quanto maior a concentração de partículas, menor a pressão de vapor do solvente e menor a temperatura de congelamento.

Ebulioscopia ou Ebuliometria.

Estuda o aumento na temperatura de ebulição provocado pela dissolução de um soluto não-volátil. Logo quanto maior a concentração de partículas, menor a pressão de vapor do solvente e maior a temperatura de ebulição.

Osmometria.

Estuda o fluxo de solvente da solução de maior concentração de partículas (maior pressão osmótica — solução hipertônica) para a solução de menor concentração de partículas (menor pressão osmótica — solução hipotônica), para que ambas atinjam a mesma pressão osmótica (solução isotônica).

Exemplo XIII

(ENEM 2012) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a

- absorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
- difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
- diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
- transferência de íons Na^+ da célula para a solução.
- transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

Resposta: [E]

Na osmose, o solvente migra da região de maior pressão de vapor para a de menor pressão de vapor.

Solução de cloreto de sódio 0,15 mol/L (mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas):

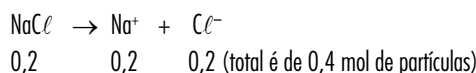
Em um litro de solução:



0,15 0,15 0,15 (total é de 0,3 mol de partículas)

Solução de cloreto de sódio (0,20 mol/L):

Em um litro de solução:



Conclusão: A pressão de vapor é maior na solução 0,15 mol/L, pois apresenta menor número de partículas, consequentemente o solvente vai migrar da célula humana para a solução salina (0,20 mol/L).

Exemplo XIV

(ENEM / 2011)

A cal (óxido de cálcio, CaO), cuja suspensão em água é muito usada como uma tinta de baixo custo, dá uma tonalidade branca aos troncos de árvores. Essa é uma prática muito comum em praças públicas e locais privados, geralmente usada para combater a proliferação de parasitas. Essa aplicação, também chamada de caiação, gera um problema: elimina microrganismos benéficos para a árvore.

Disponível em: <http://super.abril.com.br>. Acesso em: 1 abr. 2010 (adaptado).

A destruição do microambiente, no tronco de árvores pintadas com cal, é devida ao processo de

- difusão, pois a cal se difunde nos corpos dos seres do microambiente e os intoxica.
- osmose, pois a cal retira água do microambiente, tornando-o inviável ao desenvolvimento de microrganismos.
- oxidação, pois a luz solar que incide sobre o tronco ativa fotoquimicamente a cal, que elimina os seres vivos do microambiente.
- aquecimento, pois a luz do Sol incide sobre o tronco e aquece a cal, que mata os seres vivos do microambiente.
- vaporização, pois a cal facilita a volatilização da água para a atmosfera, eliminando os seres vivos do microambiente.

Resposta: [B]

A cal ou óxido de cálcio reage com a água do microambiente: $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(aq)}$. Consequentemente o desenvolvimento de micro-organismos é afetado.

Exemplo XV

(ENEM 2010)

A lavoura arrozeira na planície costeira da região sul do Brasil comumente sofre perdas elevadas devido à salinização da água de irrigação, que ocasiona prejuízos diretos, como a redução de produção da lavoura. Solos com processo de salinização avançado não são indicados, por exemplo, para o cultivo de arroz. As plantas retiram a água do solo quando as forças de embebição dos tecidos das raízes são superiores às forças com que a água é retida no solo.

WINKEL, H.L.; TSCHIEDEL, M. *Cultura do arroz: salinização de solos em cultivos de arroz*. Disponível em: <http://agropage.tripod.com/saliniza.html>. Acesso em: 25 jun. 2010 (adaptado)

A presença de sais na solução do solo faz com que seja dificultada a absorção de água pelas plantas, o que provoca o fenômeno conhecido por seca fisiológica, caracterizado pelo(a)

a. aumento da salinidade, em que a água do solo atinge uma concentração de sais maior que a das células das raízes das plantas, impedindo, assim, que a água seja absorvida.

b. aumento da salinidade, em que o solo atinge um nível muito baixo de água, e as plantas não têm força de sucção para absorver a água.

c. diminuição da salinidade, que atinge um nível em que as plantas não têm força de sucção, fazendo com que a água não seja absorvida.

d. aumento da salinidade, que atinge um nível em que as plantas têm muita sudação, não tendo força de sucção para superá-la.

e. diminuição da salinidade, que atinge um nível em que as plantas ficam túrgidas e não têm força de sudação para superá-la.

Resposta: [A]

A presença de sais na solução do solo faz com que seja dificultada a absorção de água pelas plantas (devido ao processo de osmose), o que provoca o fenômeno conhecido por seca fisiológica, caracterizado pelo aumento da salinidade, em que a água do solo atinge uma concentração de sais maior que a das células das raízes das plantas, impedindo, assim, que a água seja absorvida.

Exemplo XVI

(ENEM 2010) Sob pressão normal (ao nível do mar), a água entra em ebulição à temperatura de 100 °C. Tendo por base essa informação, um garoto residente em uma cidade litorânea fez a seguinte experiência:

- Colocou uma caneca metálica contendo água no fogareiro do fogão de sua casa.
- Quando a água começou a ferver, encostou cuidadosamente a extremidade mais estreita de uma seringa de injeção, desprovida de agulha, na superfície do líquido e, erguendo o êmbolo da seringa, aspirou certa quantidade de água para seu interior, tapando-a em seguida.
- Verificando após alguns instantes que a água da seringa havia parado de ferver, ele ergueu o êmbolo da seringa, constatando, intrigado, que a água voltou a ferver após um pequeno deslocamento do êmbolo.

Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento

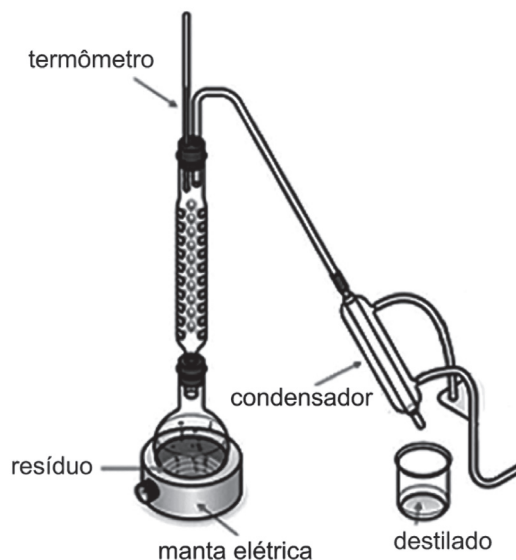
- permite a entrada de calor do ambiente externo para o interior da seringa.
- provoca, por atrito, um aquecimento da água contida na seringa.
- produz um aumento de volume que aumenta o ponto de ebulição da água.
- proporciona uma queda de pressão no interior da seringa que diminui o ponto de ebulição da água.
- possibilita uma diminuição da densidade da água que facilita sua ebulição.

Resposta: [D]

Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento proporciona uma queda de pressão no interior da seringa que diminui o ponto de ebulição da água, quanto maior a pressão sob a superfície da água, maior a temperatura de ebulição e vice-versa.

Exemplo XVII

(CEFET MG 2014) O esquema a seguir representa um método de separação de uma mistura formada por água ($T_{\text{ebuli}} \text{ } ^\circ\text{C} \gg 100 \text{ } ^\circ\text{C}$) e acetona ($T_{\text{ebuli}} \text{ } ^\circ\text{C} \gg 56 \text{ } ^\circ\text{C}$) à pressão de 1 atm.



Considerando-se a possibilidade de se retirarem amostras do resíduo e do destilado durante o processo de separação, é correto afirmar que a

- pressão de vapor do resíduo é maior que a do destilado nas amostras recolhidas.
- temperatura de ebulição do destilado é maior que a do resíduo ao final da destilação.
- pressão de vapor das amostras do resíduo torna-se menor no término da destilação.
- temperatura de ebulição das amostras do destilado sofre alteração, à medida que a destilação prossegue.
- temperatura de ebulição do destilado se iguala à do resíduo nas primeiras amostras removidas após o início da destilação.

Resposta: [C]

[A] **Incorreta.** Quanto maior a P_{vapor} da substância mais rapidamente ocorre a evaporação.

[B] **Incorreta.** A temperatura de ebulição do destilado é menor, pois ele entra em ebulição primeiro que o resíduo.

[C] **Correta.** Quanto menor a P_{vapor} da substância mais lentamente ocorre a evaporação.

[D] **Incorreta.** A temperatura se mantém fixa, à medida que a destilação prossegue.

[E] **Incorreta.** A temperatura de ebulição do destilado é diferente do resíduo durante todo o processo de destilação.

Exemplo XVIII

(UFRGS 2014) Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Uma solução injetável foi preparada de modo inadequado, pois, ao entrar na corrente sanguínea, promoveu o inchamento e a ruptura dos glóbulos vermelhos. A solução é portanto _____ em relação ao soro sanguíneo, e a concentração de soluto é _____ àquela que deveria ter sido preparada.

- hipotônica — superior
- hipotônica — inferior
- isotônica — superior
- hipertônica — superior
- hipertônica — inferior

Resposta: [B]

A solução hipotônica é menos concentrada e consequentemente sua pressão de vapor é maior.

Exemplo XIX

(UFRGS 2013) Mesmo quando a água destilada é extremamente pura, não se pode injetá-la diretamente no sangue de um paciente, pois há o risco de

- autodissociação da água, produzindo ácido.
- aumento da concentração de oxigênio do sangue.
- aumento súbito do pH do sangue.
- precipitação de sais minerais.
- ruptura das hemácias, devido à diminuição da pressão osmótica do sangue.

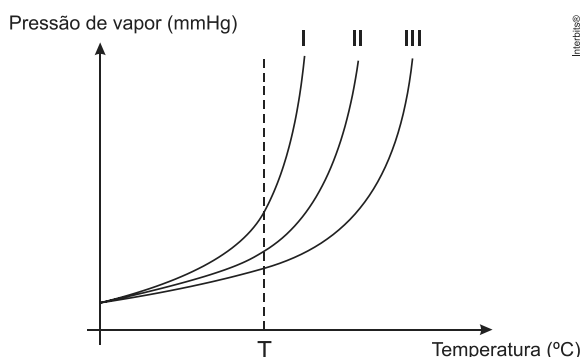
Resposta: [E]

Mesmo quando a água destilada é extremamente pura, não se pode injetá-la diretamente no sangue de um paciente, pois há o risco de ruptura das hemácias, devido à diminuição da pressão osmótica do sangue, ou seja, a diferença entre a pressão de vapor da água destilada (maior pressão de vapor) e da solução presente na hemácia (menor pressão de vapor) gera este fenômeno.

Exemplo XX

(MACKENZIE 2013) Em um laboratório, são preparadas três soluções **A**, **B** e **C**, contendo todas elas a mesma quantidade de um único solvente e cada uma delas, diferentes quantidades de um único soluto não volátil.

Considerando que as quantidades de soluto, totalmente dissolvidas no solvente, em **A**, **B** e **C**, sejam crescentes, a partir do gráfico abaixo, que mostra a variação da pressão de vapor para cada uma das soluções em função da temperatura, é correto afirmar que, a uma dada temperatura "T",



a. a solução **C** corresponde à curva **I**, pois quanto maior a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, menor é a pressão de vapor dessa solução.

a. solução **A** corresponde à curva **III**, pois quanto menor a quantidade de soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior é a pressão de vapor dessa solução.

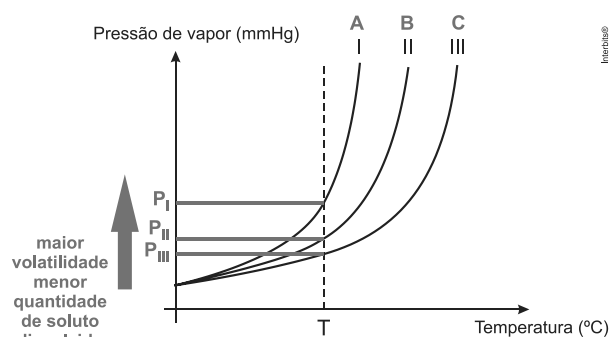
b. as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **III**, **II** e **I**, pois quanto maior a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução.

c. as soluções **A**, **B** e **C** correspondem respectivamente às curvas **I**, **II** e **III**, pois quanto menor a quantidade de um soluto não volátil dissolvido em um solvente, maior a pressão de vapor da solução.

d. a solução **B** é a mais volátil, que é representada pela curva **II**.

Resposta: [D]

Trabalhando na mesma temperatura, observamos que quanto maior a pressão de vapor menor a quantidade de partículas, conforme mostrado no gráfico



RESUMO

Neste capítulo você estudou que:

- solução é uma mistura homogênea formada por soluto e solvente;
- soluto é o componente que participa em menor quantidade de matéria (número de mol);
- solvente é o componente que participa em maior quantidade de matéria (número de mol);
- as soluções podem ser classificadas:
 - quanto à qualidade do soluto: iônico ou molecular;
 - quanto à quantidade do soluto: saturada e insaturada; ou diluída e concentrada;

• unidades de concentração:

a. Porcentagem em massa (% m/m):

$$\%m/m = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$$

b. Porcentagem em massa/volume (% m/V ou %):

$$\% m/V \text{ ou } \% = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

c. Concentração Comum (g/L):

$$C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}} \text{ ou } C = \frac{m}{V}$$

d. Concentração molar ou molaridade (mol/L):

$$M = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}} \text{ ou } M = \frac{n}{V}$$

e. ppm e ppb

$$\text{ppm} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times 1.000.000.$$

$$\text{ppb} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times 1.000.000.000$$

• diluir é adicionar solvente a uma solução de modo que essa se torne menos concentrada.

• no processo de diluição a quantidade de soluto não se altera.

• calculando a concentração molar final da solução no processo de diluição:

$$M_i V_i = M_f V_f$$

• calculando a concentração comum final da solução no processo de diluição:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

EXERCÍCIOS

1) (UPF 2013) O fosfato de magnésio $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$ é encontrado na forma de um pó branco, denso, inodoro e insípido. É utilizado como agente polidor em cremes dentais, como antiácido, como estabilizador para plásticos, como aditivo em alimentos e suplementos dietéticos.

Considerando a substância fosfato de magnésio, qual será a massa necessária para preparar uma solução com concentração em quantidade de matéria igual a $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ para um volume de solução de 250 mL? Assinale a alternativa que contém o valor correto para a massa de fosfato de magnésio a ser medida.

Dados: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{P} = 31$; $\text{O} = 16$.

- (A) 14,95 g.
- (B) 12,70 g.
- (C) 16,43 g.
- (D) 16,00 g.
- (E) 18,15 g.

2) (ENEM 2013) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária, e por isso é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a $1,0 \text{ mg/L}$. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a $4,0 \text{ mg/L}$ podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de $3,0 \text{ mg/mL}$. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

- (A) 1,0 mL
- (B) 1,7 mL
- (C) 2,7 mL

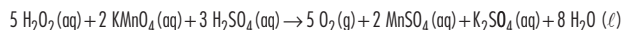
(D) 4,0 mL

(E) 6,7 mL

3) (UFSM 2013) O álcool gel, usado como antisséptico e desinfetante, contém 70% em volume de álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Para a preparação de 50L de álcool gel, é necessário um volume de álcool etílico, em L, de

- (A) 0,35.
- (B) 0,70.
- (C) 3,5.
- (D) 7,0.
- (E) 35.

4) (ENEM 2011) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:

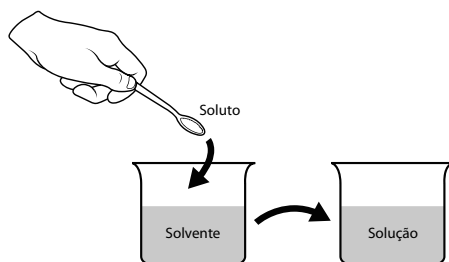


ROCHA-FILHO, R. C. R.; SILVA, R. R. *Introdução aos Cálculos da Química*. São Paulo: McGraw-Hill, 1992.

De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de peróxido de hidrogênio é igual a

- (A) $2,0 \cdot 10^0 \text{ mol}$
- (B) $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- (C) $8,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
- (D) $8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- (E) $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

5) (ENEM 2010) wAo colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.



Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final, em mol/L de sacarose nesse cafezinho?

- (A) 0,02
- (B) 0,2
- (C) 2
- (D) 200
- (E) 2000

6) (ENEM cancelado 2009) Os exaúros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia.

O leite de magnésia possui 64,8 g de hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

Dados: Massas molares (em g mol^{-1}): $\text{Mg} = 24,3$; $\text{C} = 35,4$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

- (A) 20 mol.
(B) 0,58 mol.
(C) 0,2 mol.
(D) 0,02 mol.
(E) 0,01 mol.

A salinidade da água é um fator fundamental para a sobrevivência dos peixes. A maioria deles vive em condições restritas de salinidade, embora existam espécies como o salmão, que consegue viver em ambientes que vão da água doce à água do mar. Há peixes que sobrevivem em concentrações salinas adversas, desde que estas não se afastem muito das originais.

Considere um rio que tenha passado por um processo de salinização. Observe na tabela suas faixas de concentração de cloreto de sódio.

Trecho do rio	Concentração de NaCl ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
W	$< 0,01$
X	0,1 – 0,2
Y	0,4 – 0,5
Z	$\geq 0,6^*$

*isotônica à água do mar

7) (UERJ 2015) Um aquário com 100 L de solução aquosa de NaCl com concentração igual a $2,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ será utilizado para criar peixes que vivem no trecho Z do rio. A fim de atingir a concentração mínima para a sobrevivência dos peixes, deverá ser acrescentado NaCl à solução, sem alteração de seu volume.

A massa de cloreto de sódio a ser adicionada, em quilogramas, é igual a:

- (A) 2,40
(B) 3,30
(C) 3,51
(D) 3,72

Utilize as informações a seguir para responder à(s) questão(ões) a seguir.

Com as chuvas intensas que caíram na cidade do Rio de Janeiro em março de 2013, grande quantidade de matéria orgânica se depositou na lagoa Rodrigo de Freitas. O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água, provocando a mortandade dos peixes.

8) (UERJ 2014) O volume médio de água na lagoa é igual a $6,2 \times 10^6 \text{ L}$. Imediatamente antes de ocorrer a mortandade dos peixes, a concentração de gás oxigênio dissolvido na água correspondia a $2,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ao final da mortandade, a quantidade consumida, em quilogramas, de gás oxigênio

dissolvido foi igual a:

Dado: $\text{O} = 16$.

- (A) 24,8
(B) 49,6
(C) 74,4
(D) 99,2

9) (UERJ 2012) Uma amostra de 5L de benzeno líquido, armazenada em um galpão fechado de 1500 m^3 contendo ar atmosférico, evaporou completamente. Todo o vapor permaneceu no interior do galpão. Técnicos realizaram uma inspeção no local, obedecendo às normas de segurança que indicam o tempo máximo de contato com os vapores tóxicos do benzeno.

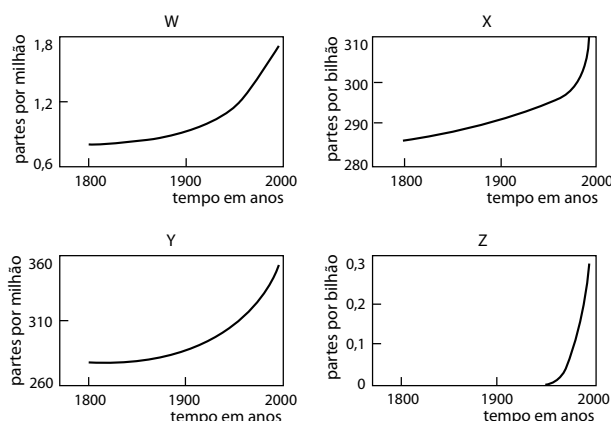
Observe a tabela:

Tempo máximo de permanência (h)	Concentração de benzeno na atmosfera ($\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$)
2	4
4	3
6	2
8	1

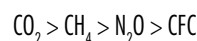
Considerando as normas de segurança, e que a densidade do benzeno líquido é igual a $0,9 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, o tempo máximo, em horas, que os técnicos podem permanecer no interior do galpão, corresponde a:

- (A) 2
(B) 4
(C) 6
(D) 8

10) (UERJ 2008) As concentrações de alguns gases vêm crescendo na atmosfera em função da atividade humana e poderão acarretar consequências ecológicas graves. Cada um dos gráficos a seguir mostra, em diferentes escalas, a variação temporal das concentrações dos seguintes gases: carbônico, óxido nitroso, metano e clorofluorcarbonos (CFC).



Em 2000, essas concentrações encontravam-se na seguinte ordem:



Os gráficos correspondentes à variação da concentração atmosférica dos dois gases mais importantes, em termos de responsabilidade pelo incremento do aquecimento global, são:

- (A) Y e W

- (B) Z e X
(C) Y e Z
(D) X e W

11) São dadas as soluções :

- argônio dissolvido em nitrogênio
- dióxido de carbono dissolvido em água
- etanol dissolvido em acetona
- mercúrio dissolvido em ouro

Estas soluções, à temperatura ambiente, são classificadas de acordo com seu estado físico em, respectivamente:

- (A) líquida, líquida, gasosa e líquida
(B) gasosa, líquida, líquida e sólida
(C) gasosa, gasosa, líquida e sólida
(D) líquida, gasosa, líquida e sólida
(E) líquida, gasosa, líquida e líquida

12) Para a limpeza de lentes de contato, é comum a utilização de solução fisiológica de cloreto de sódio a 0,9%. Um frasco contendo 0,5ℓ desta solução terá uma massa de NaCl, em gramas, igual a :

- (A) 1,8
(B) 2,7
(C) 4,5
(D) 5,4

13) No rótulo de uma garrafa de água mineral, lê-se:

Conteúdo	1 litro
Sais minerais	Composição
Bicarbonato de magnésio	15,30mg
Bicarbonato e potássio	10,20mg
Bicarbonato de bário	0,040mg
Fluoreto de sódio	0,800mg
Cloreto de sódio	7,600mg
Nitrato de sódio	17,00mg

Nessa água mineral, a concentração de nitrato de sódio — NaNO_3 — em mol/L, corresponde a:

- (A) $1,0 \cdot 10^{-4}$
(B) $4,0 \cdot 10^{-2}$
(C) $2,0 \cdot 10^{-4}$
(D) $8,5 \cdot 10^{-2}$

14) A hidroponia é uma técnica de cultivo de vegetais fora do solo. Os nutrientes são fornecidos através de uma solução contendo vários sais de fácil assimilação pelo vegetal. Para o preparo de 100L de solução nutritiva contendo 0,007 mol/L de nitrato de cálcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, a massa necessária deste sal, em gramas, é aproximadamente igual a:

- (A) 72
(B) 102
(C) 115
(D) 164

15) (UNESP) Na preparação de 500mℓ de uma solução aquosa de H_2SO_4 de

concentração 3 mol/L, a partir de uma solução de concentração 15mol/L do ácido, deve-se diluir o seguinte volume da solução concentrada:

- (A) 10 mL
(B) 100 mL
(C) 150 mL
(D) 300 mL
(E) 450 mL

16) (Cesgranrio) Para preparar 1,2 litros de solução 0,4M de HCl, a partir do ácido concentrado (16M), o volume de água, em litros, a ser utilizado será de:

- (A) 0,03
(B) 0,47
(C) 0,74
(D) 1,03
(E) 1,17

17) (FEI) Que volume de água destilada devemos adicionar a 150,0mL de uma solução a 7,00% de um xampu para automóvel a fim de torná-la a 3,00%?

- (A) 50,0 mL
(B) 100,0 mL
(C) 200,0 mL
(D) 450,0 mL
(E) 750,0 mL

18) (UFRGS) Uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_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 nestas baterias, que pode ser obtido a partir de 500mL de solução de H_2SO_4 de concentração 18 mol/L, é igual a

- (A) 0,50L
(B) 2,00L
(C) 2,25L
(D) 4,50L
(E) 9,00L

19) (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 100mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de $0,4\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para $0,04\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, será de:

- (A) 1.000
(B) 900
(C) 500
(D) 400

20) (UERJ/2006) Uma suspensão de células animais em um meio isotônico adequado apresenta volume igual a 1L e concentração total de íons sódio igual a 3,68g/L. A esse sistema foram acrescentados 3L de água destilada. Após o processo de diluição, a concentração total de íons sódio, em milimol/L, é de:

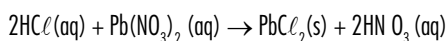
- (A) 13,0
(B) 16,0
(C) 23,0
(D) 40,0

21) (UNIFESP) Em intervenções cirúrgicas, é comum aplicar uma tintura de iodo

na região do corpo onde será feita a incisão. A utilização desse produto deve-se à sua ação antisséptica e bactericida. Para 5 litros de etanol, densidade 0,8g/mL, a massa de iodo sólido, em gramas, que deverá ser utilizada para obter uma solução que contém 0,50 mol de I_2 para cada quilograma de álcool, será de

- (A) 635
(B) 508
(C) 381
(D) 254
(E) 127

22) (PUC—Rio) 100mL de uma solução aquosa $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ de HCl são misturados com 150mL de solução aquosa $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ de $Pb(NO_3)_2$ que reagem segundo a reação a seguir.

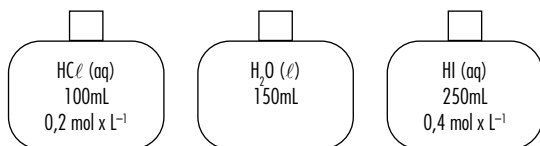


Assinale a alternativa que indica, com maior aproximação, a quantidade máxima de $PbCl_2$ que pode ser obtida na reação.

- (A) 0,06g
(B) 0,41g
(C) 0,83g
(D) 1,6g
(E) 2,6g

23) (UERJ) Para estudar os processos de diluição e mistura foram utilizados, inicialmente, três frascos contendo diferentes líquidos.

A caracterização desses líquidos é apresentada na ilustração seguinte.



A seguir, todo o conteúdo de cada um dos frascos foi transferido para um único recipiente.

Considerando a aditividade de volumes e a ionização total dos ácidos, a mistura final apresentou uma concentração de íons H^{1+} , em $\text{mol} \times L^{-1}$, igual a:

- (A) 0,60
(B) 0,36
(C) 0,24
(D) 0,12

GABARITO :: ATIVIDADES

1)

- O solvente é o que está em maior proporção e o soluto é o que está em menor proporção, dessa forma temos: soluto — gás oxigênio; solvente — gás nitrogênio

- O estado físico da solução é definido pelo solventes, por isso a solução é gasosa

2) A solução representa sempre um sistema homogêneo e como o texto afirma ser solução iônica, isso significa que apresenta íons (característica das soluções ácidas, básicas e salinas) e dessa forma irá conduzir corrente elétrica.

Letra E

3) A $60^\circ C$ observa-se que somente 360 g do sólido X se dissolve em 400g de água ($500-140 = 360$).

Como a temperatura foi mantida ($60^\circ C$) pode-se observar que 135g do sólido X se dissolve em 150 g de água.

Letra D

4) Como 1L corresponde a 1000 mL, pode-se afirmar que a $20^\circ C$ há a dissolução de 0,3g da substância A em 100mL. Consequentemente 0,5g é maior que o limite 0,3g e dessa forma irá ficar no fundo 0,2g.

A mistura final será classificada como heterogênea e não homogênea.

5) Observa-se que a solução apresenta uma massa final de 125g (100g de solvente e 25g de soluto), logo o percentual de soluto na solução será calculado da seguinte forma:

$$\%(m/m) = (25/125) \times 100 = 20\%$$

6) Observa-se que a solução apresenta 0,00025g ($0,25/1000 = 0,00025$) de Hg^{2+} em 1000mL de solvente, logo o percentual de soluto na solução será calculado da seguinte forma:

$$\%(m/v) = (0,00025/1000) \times 100 = 2,5 \times 10^{-5} \%$$

7) a) Massa total de sal usada é $0,5 \times 3 = 1,5$ g

Volume da solução será de 2L (nesse caso despreza-se o volume do sal)

$$C = m/V \quad C = 1,5/2 = 0,75g/L$$

b) Massa total de açúcar usada é $15 \times 4 = 60$ g

Volume da solução será de 2000 mL (nesse caso despreza-se o volume do sal)

$$\%(m/V) = (m/V) \times 100 \quad \% = (60/2000) \times 100 = 3\%$$

8) Primeiro determinar o número de mol no total:

$$n = m/MM \quad n = 620/62 = 10 \text{ mol}$$

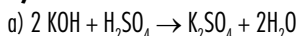
Segundo transformar mL em L

$$500/1000 = 0,5L$$

Terceiro calcular a concentração molar:

$$M = n/V \quad C = 10/0,5 = 20 \text{ mol/L}$$

9)



Calculando o número de mol do H_2SO_4

$$V = 100 \text{ mL}; 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

$$0,2 \text{ mol} - 1000 \text{ mL}$$

$$n(H_2SO_4) - 100 \text{ mL}$$

$$n(H_2SO_4) = 0,02 \text{ mol}$$

Calculando o número de mol do KOH:

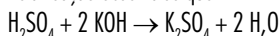
$$V = 100 \text{ mL}; 0,4 \text{ mol L}^{-1}$$

$$0,4 \text{ mol} - 1000 \text{ mL}$$

$$n(KOH) - 100 \text{ mL}$$

$$n(KOH) = 0,04 \text{ mol.}$$

Pela reação observa-se que



1 mol 2 mols 1 mol
0,02 mol 0,04 mol X

$X(K_2SO_4) = 0,02 \text{ mol}$

Volume total da solução será o volume da solução do ácido e da base ($100 = 100$)

$V(\text{solução de } K_2SO_4) = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$

Concentração molar salina = $0,02/0,2 = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$

b) Massa molar do $Na_2SO_4 = 142 \text{ g}$

$m(Na_2SO_4) = 10,65 \text{ g}$

O número de mol do sal é:

$n(Na_2SO_4) = 10,65/142 = 0,075 \text{ mol}$

Concentração molar = $0,075/0,5 = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$

10) No texto há a informação de 0,01 mol por cada litro, então é só transformar esse valor em gramas:

Massa molares: K = 39g/mol ; O = 16g/mol e H = 1g/mol

Massa molar do hidróxido de potássio (KOH): 56g/mol

Logo, a concentração em g/L é: $C = 0,01 \times 56 = 0,56 \text{ g/L}$

Letra B

11) No texto há a informação de 0,04 gramas por cada litro, então é só transformar esse valor em mol:

Massa molares: Na = 23g/mol ; O = 16g/mol e H = 1g/mol

Massa molar do hidróxido de potássio (NaOH): 40g/mol

Logo, a concentração em mol/L é: $M = 0,04/40 = 0,001 \text{ g/L}$

Letra E

12)

aplicando:

$\text{ppm} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times$

$1.000.000.000$, temos:

adotando, m1 igual à massa de soluto e m2 igual à massa da solução.

$20 = (m1/100) \times 1.000.000$ resultando em 0,002 g.

Como o resultado é solicitado em Mg, basta então multiplicar por 1.000, dando então 2 mg.

Letra D.

13)

aplicando:

$\text{ppm} = (\text{massa de soluto (gramas)} / \text{massa da solução (gramas)}) \times$

$1.000.000.000$, temos:

Multiplicando por 1.000 para converter quilograma em gramas, temos 100×1000 igual a 100.000 gramas de água.

$\text{ppm} = (1/100.000) \times 1.000.000$ resultando em 10 ppm.

Letra D

14) Aplicando a fórmula de diluição;

$C_i V_i = C_f V_f$ temos: $20 \times 100 = C_f \times 500$ $C_f = 4 \text{ g/L}$

Letra C

15) $V_i = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$; $M_i = 0,6 \text{ mol/L}$; $M_f = 0,2 \text{ mol/L}$

Aplicando a expressão: $M_i V_i = M_f V_f \rightarrow 0,6 \times 0,1 = 0,2 \times V_f \rightarrow V_f = 0,3 \text{ litros}$,

ou seja, 300mL.

Sabemos, então, que o volume final será 300mL, e que partimos de 100mL, logo, o volume de água que deverá ser adicionado é $300 - 100 = 200 \text{ mL}$.

16) $M_i = 1/4 M_f$

Numa diluição $M_i V_i = M_f V_f$, então, $M_i \times 0,5 = 1/4 M_f V_f$

Eliminando M_i dos dois lados da equação temos que $0,5 = 1/4 V_f$ ou melhor $V_f = 4 \times 0,5 = 2 \text{ litros}$.

O técnico deverá quadruplicar o volume da solução inicial, ou seja adicionar 1500 mL de água.

17) Numa diluição, temos: $M_i V_i = M_f V_f$

Substituindo os valores:

$16 \cdot V_i = 0,1 \cdot 4,0$

$V_i = 0,025 \text{ L}$ ou 25 mL

18) Numa diluição, temos: $C_i V_i = C_f V_f$

Substituindo os valores:

$25 V_i = 7,5 \cdot 10$

$V_i (\text{sol A}) = 3 \text{ L}$

$V_f = \text{Vsolução final} = \text{Vsolução A} + \text{Vágua}$

$10 = 3 + \text{Vágua}$

$\text{Vágua} = 7 \text{ L}$

Letra B

19) Numa diluição, temos: $M_i V_i = M_f V_f$

Substituindo os valores:

$1,00 \cdot 0,15 = 0,25 \cdot V_f$

$V_f = 0,6 \text{ L}$ ou 600 mL

$V_f = \text{Vsolução final} = \text{Vsolução inicial} + \text{Vsolvente puro}$

$600 \text{ mL} = 150 \text{ mL} + \text{Vsolvente puro}$

$\text{Vsolvente puro} = 600 - 150 = 450 \text{ mL}$ ou 0,45L

GABARITO :: EXERCÍCIOS

1) C

2) D

3) E

4) D

5) B

6) D

7) B

8) B

9) B

10) A

11) B

12) C

13) C

14) C

15) B

16) E

17) C

18) C

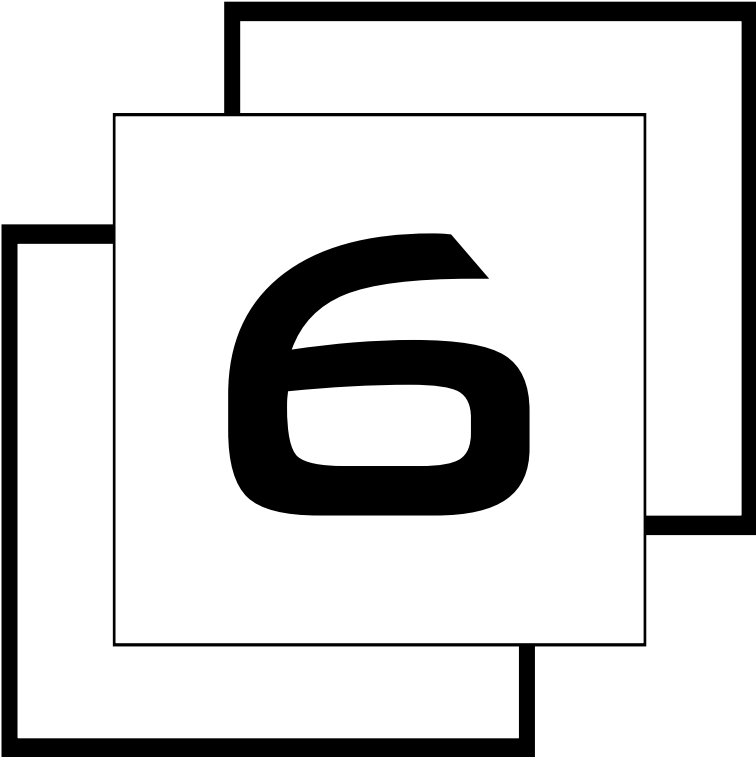
19) B

20) D

21) B

22) C

23) C



6

TERMOQUÍMICA E CINÉTICA QUÍMICA

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

- *Compreender os conceitos de reações endotérmicas e exotérmicas.*
- *Efetuar cálculos com a variação de entalpia.*
- *Interpretar gráficos utilizando o conceito de cinética da reação.*
- *Reconhecer os principais fatores que alteram a velocidade de uma reação.*

INTRODUÇÃO

A quantidade de calor nas transformações

Você já parou para pensar que nos deslocamos o tempo todo, de casa para o trabalho, do trabalho para a escola e da escola para nossa casa novamente? Pois é, e ficamos assim neste ciclo do nascimento até a morte. Porém, para que esses deslocamentos se tornem cada vez mais rápidos é necessário o desenvolvimento de máquinas cada vez mais leves e com aerodinâmicas modernas, desenvolvidas pela engenharia. Mas, para que estas máquinas se movimentem é necessário energia e esta, como todos sabemos, vem na sua grande parte da queima dos combustíveis fósseis.

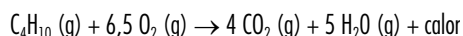
Vale lembrar também que para estarmos vivos e exercermos as nossas atividades diárias precisamos da energia que provém do processamento dos alimentos que ingerimos, além do ar que respiramos.

Essas energias provêm das reações químicas que liberam ou absorvem calor como nos exemplos citados; combustão da gasolina que movimenta nossos veículos e as reações químicas dos alimentos que promovem a manutenção da vida.

No âmbito da Química, é a termoquímica que se ocupa do estudo quantitativo das variações térmicas que acompanham as reações químicas. Essas reações são de dois tipos:

Reações exotérmicas: as que liberam calor para o meio ambiente

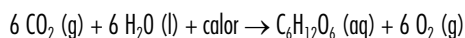
- combustão (queima) do gás butano, C_4H_{10} :



Na equação química, como você está observando, o calor é representado junto aos produtos para significar que foi produzido, isto é, liberado para o ambiente durante a reação.

Reações endotérmicas: as que para ocorrerem retiram calor do meio ambiente

- fotossíntese:



Na equação química, como vocês estão observando, o calor é representado junto aos reagentes, para significar que foi absorvido, isto é, retirado do ambiente durante a reação.

Unidade de medida

A quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação pode ser expressa em calorias (cal) ou em Joules (J). O Sistema Internacional de Medidas (SI) recomenda a utilização do Joule, no entanto, a caloria ainda é muito utilizada. Uma caloria (1 cal) é a quantidade de calor necessária para fazer com que 1,0g de água tenha sua temperatura aumentada de 1°C. Cada caloria corresponde a 4,18J.

QUÍMICA EM FOCO

Calor e temperatura

CALOR é definido como energia cinética total dos átomos e moléculas que compõem uma substância.

TEMPERATURA é uma medida da energia cinética média das moléculas ou átomos individuais.

A distinção fica mais clara pelo seguinte exemplo. A temperatura de um copo de água fervente é a mesma que a da água fervente de um balde. Contudo, o balde de água fervente tem uma maior quantidade de energia que o copo de água fervente. Portanto, a quantidade de calor depende da massa do material, a temperatura não.

Embora os conceitos de calor e temperatura sejam distintos, eles são relacionados. A temperatura de uma parcela de ar pode mudar quando o ar ganha ou perde calor, mas isto não é sempre necessário, pois pode haver também mudança de fase da água contida no ar ou mudança de volume da parcela de ar, associada com o ganho ou perda de calor. Por outro lado, gradientes de temperatura determinam o fluxo de calor de um lugar para outro através de radiação, condução e convecção

<http://fisica.ufpr.br/grimm/aposmeteo/cap3/cap3-1.html>

Medindo a variação de entalpia (ΔH)

Como a maior parte das reações químicas é realizada em recipientes abertos, ou seja, à pressão atmosférica local, utilizaremos como recurso indireto da medida de calor de uma reação química a variação de entalpia (ΔH), que representa a variação de energia à pressão constante.

Cada substância, portanto, armazena um certo conteúdo de calor, que será alterado quando a substância sofrer uma transformação. A liberação de calor pela reação exotérmica fará com que o conteúdo total de calor dos produtos seja menor que o dos reagentes. Inversamente, a absorção de calor por uma reação endotérmica fará com que o conteúdo total de calor armazenado nos produtos seja maior que o dos reagentes.

A energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) dá-se o nome de conteúdo de calor ou entalpia. Esta é usualmente representada pela letra H. Na reação, a diferença entre as entalpias dos produtos e dos reagentes corresponde à variação de entalpia.

$$\Delta H = H_p - H_r$$

onde:

- H_p = entalpia dos produtos;
- H_r = entalpia dos reagentes.

Reação exotérmica

Analisando a reação a seguir, que vem acompanhada com um gráfico da variação de entalpia, podemos questionar:

- esta reação absorve ou libera calor?

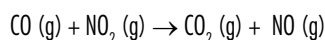
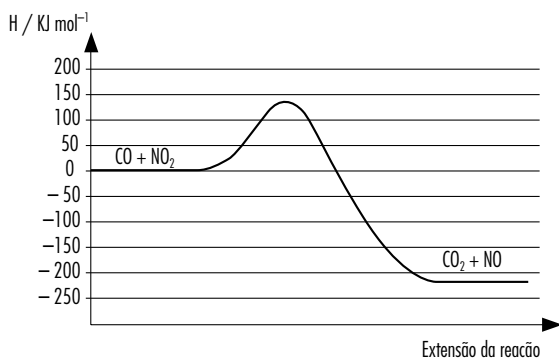


Gráfico da variação de entalpia



Para respondermos às perguntas, observe os nossos cálculos:

Fazendo o cálculo aproximado do ΔH :

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = -200 - 0$$

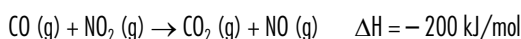
$$\Delta H = -200 \text{ kJ/mol}$$

Essa reação absorve ou libera calor?

Tanto pelo gráfico quanto pelos cálculos, concluímos que a energia dos produtos foi menor que a dos reagentes, ou seja, a reação liberou calor, logo, a classificamos como exotérmica.

Agora, podemos escrever a reação envolvendo a entalpia e o calor.

Entalpia (ΔH)



Para a reação exotérmica temos sempre a $H_p < H_r$, e, portanto, $\Delta H < 0$ (positivo).

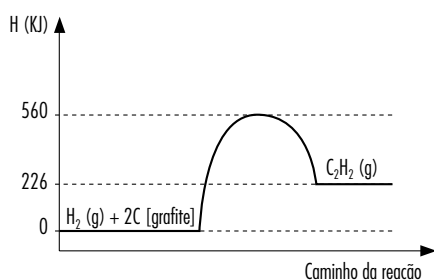
Reação endotérmica:

Analisando a reação a seguir, que vem acompanhada com um gráfico da variação de entalpia, podemos levantar as seguintes questões:

- esta reação absorve ou libera calor?



Gráfico da variação de entalpia



Para respondermos às perguntas, observe os nossos cálculos:

Fazendo o cálculo aproximado do ΔH :

$$\Delta H = H_p - H_r$$

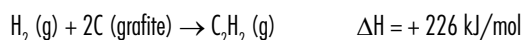
$$\Delta H = +226 - 0$$

$$\Delta H = +226 \text{ kJ/mol}$$

Essa reação absorve ou libera calor?

Analisando o gráfico e os cálculos, concluímos que a energia dos produtos foi maior que a dos reagentes, ou seja, a reação absorveu calor, logo, a classificamos como endotérmica. Agora, podemos escrever a reação envolvendo a entalpia e o calor.

Entalpia (ΔH)



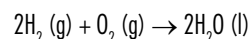
Para a reação endotérmica temos sempre a $H_p > H_r$, e, portanto, $\Delta H > 0$ (positivo).

Resumo: ΔH positivo \Rightarrow absorção de calor \Rightarrow processo endotérmico

ΔH negativo \Rightarrow liberação de calor \Rightarrow processo exotérmico

Atividade 1

(UNESP/2005) Considere a equação a seguir:



$$\Delta H = -572 \text{ kJ}$$

É correto afirmar que a reação é:

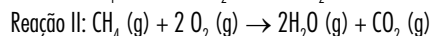
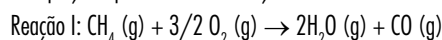
- exotérmica, liberando 286 kJ por mol de oxigênio consumido.
- exotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, consumindo 572 kJ para dois mols de água produzida.
- endotérmica, liberando 572 kJ para dois mols de oxigênio consumido.
- endotérmica, consumindo 286 kJ por mol de água produzida.

Atividade 2

(UFMG/2005) A queima de metano na presença de oxigênio pode produzir duas substâncias distintas que contêm carbono:

- monóxido de carbono, produzido pela combustão incompleta do metano; e
- dióxido de carbono.

As equações químicas dessas reações são:



Considerando-se essas reações, é CORRETO afirmar que

- ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em I é menor que em II.
- ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em I é menor que em II.
- ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em II é menor que em I.
- ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em II é menor que em I.

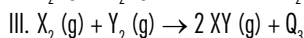
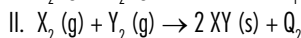
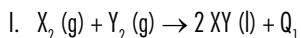
Atividade 3

(UFF) Percebe-se, aproximadamente no 14º dia do ciclo menstrual, que a temperatura corporal da mulher aumenta ligeiramente, indicando que está ocorrendo a ovulação. É o chamado “período fértil”. O aumento da temperatura é atribuído a um aumento da atividade metabólica, produzindo energia, que é liberada sob a forma de calor. Sabendo-se que $\Delta H = H_p - H_r$, as reações metabólicas que ocorrem no período fértil da mulher são classificadas como:

- (A) exotérmicas: $H_r < H_p$
- (B) endotérmicas: $H_r = H_p$
- (C) endotérmicas: $H_r \geq H_p$
- (D) exotérmicas: $H_r > H_p$
- (E) exotérmicas: $H_r \leq H_p$

Atividade 4

(UERJ/2005) As equações químicas a seguir representam reações de síntese, realizadas em diferentes condições, para a obtenção de uma substância hipotética XY.

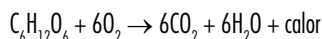


Considere Q_1 , Q_2 e Q_3 as quantidades de calor liberadas, respectivamente, nas reações I, II e III. A relação entre essas quantidades está expressa na seguinte alternativa:

- (A) $Q_1 > Q_2 > Q_3$
- (B) $Q_2 > Q_1 > Q_3$
- (C) $Q_3 > Q_1 > Q_2$
- (D) $Q_3 > Q_2 > Q_1$

Atividade 5

(UFF/2004) O índice de nutrição alimentar de um país é medido pela quantidade de proteína (nitrogênio) ingerida por um indivíduo. Entretanto, para a produção de energia diária, os carboidratos são bons alimentos (fonte), e a utilização da glicose pelas células implica sua oxidação por meio de uma série de reações que podem ser assim resumidas:



Essa reação pode ser classificada como:

- (A) simples troca
- (B) endotérmica
- (C) adição
- (D) substituição
- (E) exotérmica

ESTEQUIOMETRIA ENVOLVENDO CALOR DE REAÇÃO

Utilizando o mesmo raciocínio dos cálculos estequiométricos do capítulo 4 podemos também resolver questões envolvendo calor. Vamos observar alguns exemplos.

Exemplo I

A reação de combustão do benzeno, C_6H_6 , pode ser representada pela equação $2C_6H_6(l) + 15O_2(g) \rightarrow 12CO_2(g) + 6H_2O(l)$ $\Delta H = -6,55 \times 10^3 \text{ kJ}$. Suponha que uma amostra, contendo 4 mols de benzeno e excesso de oxigênio, é submetida à combustão completa em um sistema fechado. Determine o calor liberado nessa reação.

Solução:

Segundo a equação para cada 2 mol de C_6H_6 há liberação de $6,55 \times 10^3 \text{ kJ}$ logo, Para 4 mols teremos:

$$2 \text{ mols} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 6,55 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$4 \text{ mols} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \quad \quad \quad x = 6,55 \times 10^3 \times 4/2 = 13,1 \times 10^3 \text{ kJ}$$

Exemplo II

Os carboidratos são uma importante fonte de energia em nossa dieta alimentar. Nas células, as moléculas de monossacarídeos são metabolizadas pelo organismo, num processo que libera energia, representado pela equação:



Essa equação química corresponde ao processo global popularmente denominado “queima da glicose”. Cada grama desse açúcar metabolizado libera cerca de 4 kcal de energia, usada para movimentar músculos, fazer reparos nas células, manter constante a temperatura corporal etc.

A massa de oxigênio consumida, em gramas, quando a “queima” desse açúcar metabolizado liberar 1200 kcal é

Dados:

Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16

Solução:

$$1 \text{ grama de açúcar} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 4 \text{ kcal}$$

$$x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1200 \text{ kcal} \quad \quad \quad x = 300 \text{ g de açúcar}$$

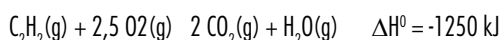
Segundo a equação 1 mol de açúcar requer 6 mol de oxigênio calculando as massas molares teremos; 1 mol de $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g}$ e 6 mols de $O_2 = 6 \times 32 \text{ g} = 192 \text{ g}$

$$\text{Logo } 180 \text{ g de açúcar} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 192 \text{ de } O_2$$

$$300 \text{ g de açúcar} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \quad \quad \quad x = 300 \times 192 / 180 = 320 \text{ g}$$

Exemplo III

A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação a seguir.



Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80 %.

Massas molares (g/mol): H = 1; C = 12

Solução:

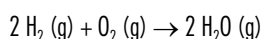
Segundo a equação para cada 1 mol de C_2H_2 há liberação de 1250 kJ como 1 mol de C_2H_2 tem massa de 26g teremos a seguinte relação:

$$26g \text{ --- } 1250kJ$$

130g --- x $x = 6250kJ$ mas esse calor seria para um rendimento de 100%, como o enunciado afirma que o rendimento foi de 80%, teremos um calor liberado de $0,8 \times 6250 = 5000kJ$

Atividade 6

(UFES/2004) O hidrogênio, H_2 (g), é usado como combustível de foguetes. O hidrogênio queima na presença de oxigênio, O_2 (g), produzindo vapor de água, segundo a equação:



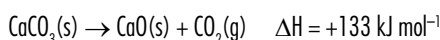
$$\Delta H = -484 \text{ kJ}$$

A energia liberada na queima de um grama de hidrogênio, H_2 (g), é

- (A) - 242 kJ
- (B) 242 kJ
- (C) - 121 kJ
- (D) 121 kJ
- (E) 60,5 kJ

Atividade 7

(PUCRJ / 2014) A decomposição de uma amostra de carbonato de cálcio consumiu 266kJ. A partir desse resultado e da equação termoquímica abaixo, conclui-se que:



- (A) A reação de decomposição do $CaCO_3$ é exotérmica.
- (B) A massa de $CaCO_3$ que se decompôs foi 200g.
- (C) O volume de CO_2 formado ocupa 22,4L a 1atm e 0 °C.
- (D) Não há variação de energia nesse processo reacional.
- (E) A massa produzida de CO_2 é igual a 44g.

Atividade 8

Da reação: $CH_4(g) + 2O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O(g) + CO_{2(g)}$; $\Delta H = -220 \text{ kcal / mol}$ conclui-se que:

- (A) a combustão de 32g de metano libera 440 kcal.
- (B) a combustão de 48g de metano absorve 660 kcal.
- (C) a combustão completa de 32g de metano necessita de 2 litros de $O_{2(g)}$.
- (D) a combustão de 160g de metano libera 220 kcal.
- (E) a reação é endotérmica.

Atividade 9

(PUC-RS/2005) Considere as informações na tabela a seguir.

Um importante aspecto a ser considerado sobre a qualidade de um combustível é a quantidade de energia produzida na sua reação de combustão. A tabela a seguir apresenta o calor de combustão de algumas substâncias presentes em combustíveis que são comumente utilizados.

Substância	Ocorrência	Calor de combustão (Kcal/mol)
Metano (CH_4)	Gás natural veicular (GNV)	212,8
Butano (C_4H_{10})	Gás liquefeito de petróleo (GLP)	635,9
Octano (l) (C_8H_{18})	Gasolina	1.320,6

Com base nos dados da tabela acima, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O GNV é o combustível que apresenta o maior poder calorífico em kcal/grama de combustível.
- II. A combustão completa de 1 mol de butano produz 10 mols de água.
- III. O calor liberado na combustão completa de 1g de octano é de aproximadamente - 15 kcal.
- IV. A combustão completa de 1 mol de GNV consome menos oxigênio do que a de 1 mol de butano.

Pela análise das afirmativas, conclui-se que somente estão corretas

- (A) I e II
- (B) I e IV
- (C) II e III
- (D) III e IV
- (E) II, III e IV

CINÉTICA QUÍMICA: OS CHOQUES EFETIVOS

Você aprendeu com a estequiometria que existe uma relação entre os reagentes e os produtos de uma reação química, porém, para que a reação se inicie é necessário, para a maioria, darmos uma energia inicial. Como exemplo temos a combustão do gás de cozinha, que para ter início é preciso que acendamos um fósforo.

Além disso, uma reação química pode demorar a ocorrer ou acontecer de forma imediata, isto depende de fatores como temperatura, superfície de contato, estado físico, pressão, concentração e energia de ativação.

A seguir vamos analisar como esses fatores influenciam na velocidade de uma reação.

FATORES QUE INTERFEREM NA VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO

Temperatura

A elevação da temperatura, isto é, o aumento da agitação molecular, faz com que a probabilidade das colisões efetivas aumente e, consequentemente, ocorre um aumento na velocidade da reação.

Superfície de contato

Em uma reação, os reagentes atuam em distintas fases, porém, se tomarmos um reagente sólido, podemos observar que quanto maior a superfície de contato maior a velocidade da reação.

Por exemplo, a queima de duas folhas de papel com a mesma massa, sendo uma bastante amassada (forma de bola) e a outra aberta, observamos que a folha aberta queima muito mais rápido.

Estado físico

As substâncias no estado gasoso, devido ao grau de agitação das unidades fundamentais, reagem mais rapidamente que no estado líquido. As substâncias que se encontram no estado líquido, por sua vez, reagem de forma mais rápida que as encontradas no estado sólido.

Pressão

A elevação da pressão promove a aproximação das moléculas. Desta forma, a probabilidade de ocorrerem colisões efetivas é maior e, consequentemente, a velocidade da reação aumenta.

Esse efeito é percebido quando, pelo menos, existe uma substância gasosa como reagente.

Concentração dos reagentes

A maior concentração de reagentes faz com que ocorra um aumento das colisões efetivas, aumentando assim a velocidade.

Energia de ativação

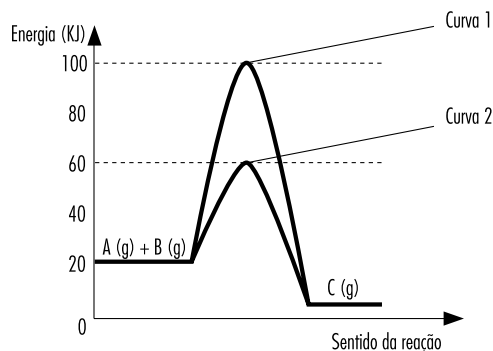
Para ocorrer uma reação química, entre duas substâncias que estão na mesma solução, é preciso fornecer uma certa quantidade de energia, geralmente na forma de calor, que favoreça o encontro e a colisão entre elas.

Pense no fósforo que riscamos para acendermos a chama no fogão.

A energia liberada pelo fósforo aceso é utilizada para romper as ligações químicas existentes entre os átomos dos reagentes envolvidas na combustão do gás de cozinha. Assim, novas ligações químicas são estabelecidas e, consequentemente, novas substâncias são formadas (produtos).

Existem substâncias que conseguem diminuir a energia inicial para que uma reação ocorra, que são chamadas de catalisadores.

Podemos pela análise do diagrama de energia a seguir, que representa a reação genérica, em equilíbrio, $A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g)$, a 25°C e 1atm , verificar que:



A energia de ativação (E_{a1}) para a Curva 1, sem catalisador, pode ser determinada fazendo a diferença descrita a seguir.

$$E_{a1} = 100 - 20 = 80 \text{ kJ}$$

A energia de ativação (E_{a2}) para a curva 2, com catalisador, pode ser determinada fazendo a diferença conforme descrito a seguir.

$$E_{a2} = 60 - 20 = 40 \text{ kJ}$$

Pelo que vimos, é possível concluir que o catalisador diminui a barreira reacional, ou seja, diminui a energia de ativação.

Velocidade média de uma reação

A velocidade média de uma reação pode ser determinada pela medida da variação de massa, de mols e de mols/ ℓ em função do tempo, ou seja, $\Delta x / \Delta t$.

Vejamos os exemplos a seguir.

Exemplo IV

Para a reação: $X \leftrightarrow Y + Z$, a variação na concentração de X em função do tempo é:

X (mol/l)	1,0	0,7	0,4	0,3
Tempo (min)	0	2	5	9

Qual a velocidade média da reação no intervalo de 2 a 5 minutos?

1º) Nos tempos em questão, temos:

2 min — concentração de $0,7\text{mol}/\ell$

5 min — concentração de $0,4\text{mol}/\ell$

2º) Calculando as variações:

Módulo da variação da concentração igual a $(0,4 - 0,7) 0,3\text{mol}/\ell$.

Módulo da variação do tempo igual a $(5 - 2) 3$ minutos.

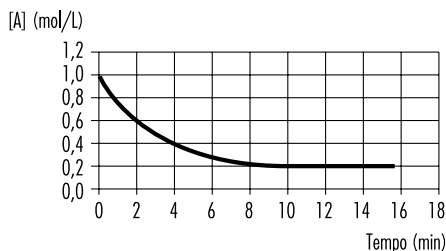
3º) Calculando a velocidade média:

$$v = 0,3/3$$

$$v = 0,1\text{mol}/\ell.\text{min}$$

Exemplo V

Em um recipiente de um litro foi adicionado um mol de uma substância gasosa A, que imediatamente passou a sofrer uma reação de decomposição. As concentrações molares de A foram medidas em diversos momentos e verificou-se que, a partir do décimo minuto, a sua concentração se tornava constante, conforme os dados registrados no gráfico a seguir.



A decomposição de A ocorre segundo a equação: $2A(g) \leftrightarrow B(g) + C(g)$

Qual a velocidade média de decomposição de A durante os primeiros quatro minutos?

1º) Nestes tempos temos:

0 min — concentração de 1 mol/ℓ

4 min — concentração de 0,4 mol/ℓ

2º) Calculando as variações:

Módulo da variação da concentração igual a (0,4 – 1,0) 0,6 mol/ℓ

Módulo da variação do tempo igual a (4 – 0) 4 minutos.

3º) Calculando a velocidade média:

$$v = 0,6/4$$

$$v = 0,15 \text{ mol}/\ell \cdot \text{min}$$

Atividade 10

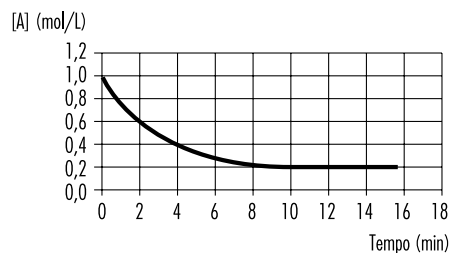
(UFRN/2005) Na reação ocorrida na mistura gasosa, a energia fornecida pela faísca elétrica está relacionada com o fenômeno de

- (A) combustão.
- (B) ativação.
- (C) inibição.
- (D) vaporização.

Atividade 11

(PUC-RS/2005) Uma forma de ingerirmos a vitamina C é através do consumo de sucos de frutas. O suco deve ser consumido logo após ser preparado, pois essa vitamina sofre oxidação e perde sua ação em pouco tempo.

O gráfico a seguir apresenta a curva de decomposição da vitamina C, presente no suco de acerola, em função do tempo.



Pela análise do gráfico, é correto afirmar que a velocidade média de decomposição da vitamina C, em molar/min, nas duas primeiras horas após o preparo do suco, é de, aproximadamente,

- (A) $2,5 \times 10^{-4}$
- (B) $6,0 \times 10^{-4}$
- (C) $3,0 \times 10^{-2}$
- (D) $4,0 \times 10^{-2}$
- (E) $7,0 \times 10^{-2}$

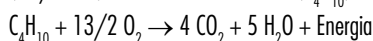
Atividade 12

(PUC-Campinas/2005) O fato de o fósforo branco pegar fogo imediatamente, quando exposto ao ar, indica que esta transformação química

- (A) é muito endotérmica.
- (B) é catalisada pelo O_2 do ar.
- (C) forma produtos com maior conteúdo energético do que os reagentes.
- (D) tem baixa energia de ativação.
- (E) atinge rapidamente o equilíbrio.

Atividade 13

(FEI/1995) A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:



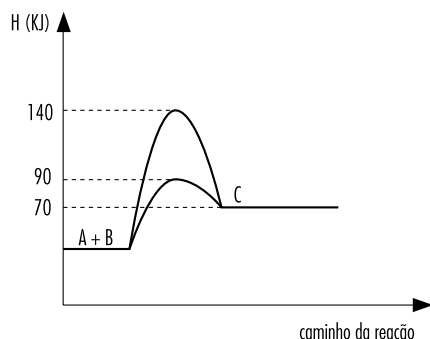
Se a velocidade da reação for 0,05 mols butano—minuto, a massa de CO_2 produzida em 1 hora é:

Massas atômicas: C = 12 u ; O = 16 u ; H = 1 u

- (A) 880g
- (B) 264g
- (C) 8,8g
- (D) 528g
- (E) 132g

Atividade 14

(FGV/2005) Para a reação $A + B \rightarrow C$, os valores de entalpia são apresentados em duas situações, na presença e na ausência de catalisador, conforme o gráfico a seguir.



Considere as seguintes afirmações:

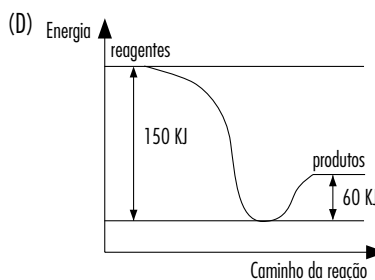
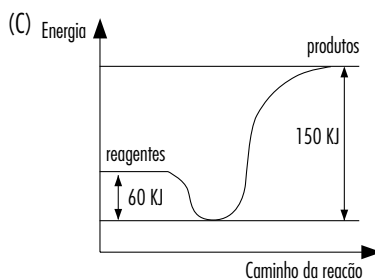
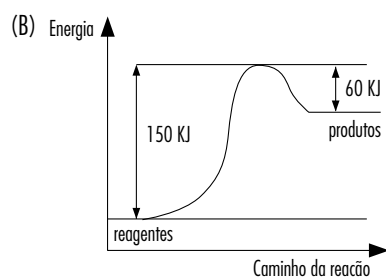
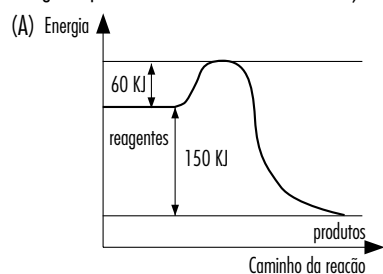
- I. A reação $A + B \rightarrow C$ é endotérmica.
- II. A velocidade da reação é aumentada na presença de catalisador devido a um aumento da energia de ativação.
- III. A energia de ativação da reação na ausência do catalisador é 50 kJ.

Está correto o contido em:

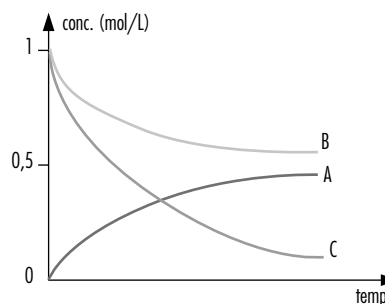
- (A) I, II e III.
- (B) II e III, apenas.
- (C) I e II, apenas.
- (D) II, apenas.
- (E) I, apenas.

Atividade 15

(PUC-MG/2006) Considere uma reação que possui uma energia de ativação de 60 kJ e uma variação de entalpia de -150 kJ. Qual dos diagramas energéticos a seguir representa CORRETAMENTE essa reação?

**Atividade 16**

(UFPE) O gráfico a seguir representa a variação de concentração das espécies A, B e C com o tempo:



Qual das alternativas a seguir contém a equação química que melhor descreve a reação representada pelo gráfico?

- (A) $2A + B \rightarrow C$
- (B) $A \rightarrow 2B + C$
- (C) $B + 2C \rightarrow A$
- (D) $2B + C \rightarrow A$
- (E) $B + C \rightarrow A$

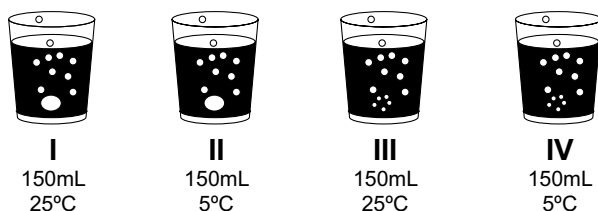
EXERCÍCIOS

1) (PUC-RJ / 2013) Para a reação entre duas substâncias moleculares em fase gasosa, considerando a teoria das colisões, o aumento da velocidade da reação causada pela presença de um catalisador é devido:

- (A) Ao aumento instantâneo da temperatura que acelera a agitação das moléculas.
- (B) Ao aumento da taxa de colisão entre os reagentes, porém preservando a energia necessária para que a colisão gere produtos.
- (C) À diminuição da energia de ativação para que a colisão entre as moléculas, no início da reação, gere produtos.
- (D) Ao aumento da energia de ativação que é a diferença entre a energia final dos reagentes e dos produtos.

(E) À diminuição da variação de entalpia da reação.

2) Um professor, utilizando comprimidos de antiácido efervescente à base de NaHCO_3 , realizou quatro procedimentos, ilustrados a seguir:



Procedimento I – Comprimido inteiro e água a 25°C

Procedimento II – Comprimido inteiro e água a 5°C

Procedimento III – Comprimido pulverizado e água a 25°C

Procedimento IV – Comprimido pulverizado e água a 5°C

A reação ocorreu mais rapidamente no procedimento

- (A) I.
(B) II.
(C) III.
(D) IV.

3) Alquimia subterrânea transforma mina de carvão em mina de hidrogênio

Em uma área de mineração de carvão localizada no sul da Polônia, um grupo de cientistas está usando uma mina de carvão para avaliar experimentalmente um método alternativo para a produção de energia limpa e, assim, oferecer uma utilização para pequenos depósitos de carvão ou minas exauridas, que são tradicionalmente deixados de lado, representando passivos ambientais.

Na teoria e no laboratório, a injeção de oxigênio e de vapor no carvão resulta na produção de hidrogênio. No processo, oxigênio líquido é colocado em um reservatório especial, localizado nas galerias da mina de carvão, onde se transforma em oxigênio gasoso, começando o processo denominado de gaseificação de carvão.

(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

A passagem do oxigênio líquido para oxigênio gasoso é uma transformação física

- (A) exotérmica, classificada como fusão.
(B) exotérmica, classificada como ebulição.
(C) endotérmica, classificada como liquefação.
(D) endotérmica, classificada como evaporação.
(E) espontânea, classificada como sublimação.

4) (ENEM 2011) Um dos problemas dos combustíveis que contêm carbono é que sua queima produz dióxido de carbono. Portanto, uma característica importante, ao se escolher um combustível, é analisar seu calor de combustão (ΔH_c°), definido como a energia liberada na queima completa de um mol de combustível no estado padrão. O quadro seguinte relaciona algumas substâncias que contêm carbono e seu (ΔH_c°).

Substância	Fórmula	ΔH_c° (kJ/mol)
benzeno	$\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$	- 3 268
etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$	- 1 368
glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	- 2 808
metano	$\text{CH}_4(\text{g})$	- 890
octano	$\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell)$	- 5 471

Neste contexto, qual dos combustíveis, quando queimado completamente, libera mais dióxido de carbono no ambiente pela mesma quantidade de energia produzida?

- (A) Benzeno.
(B) Metano.
(C) Glicose.
(D) Octano.
(E) Etanol.

5) (Enem 2010) No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os alcoóis vão crescer em importância em um futuro próximo.

Realmente, alcoóis como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos.

Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25°C (g/mL)	Calor de Combustão (kJ/mol)
Metanol (CH_3OH)	0,79	- 726,0
Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)	0,79	- 1367,0

Dados: Massas molares em g/mol:

H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os alcoóis seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar

- (A) Metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
(B) Etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
(C) Metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.
(D) Etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
(E) Etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.

6) (Enem 2010)

O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num

dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior.

BROWN, T. *Química, a ciência central*. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

Atualmente, uma das formas de se utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:



e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia

(A) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.

(B) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.

(C) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.

(D) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

(E) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo ainda a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

7) (Enem 2009) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO_2 durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias-padrão de combustão a 25 °C ($\Delta\text{H}_{\text{O}_2}$) do metano, do butano e do octano.

composto	fórmula molecular	massa molar (g/mol)	ΔH (kJ/mol)
metano	CH_4	16	- 890
butano	C_4H_{10}	58	- 2.878
octano	C_8H_{18}	114	- 5.471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO_2 gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é

(A) gasolina, GLP e gás natural.

(B) gás natural, gasolina e GLP.

(C) gasolina, gás natural e GLP.

(D) gás natural, GLP e gasolina.

(E) GLP, gás natural e gasolina.

8) (UERJ / 2014) Em um experimento, são produzidos feixes de átomos de hidrogênio, de hélio, de prata e de chumbo. Estes átomos deslocam-se paralelamente com velocidades de mesma magnitude. Suas energias cinéticas valem, respectivamente, EH, EHe, EAq e EPb.

A relação entre essas energias é dada por:

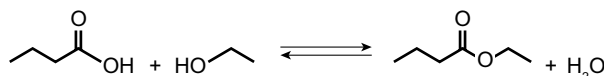
(A) EHe > EH > EPb > EAq

(B) EAq > EPb > EH > EHe

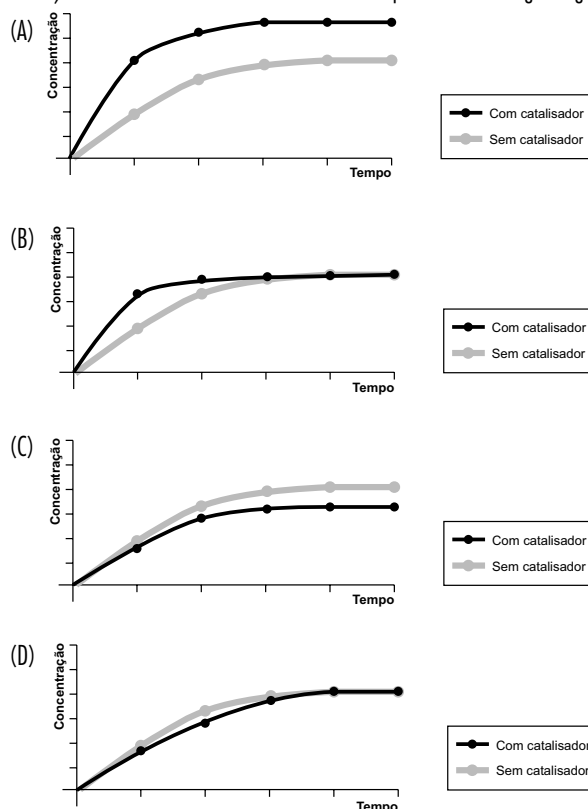
(C) EH > EHe > EAq > EPb

(D) EPb > EAq > EHe > EH

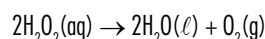
9) (UERJ 2011) A fim de aumentar a velocidade de formação do butanoato de etila, um dos componentes do aroma de abacaxi, emprega-se como catalisador o ácido sulfúrico. Observe a equação química desse processo:



As curvas de produção de butanoato de etila para as reações realizadas com e sem a utilização do ácido sulfúrico como catalisador estão apresentadas no seguinte gráfico:

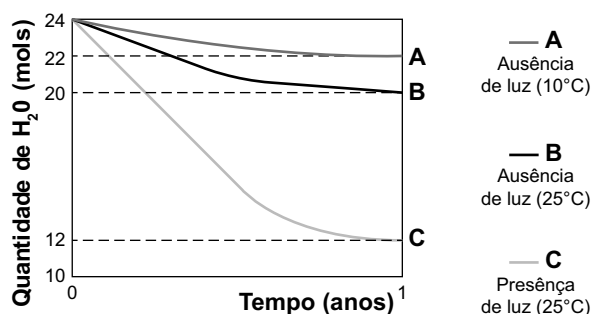


10) (UERJ 2009) A água oxigenada consiste em uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, que se decompõe, sob a ação da luz e do calor, segundo a equação química:



Em um experimento, foi monitorada a quantidade de peróxido de hidrogênio em três frascos idênticos - A, B e C - de 1 L de água oxigenada, mantidos em diferentes condições de luminosidade e temperatura.

Observe os resultados no gráfico:



Na condição em que ocorreu a menor taxa de decomposição do peróxido de hidrogênio, a velocidade média de formação de O_2 , em $mol \cdot ano^{-1}$, foi igual a:

- (A) 1
(B) 2
(C) 6
(D) 12

GABARITOS :: ATIVIDADES

1) O sinal negativo no ΔH indica que há liberação de calor, reação exotérmica e pelo balanceamento da equação o valor de 572 kJ corresponde a produção de 2 mol de H_2O . Letra B

2) Como ambas são reações de combustão, ambas são exotérmicas. Como a reação I corresponde a uma combustão com menos oxigênio é chamada combustão incompleta e por isso libera menos calor que a reação II que corresponde a uma combustão completa. Letra A

3) Como ocorre produção de calor temos uma reação exotérmica em que $H_r > H_p$. Letra D

4) Para qualquer substância, o estado físico sólido tem menos energia que o estado físico que tem menor energia que o estado físico gasoso. Logo, quando a reação for exotérmica haverá maior liberação de calor quando o produto for sólido e menos liberação de calor quando o produto for gasoso. Letra B

5) Exotérmica pois libera calor. Letra E

6) MA do $H = 1$

2 mols de H_2 correspondem a 4 gramas logo, 4g liberam 484kJ

1g libera x kJ

$$x = 484 / 4 = 121 \text{ kJ}$$

Letra D

7) $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} ; \Delta H = +133 \text{ kJ mol}^{-1}$

100g ————— 133kJ absorvidos

$m_{CaCO_{3(s)}} = 200g$ ————— 266kJ absorvidos

$m_{CaCO_{3(s)}} = 200g$

Letra B

8) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g) + CO_2(g) \quad \Delta H = -220 \text{ kcal / mol}$

16g ————— 220 kcal liberados

32g ————— 440 kcal liberados

A reação libera calor (exotérmica).

Letra A

9) letra B

10) Energia de ativação é a energia mínima necessária para que uma reação ocorra. Letra B

11) Letra B

velocidade média (v_m) = n / t

módulo da variação da concentração (0,03–0,10) duas horas correspondem a 120 minutos, então o cálculo de velocidade média (v_m) será: $v_m = 0,07 / 120$ aproximadamente $6,0 \times 10^{-4}$.

12) A energia necessária para que essa reação ocorra é muito pequena.

Letra D

13) segundo o ajuste da equação 1 mol de C_4H_{10} produzem 4 mols de CO_2

1 mol de C_4H_{10} ————— 4 mols de CO_2

0,05 mol ————— x

$x = 0,2$ mol de CO_2 por minuto

0,2 mol de $CO_2 \times 60 = 12$ mols de CO_2 como 1 mol de $CO_2 = 44g$

12 mols = 528 gramas

Letra D

14) Afirmativa I correta pois o H_p é maior que H_r ; Afirmativa II errada pois o catalisador diminui a energia de ativação; Afirmativa III errada pois a energia de ativação sem catalisador é 140- Hr sendo esse valor maior que 50kJ.

Letra E

15) Letra A, pois apresenta a energia de ativação que é sempre positiva e sendo exotérmica o $H_p < H_r$

16) Pela curva descendente B e C são reagentes, sendo C consumido mais rapidamente que B, pela curva ascendente A é produto. Letra C

GABARITOS :: EXERCÍCIOS

1) C

2) C

3) D

4) C

5) D

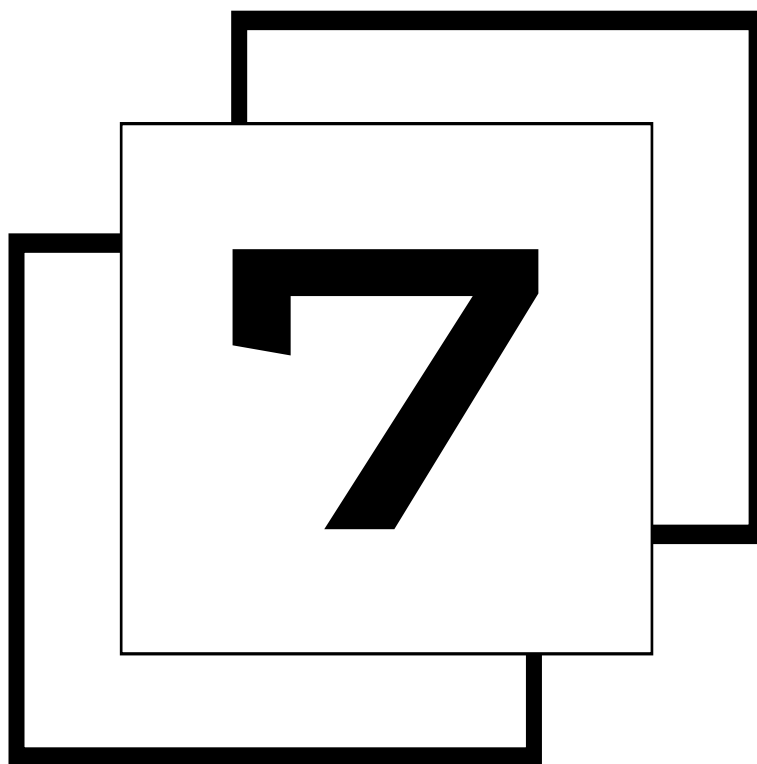
6) D

7) A

8) D

9) B

10) A



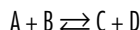
EQUILÍBRIO QUÍMICO :: A NATUREZA DINÂMICA

:: Objetivos ::

Ao final deste capítulo, você deve ser capaz de:

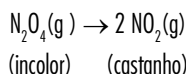
- *Compreender os conceitos de reação reversível e de equilíbrio químico.*
- *Entender a Lei da Velocidade da Reação.*
- *Compreender o significado da constante de equilíbrio.*
- *Reconhecer os principais fatores externos que interferem no estado de equilíbrio.*

A maioria das reações com as quais nós trabalhamos, quando realizadas num sistema fechado, é reversível. Quando colocamos substâncias num recipiente e elas começam a reagir vão formando novas substâncias chamadas produtos. Após um determinado tempo, estes produtos reagem entre si produzindo as substâncias iniciais (reagentes). Este processo ilustra uma reação reversível.

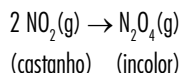


Esse tipo de reação pode ser visualizada através do seguinte exemplo:

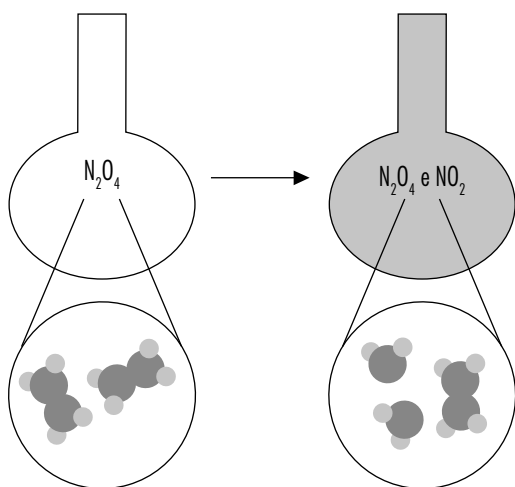
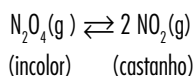
1 mol de N_2O_4 , que é um gás incolor, foi colocado num recipiente fechado com capacidade de 1 litro e aquecido a 100°C . Nessas condições as colisões entre as moléculas desse gás favorecem sua decomposição, conforme a equação apresentada a seguir:



Com o tempo, diminui o número de moléculas de N_2O_4 e aumenta a quantidade de moléculas de NO_2 . Portanto, nada impede que entre as moléculas de NO_2 ocorram colisões que favoreçam a regeneração de moléculas de N_2O_4 , segundo a equação:



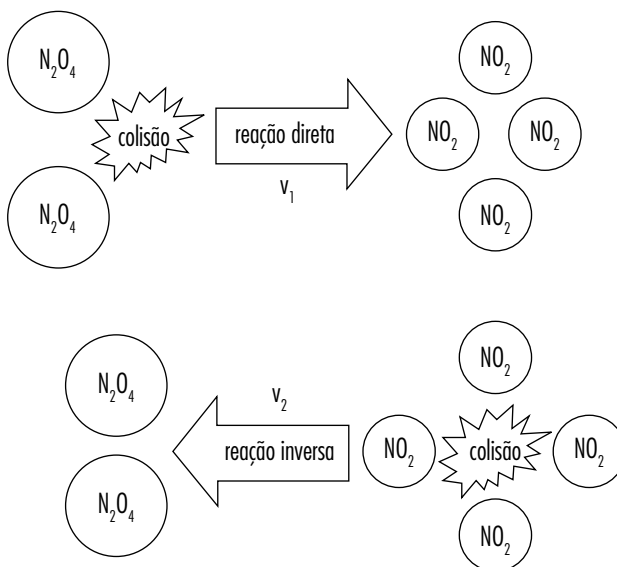
Assim, após um determinado tempo, para cada molécula de N_2O_4 que se decompõe, duas outras moléculas de NO_2 se combinam formando uma outra molécula de N_2O_4 .



SISTEMA ENTRANDO EM EQUILÍRIO

O que ocorreu nesse exemplo pode ser ilustrado do seguinte modo:

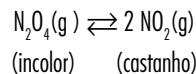
Duas reações opostas ocorrendo num mesmo sistema



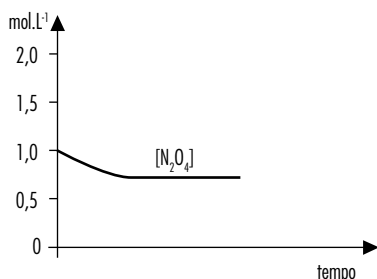
A situação descrita nos permite perceber que o sistema se encontra num equilíbrio que podemos chamar de equilíbrio dinâmico. Pois a quantidade de N_2O_4 que se decompõe (reação direta) é igual à quantidade de N_2O_4 que é formada (reação inversa), num intervalo de tempo.

O equilíbrio químico é caracterizado quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, consequentemente as concentrações dos participantes da reação não se alteram.

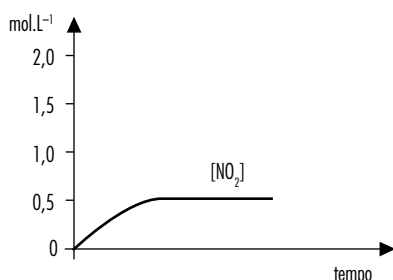
Retomando a equação mencionada anteriormente.



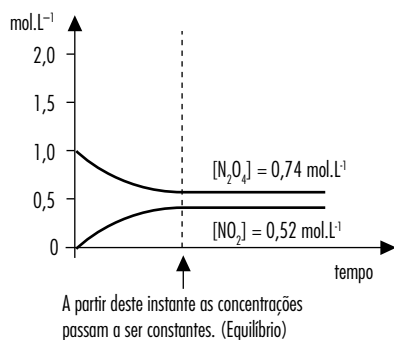
No início da reação foi colocado 1 mol.L^{-1} de N_2O_4 em um recipiente de 1 litro. Portanto, a concentração molar de N_2O_4 é de 1 mol por litro, e pode ser representada por $[N_2O_4] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. À medida que o tempo passa, o N_2O_4 é consumido e, portanto, sua concentração vai diminuindo.

Concentração de N_2O_4 em mol.L^{-1} 

Em contrapartida, a $[NO_2]$, concentração molar de NO_2 , que inicialmente era nula, vai aumentando com o tempo.

Concentração de NO_2 em mol.L^{-1} 

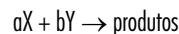
Depois de um certo tempo, essas concentrações não mais variam, momento esse em que fica caracterizado o equilíbrio químico.

Equilíbrio químico da reação de N_2O_4 e NO_2 **LEI DA VELOCIDADE DA REAÇÃO E CONSTANTE DE EQUILÍBRIO (K_c)**

Vamos agora observar o que ocorre com a velocidade dessas reações (direta e inversa).

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações em mol.L^{-1} dos reagentes dessa reação (Lei de Ação das Massas ou Lei de Guldberg-Waage).

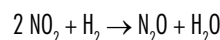
Considere a reação elementar (reação que se processa em uma única etapa) genérica:



A expressão da velocidade de uma reação pode ser assim representada:

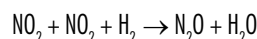
$$v = k[X]^a[Y]^b$$

v = velocidade da reação num determinado instante;
 k = constante da velocidade da reação (um valor numérico característico da reação e da temperatura);
 $[X]$ e $[Y]$ = concentração em mol.L^{-1} dos reagentes X e Y;
 a e b são os coeficientes da equação.

Vamos analisar a reação

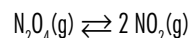
$$v = k [NO]^2 [H_2]$$

A explicação para a existência de um termo elevado ao quadrado é que poderíamos escrever a equação anterior da seguinte forma:



Então, a expressão da velocidade seria $v = k [NO_2][NO_2][H_2]$, que corresponde à expressão apresentada anteriormente $v = k [NO]^2 [H_2]$.

Voltando à nossa reação.



Podemos escrever a expressão da velocidade da reação direta v_1 :

$$v_1 = k_1 [N_2O_4]$$

E a expressão para a reação inversa v_2 será:

$$v_2 = k_2 [NO_2]^2$$

Quando o sistema atinge o equilíbrio, podemos igualar v_1 e v_2 :

$$v_1 = v_2 \Rightarrow k_1 [N_2O_4] = k_2 [NO_2]^2 \Rightarrow \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Como k_1 e k_2 são constantes, então k_1/k_2 também é uma constante. Essa nova constante é chamada constante de equilíbrio, e é simbolizada por K_c .

Para o equilíbrio $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ temos:

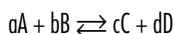
Essa expressão de K_c nos diz que, independentemente das condições iniciais, o resultado do cálculo $\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ é igual a um valor numérico fixo, para uma determinada temperatura.

Na temperatura de 100°C , o valor da concentração de K_c para essa reação é 0,36. Esse valor foi calculado experimentalmente, e toda vez que realizarmos essa reação num sistema fechado à temperatura de 100°C encontraremos sempre esse mesmo valor.

Concluindo:

A expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações é definida como a multiplicação das concentrações, em mol.L^{-1} , dos produtos,

divididas pelas concentrações dos reagentes, todas elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.



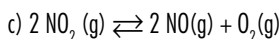
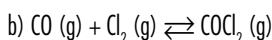
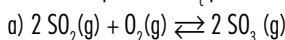
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Observe que o valor da constante de equilíbrio para uma reação, numa determinada temperatura, não depende das concentrações iniciais de reagentes e produtos, e sim de suas concentrações no equilíbrio.

Outro exemplo: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

Atividade 1

Escreva a expressão de K_c para os seguintes equilíbrios:



SIGNIFICADO DE K_c OU CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Qual informação podemos retirar do fato de conhecermos o K_c de uma reação?

Pois bem, se o K_c de uma reação for muito alto, podemos concluir que ao atingir o equilíbrio há muito mais produto do que reagente, logo, trata-se de uma reação de bom rendimento. Por outro lado, para valores de K_c muito baixos, temos que a reação é pouco favorecida, ou seja, no equilíbrio teremos mais reagentes do que produtos.

Exemplo 1

O fósforo, $COCl_2$, é um gás muito tóxico que foi usado como arma durante a Primeira Guerra Mundial. Atualmente, é utilizado na produção de polímeros e inseticidas.

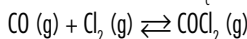
No equilíbrio $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$ temos, a $100^\circ C$:

$$[CO] = 6 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl_2] = 4 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[COCl_2] = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$$

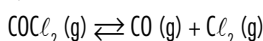
a) Determine o valor de K_c .



substituindo os valores na expressão:

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]} = \frac{0,12}{(6 \times 10^{-5})(4 \times 10^{-7})} = 0,005 \times 10^{12} = 5 \times 10^9$$

b) Determine o valor da constante para o equilíbrio inverso.



$$\text{sendo } K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{5 \times 10^9} = 0,2 \times 10^{-9} = 2 \times 10^{-10}$$

c) Adicione $COCl_2$ em um frasco vazio, a $100^\circ C$, a decomposição em CO e Cl_2 será muito intensa? Justifique.

A questão é saber se a decomposição do $COCl_2$ ocorre facilmente. Isto é possível analisando o valor da sua constante de equilíbrio $K'_c = 2 \times 10^{-10}$. Este valor muito baixo indica que o processo de decomposição do $COCl_2$ é difícil.

Atividade 2

No equilíbrio $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ a $627^\circ C$, a constante K_c vale 0,6. Uma análise apontou os seguintes resultados, em determinado instante:

$$[CO_2] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2] = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CO] = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2O] = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

Com base nessas informações, verifique se o sistema já atingiu o equilíbrio no instante considerado.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Como vimos anteriormente, um sistema, após atingir o equilíbrio, apresenta quantidade constante das substâncias participantes se não houver alterações externas que perturbem esse equilíbrio.

Em 1888, o químico francês Henry Louis Le Chatelier enunciou um princípio que nos permite prever o que ocorrerá a um sistema em equilíbrio quando perturbado.

Princípio de Le Chatelier:

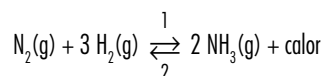
“Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito dessa perturbação.”

Os principais fatores externos que podem influenciar um equilíbrio são:

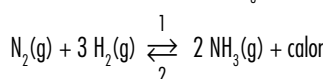
- concentração dos participantes;
- temperatura;
- pressão total do sistema.

Alterando as concentrações

Vamos tomar como exemplo o seguinte sistema em equilíbrio:

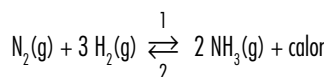


Se adicionarmos a esse sistema uma determinada quantidade de H_2 , o equilíbrio irá se deslocar no sentido de consumir esse H_2 colocado. A reação que consome H_2 é a reação 1 (reação direta). Então, durante um determinado tempo, a velocidade da reação 1 será maior que a velocidade da reação 2 ($v_1 > v_2$), o que acarretará um aumento da concentração de NH_3 .



Após um certo tempo é estabelecido um novo equilíbrio, mas sem alteração no valor da constante K_c .

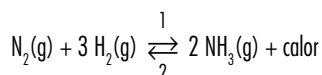
Se aumentarmos a concentração de NH_3 , o sistema irá se deslocar no sentido de consumir esse NH_3 . A reação que consome NH_3 é a reação 2 (reação inversa). Então, durante um certo tempo, $v_2 > v_1$, o que acarretará um aumento da concentração de N_2 e H_2 .



Essas velocidades se tornarão iguais após um certo tempo e o equilíbrio será estabelecido, mas com o mesmo valor para sua constante K_c .

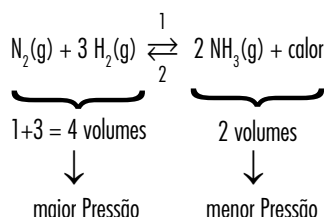
O que ocorrerá com esse equilíbrio se retirarmos NH_3 do sistema?

Segundo o Princípio de Le Chatelier, o sistema terá que anular essa alteração. Para isso ele deverá produzir uma maior quantidade de NH_3 favorecendo assim a reação 1 (reação direta), durante um determinado tempo, até o equilíbrio ser novamente atingido.



Alterando a pressão total do sistema

Em equilíbrios que envolvem gases, poderá haver variações de volume, dependendo da proporção do número de moléculas dado pelos coeficientes da reação. No nosso exemplo temos:



Pelo Princípio de Le Chatelier, um aumento de pressão no sistema deverá deslocar o equilíbrio no sentido de anular essa alteração, ou seja, no sentido de menor pressão, favorecendo no nosso exemplo a reação 1 (reação direta). Logo, o aumento de pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mols gasosos.

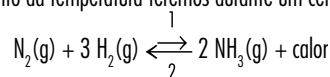
Por outro lado, se diminuirmos a pressão do sistema, ele irá se deslocar no sentido de maior pressão, favorecendo a reação 2 (reação inversa). Logo, a diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado de maior número de mols gasosos.

Quando alteramos a pressão total de um sistema em equilíbrio, ele será perturbado por um tempo e voltará ao equilíbrio sem alteração no valor da constante K_c .

Alterando a Temperatura

Se aumentássemos a temperatura, estaríamos, em outras palavras, fornecendo calor para o sistema. Segundo Le Chatelier o equilíbrio irá se deslocar no sentido de anular esse efeito, ou seja, irá consumir calor. A reação que consome calor é chamada reação endotérmica. No nosso exemplo a reação que consome calor é a reação 2 (reação inversa).

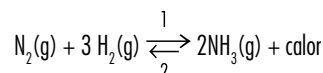
Com o aumento da temperatura teremos durante um certo tempo:



até o equilíbrio ser restabelecido.

Se diminuíssemos a temperatura, estaríamos retirando calor do sistema, com isso o equilíbrio iria se deslocar no sentido de produzir calor. A reação que produz calor é chamada reação exotérmica. No nosso exemplo, a reação que produz calor é a reação 1 (reação direta).

Com a diminuição da temperatura teremos durante um certo tempo:



até o equilíbrio ser restabelecido.

Desta forma, num sistema em equilíbrio, com pressão constante, o aumento da temperatura provoca o deslocamento do equilíbrio no sentido da reação endotérmica. Logo a diminuição da temperatura desloca a reação no sentido inverso, ou seja, no sentido da reação exotérmica.

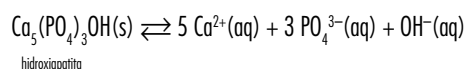
Quando alteramos a temperatura do sistema, estamos alterando a sua energia. Com isso, o novo equilíbrio que será atingido apresentará um novo valor da constante K_c .

Podemos ilustrar a importância do Princípio de Le Chatelier com o exemplo da origem das cáries dentárias.

O esmalte dos dentes é formado por uma substância insolúvel chamada hidroxiapatita.

A destruição dessa substância é chamada de desmineralização.

Na boca há o equilíbrio:



Entretanto, a fermentação dos alimentos, como o açúcar, produz íons H^+ através de um processo ácido. Esses íons retiram OH^- para formar H_2O , de modo que os íons se tornam responsáveis pelo deslocamento do equilíbrio para a direita e, assim, pela destruição do esmalte.

A adição de flúor ajuda a prevenir as cáries porque os íons F^- substituem os íons OH^- do esmalte, formando fluorapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, muito resistente ao ataque de ácidos.

Exemplo II

Considere o equilíbrio: $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a 150°C , em recipiente fechado.

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação.

Como vimos anteriormente, $K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$

Quando temos substâncias no estado sólido, essas não participam da expressão da constante de equilíbrio, pois não apresentam concentração molar.

Logo, para nossa reação: $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{H}_2]^4}$

b) Preveja, justificando, qual será o efeito da adição ao sistema em equilíbrio de:
(I) $H_2(g)$.

Segundo Le Chatelier, o sistema deverá consumir H_2 para retornar ao equilíbrio, favorecendo a reação direta.

(II) $Fe(s)$.

Como o ferro se apresenta no estado sólido, a quantidade dessa substância não afeta o equilíbrio.

(III) Um catalisador.

Catalisador é uma substância adicionada a uma reação para aumentar a sua velocidade, como as enzimas. Ela não influi num sistema em equilíbrio.

Exemplo III

Há dois sistemas gasosos em equilíbrio, cujas constantes de equilíbrio são dadas pelas expressões (I) e (II):

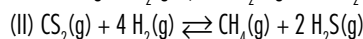
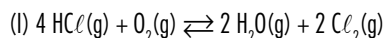
$$(I) \frac{[H_2O]^2 [C\ell_2]^2}{[HCl]^4 [O_2]}$$

$$(II) \frac{[CH_4][H_2S]^2}{[CS_2][H_2]^4}$$

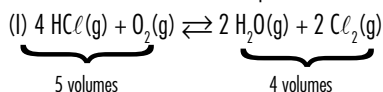
Nessas condições:

a) Escreva a equação para cada um dos sistemas em equilíbrio.

Para o sistema:

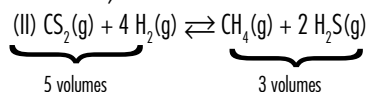


b) Qual será o efeito do aumento de pressão total sobre cada um dos sistemas



O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume.

Logo, favorecerá a reação direta.

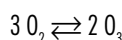


O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume.

Logo, favorecerá a reação direta.

Exemplo IV

Na alta atmosfera ou em laboratório, sob a ação de radiações eletromagnéticas (ultravioleta, onda de rádio etc.), o ozônio é formado através da reação endotérmica:



a) O aumento da temperatura favorece ou dificulta a formação de ozônio? Justifique.

Como, segundo o enunciado, a reação de formação de ozônio é endotérmica, o aumento de temperatura favorecerá essa reação.

Lembre-se: o aumento da temperatura favorece a reação endotérmica.

b) E o aumento da pressão? Justifique.

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume. Logo, favorecerá a reação de formação do ozônio.

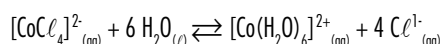
QUÍMICA EM FOCO

Você já viu algum “galinho do tempo”? São aqueles bibelôs na forma de um pequeno galo que, dependendo das condições climáticas, podem ficar na cor azul ou na cor rosa. Se este enfeite estiver na cor rosa é indicio de que provavelmente o tempo ficará chuvoso e fará frio. Mas se ele estiver azul, provavelmente o dia permanecerá quente sem previsões de chuvas.

É bem verdade que a previsão do tempo é algo muito mais complexo que envolve várias variáveis. Atualmente, a meteorologia utiliza de muitos equipamentos que estudam as propriedades da atmosfera para conseguir prever se irá chover ou não, tais como barômetros (medem a pressão do ar), termômetros (medem a temperatura do ar) e higrômetros (medem a umidade).

Assim, os galinhos do tempo na verdade não conseguem determinar as variações do tempo que ocorrerão no futuro; em vez disso, eles apenas servem para registrar as variações do clima no momento. Mas, como ele faz isso?

Bem, esse bibelô possui uma solução aquosa de cloreto de cobalto II em sua superfície, que estabelece o seguinte equilíbrio químico:



O íon $[CoC\ell_4]^{2-}_{(aq)}$ apresenta cor azul, sendo que o seu número de coordenação (quantidade de ânions que cercam o cátion no arranjo cristalino) é 4. Já o íon $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ apresenta cor rosa e seu número de coordenação é igual a 6.

Segundo o Princípio de Le Chatelier, esse equilíbrio pode ser deslocado para a direita, deixando o sal rosa ou para a esquerda, ficando com a cor azul. Existem dois fatores no caso dos “galinhos do tempo” que podem deslocar o equilíbrio iônico dessa reação, que são:

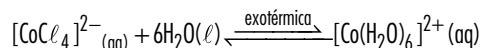
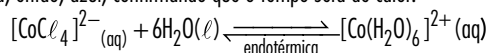
1. Grau de Hidratação

Quando o tempo está seco o sal fica anidro, visto que a quantidade de água na atmosfera é baixa, o equilíbrio se desloca no sentido da reação inversa, de formação da água e do íon $[CoC\ell_4]^{2-}$. Assim, o sal fica azul, indicando que o tempo está seco, sem previsão de chuva.

No entanto, quando o ar está úmido a reação é deslocada no sentido da reação direta, de formação do sal hidratado ($[Co(H_2O)_6]^{2+}$), que é rosa. Portanto, quando o galo fica rosa, indica tempo úmido com possibilidade de chuva.

2. Variação da Temperatura

Em dias quentes (temperatura alta) o equilíbrio da reação se desloca no sentido da reação que absorve calor (endotérmica), que, nesse caso, é a inversa. O galo fica, então, azul, confirmando que o tempo será de calor.



Já em dias frios, a temperatura baixa faz com que o equilíbrio seja deslocado no sentido da reação que libera calor (exotérmica), que, no exemplo considerado

aqui é a direta. Nesse caso, o galinho do tempo fica rosa, confirmando que será um dia frio.

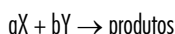
Fogaça, J.. Disponível em : <http://www.brasilecola.com/quimica/como-funciona-galinho-tempo.htm>. Acesso em 14/11/2014

RESUMO

- A maioria das reações, quando realizadas num sistema fechado, são reversíveis. Isto significa dizer que, após um determinado tempo, os produtos reagem entre si produzindo as substâncias iniciais.

- Equilíbrio químico ocorre quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.

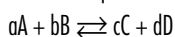
- Considerando a reação genérica:



- A velocidade de uma reação pode ser representada pela expressão:

$$v = k[X]^a[Y]^b$$

- A expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações é definida como a multiplicação das concentrações, em mol.L⁻¹, dos produtos, divididas pelas concentrações dos reagentes, todas elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- Princípio de Le Chatelier: "Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito dessa perturbação."

- Os principais fatores externos estudados que podem influenciar um equilíbrio são: concentração dos participantes; temperatura e pressão total do sistema.

EXERCÍCIOS

1) Dada a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

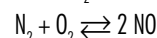
$$K_c = \frac{[NO]^2 [O_2]}{[NO_2]^2}$$

Qual a equação química que está representada nessa expressão?

2) Na equação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, após atingir o equilíbrio químico, podemos concluir a constante de equilíbrio $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$, a respeito da qual é correto afirmar que:

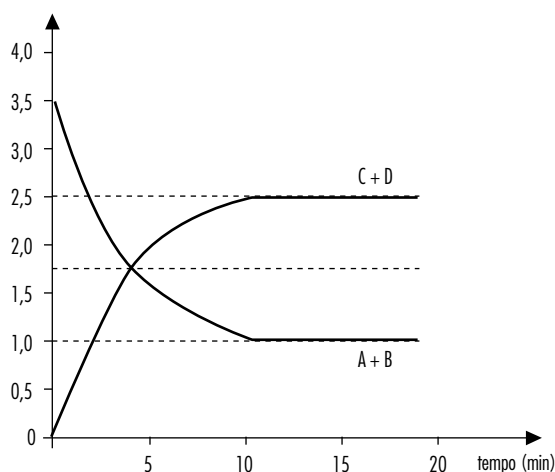
- quanto maior o valor de K_c , menor será o rendimento da reação direta.
- K_c independe da temperatura.
- se as velocidades das reações direta e inversa forem iguais, então $K_c = 0$.
- K_c depende das molaridades iniciais dos reagentes.
- quanto maior for o valor de K_c , maior será a concentração dos produtos.

3) Em altas temperaturas, N_2 reage com O_2 produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 kelvin, a constante do equilíbrio descrito acima é igual a $4,0 \times 10^{-4}$. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N_2 e O_2 forem respectivamente, $4,0 \times 10^{-3}$ e $1,0 \times 10^{-3}$ mol.L⁻¹ qual será a concentração molar de NO no equilíbrio?

4) O gráfico a seguir mostra a variação, em função do tempo, das concentrações de A, B, C e D durante a reação de 3,5 mol.L⁻¹ de A com 3,5 mol.L⁻¹ de B, a 25°C. Observe que as concentrações A, B, C e D para o cálculo de K_c estão indicadas no gráfico.

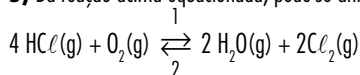


Considerando a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$ o equilíbrio químico foi alcançado aos minutos, e o valor de K_c é _____.

Assinale a alternativa que completa, corretamente, as lacunas.

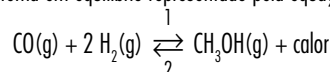
- 5; 1,75
- 10; 2,25
- 5; 6,25
- 20; 1,75
- 10; 6,25

5) Da reação acima equacionada, pode-se afirmar que o equilíbrio:



- desloca-se no sentido 2, se a concentração de gás oxigênio diminuir.
- desloca-se no sentido 2, se a pressão aumentar.
- não se altera, se a pressão diminuir.
- desloca-se no sentido 1, se for adicionado um catalisador.
- desloca-se no sentido 1, se a concentração de Cl_2 aumentar.

6) Considere o sistema em equilíbrio representado pela equação química:



Com base nesse sistema, classifique as afirmativas abaixo em verdadeira ou falsa, em relação ao deslocamento do equilíbrio.

- Desloca para a direita com o aumento da temperatura. ()

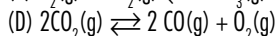
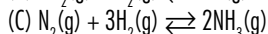
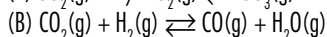
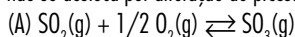
II. Desloca para a esquerda com o aumento da concentração de metanol (CH_3OH). ()

III. Desloca para a direita diminuindo a concentração de hidrogênio. ()

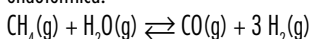
IV. Desloca para a esquerda com a diminuição da temperatura. ()

V. Desloca para a esquerda com o aumento da concentração de monóxido de carbono. ()

7) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. O único sistema que não se desloca por alteração de pressão é:



8) O hidrogênio molecular pode ser obtido, industrialmente, pelo tratamento do metano (CH_4) com o vapor d'água. O processo envolve a seguinte reação endotérmica:



Com relação ao sistema em equilíbrio, pode-se afirmar, corretamente, que:

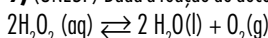
(A) a presença de um catalisador afeta a composição da mistura.

(B) a presença de um catalisador afeta a constante de equilíbrio.

(C) o aumento da pressão diminui a quantidade de metano.

(D) o aumento da temperatura afeta a constante de equilíbrio.

9) (UNESP) Dada a reação de decomposição da água oxigenada que é exotérmica:



A alteração que favorece a formação dos produtos é a elevação da

(A) temperatura

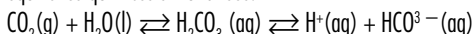
(B) pressão parcial de O_2

(C) concentração de H_2O

(D) pressão

(E) concentração de H_2O_2

10) (FATEC) Para gasificar um refrigerante, injeta-se gás carbônico sob pressão. Parte do gás injetado dissolve-se na solução que constitui o refrigerante, de modo que, ao ser fechada a garrafa, estabelecem-se, entre outros, os seguintes equilíbrios químicos simultâneos:



Ao abrir a garrafa de refrigerante, há escape de gás até se estabelecer um novo estado de equilíbrio.

Afirma-se que esse escape será mais intenso se

I. a garrafa for aberta em uma cidade litorânea em vez de uma cidade montanhosa;

II. forem acrescentadas gotas de suco de limão à solução aquosa que constitui o refrigerante;

III. for acrescentada mais água à solução aquosa do refrigerante.

É correto o que se afirma somente em

(A) I

(B) II

(C) III

(D) I e II

(E) II e III

FATOS E IDEIAS

Terra vai dar o troco por aquecimento, diz cientista

Em A Vingança de Gaia, James Lovelock traça quadro sombrio da mudança climática. Ciência de primeira é mistura duvidosa com futurologia catastrofista.

Em dado momento de seu livro A Vingança de Gaia, o cientista britânico James Lovelock cita o presidente americano Franklin Delano Roosevelt, que liderou seu país de forma vitoriosa durante os anos sombrios da Grande Depressão e da Segunda Guerra Mundial. Ao assumir a presidência, Roosevelt declarou: "Não devemos ter medo de nada, exceto do próprio medo." A ironia da citação torna-se gritante ao longo das páginas do livro, que é um alerta vigoroso e comovente sobre os perigos do aquecimento global: às vezes parece que Lovelock não seguiu o conselho de Roosevelt.

Explica-se: A Vingança de Gaia parte do pressuposto de que a humanidade já pode ter danificado de forma irreversível o sistema intrincado que faz do planeta um lugar acolhedor para as formas de vida. É verdade que pouca gente está mais qualificada do que Lovelock para fazer esse diagnóstico de "médico planetário". Ele é um dos pioneiros nos estudos que tentam enxergar a Terra como um sistema único, interligado de forma complexa e autorreguladora.

As pesquisas de Lovelock sobre a "fisiologia" do planeta abriram caminho para a descoberta de problemas como o buraco na camada de ozônio e o aquecimento global causado pela emissão de combustíveis fósseis. Ainda nos anos 1960, ao trabalhar com a Nasa, ele intuiu (corretamente, como logo comprovariam missões espaciais não tripuladas) que planetas como o Marte e Vênus estavam essencialmente mortos, dado o estado de equilíbrio químico de suas atmosferas.

O britânico, porém, foi além. Lovelock começou a ver o equilíbrio dinâmico do planeta como um esforço (inconsciente, é claro, mas direcionado e poderoso) da Terra inteira para conservar indefinidamente as condições favoráveis aos seres vivos. O planeta, em outras palavras, é um superorganismo que ganhou o nome grego de Gaia, a Mãe Terra da mitologia pagã.

O temor de Lovelock é que a humanidade tenha causado à Mãe Terra uma febre tão incômoda, ao lançar na atmosfera os gases da queima de combustíveis fósseis, que ela se veja forçada a saltar para um novo estado de equilíbrio, bem mais quente que o atual.

Esse estado aquecido, sem precedentes nos últimos 55 milhões de anos, não seria um mero incômodo, do tipo que exige ampliar o número de aparelhos de ar-condicionado per capita. Pelo contrário, a nova Gaia será qualitativamente diversa da atual, fortemente empobrecida em termos de quantidade e diversidade de vida, de tal forma que a própria civilização humana estaria ameaçada. Sobreviveríamos como espécie, é verdade — mas viríamos um punhado de refugiados, empobrecidos e quase selvagens. Numa descrição memorável, o cientista vê uma família migrando pelo deserto rumo a um oásis nas atuais regiões polares, arrastando seu camelo pelas rédeas.

Boa ciência, má futurologia?

Soa absurdo, de fato, mas seria injusto reduzir o livro a esse argumento. Lovelock traça uma explicação magistral de sua teoria de Gaia e expõe os resultados mais recentes da ciência climática com grande clareza. E, do ponto de vista científico, parece difícil discordar da projeção da Terra quente como um lugar mais pobre de vida.

A explicação é simples, e vem do mar. Cobrindo a imensa maioria da superfície do nosso planeta, o oceano, nas regiões tropicais, é um enorme deserto, menos nos lugares perto dos continentes onde substâncias nutritivas vindas da terra firme o fertilizam. Mas, paradoxo dos paradoxos, em águas com temperatura igual ou inferior a cerca de 10 graus Celsius, a vida explode.

O motivo é que, nos mares quentes, forma-se uma camada superficial estável de água morna, que não se mistura com as águas frias e fundas abaixo dela. Acontece que essas águas das profundezas são ricas em nutrientes: sem eles, as algas de uma só célula que capturam a luz do Sol e produzem comida para todos os outros seres marinhos não sobrevivem. Porém, em mares frios, toda a coluna d'água permanece bem misturada o tempo todo, de maneira que nunca falta comida. Assim, se comparada área por área com a atual, a Terra superaquecida é muito mais um deserto do que uma floresta tropical.

Lovelock também acerta em cheio ao dar um tranco na complacência que parece ter tomado conta da civilização ocidental. Ele deixa claro que não há a ideia de que será possível vencer o desafio do aquecimento global sem alterar um milímetro dos atuais padrões de vida e consumo, dirigindo a mesma quantidade absurda de carros ou usando a mesma quantidade obscena de terras para cultivo e criação intensivos, enquanto as florestas tropicais, essenciais para o sistema climático, vão sendo derrubadas.

Mas Lovelock também tem suas bordoadas preparadas para o movimento ambientalista, cujo medo paranoico da energia nuclear e dos “produtos químicos” pode, na verdade, ter agravado a crise do clima. A tecnologia nuclear, como mostra o cientista de forma persuasiva, é essencialmente segura e causa dano quase nulo ao sistema climático. Usar a energia do vento, das marés e do Sol pode até ser o futuro, mas não podemos nos dar ao luxo de esperar que essas tecnologias amadureçam para agir, alerta ele.

A nota de urgência na voz de Lovelock é justificada. Mas o livro perde sua estatura moral normalmente alta quando o autor deixa de lado o rigor científico e mostra como muito provável a iminência de um desastre climático repentino e irreversível. Por enquanto, podemos dizer sem medo de errar que a mudança será perturbadora, empobrecedora e altamente desagradável — mas não catastrófica. Ao carregar nas tintas e usar o medo como arma de conscientização, Lovelock corre o risco de atrair um efeito colateral dos mais indesejáveis: tirar do público a sensibilidade diante de um problema muito real quando os desastres não vierem. É uma corda bamba na qual todos nós teremos de aprender a caminhar.

Reinaldo José Lopes. Publicado em 20/05/2007 por g1.globo.com. <<http://g1.globo.com/Noticias/Ciencia/0,,MUL39367-5603,00.html>>. Acesso em 10 de agosto de 2008

GABARITO :: ATIVIDADES

$$1) a) K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$$

$$b) K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$$

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

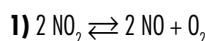
2) De acordo com o equilíbrio apresentado, a expressão de equilíbrio será:

$$\frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{1,2 \times 0,4}{0,2 \times 0,3} = 8$$

Como esse valor é diferente da constante ($K_c = 0,6$), o sistema não atingiu o equilíbrio.

3) a) Como, segundo o enunciado, a reação de formação de ozônio é endotérmica, o aumento de temperatura favorecerá essa reação.

b) O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume. Logo, favorecerá a reação de formação do ozônio.

GABARITO :: EXERCÍCIOS

2) E

3) $4,010^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

4) E

5) A

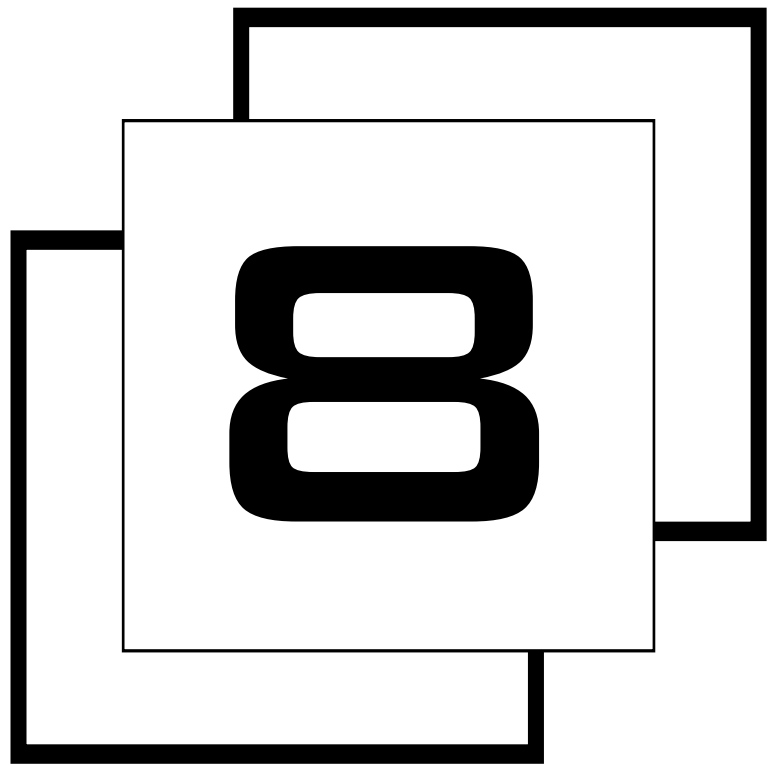
6) F, V, F, F, F

7) B (porque o número de mols gasosos é igual nos dois membros da equação)

8) D

9) E

10) B



EXERCÍCIOS

:: Objetivos ::

As questões a seguir devem ser resolvidas e entregues, numa folha em separado, à medida que forem solicitadas pelo professor.

O professor as corrigirá e verificará quais assuntos foram apreendidos e quais devem ser revistos.

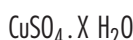
1) (PUC RJ / 2015) Assumindo que uma amostra de gás oxigênio puro, encerrada em um frasco, se comporta idealmente, o valor mais próximo da densidade, em g/L, desse gás a 273 K e 1,0 atm é:

- (A) 1,0
(B) 1,2
(C) 1,4
(D) 1,6
(E) 1,8

2) (UERJ / 2015) Em 1815, o médico inglês William Proust formulou a hipótese de que as massas atômicas de todos os elementos químicos corresponderiam a um múltiplo inteiro da massa atômica do hidrogênio. Já está comprovado, porém, que o cloro possui apenas dois isótopos e que sua massa atômica é fracionária. Os isótopos do cloro, de massas atômicas 35 e 37, estão presentes na natureza, respectivamente, nas porcentagens de:

- (A) 55% e 45%
(B) 65% e 35%
(C) 75% e 25%
(D) 85% e 15%

3) (UERJ 2015) A proporção de moléculas de água presentes na forma hidratada de um sal pode ser representada da seguinte forma, na qual X corresponde ao número de mols de água por mol desse sal:

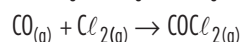
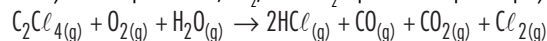


Uma amostra de 4,99 g desse sal hidratado foi aquecida até que toda a água nela contida evaporou, obtendo-se uma massa de 3,19 g de sulfato de cobre II. O número de mols de água por mol de sulfato de cobre II na composição do sal hidratado equivale a:

- (A) 2
(B) 5
(C) 10
(D) 20

4) (UEPA / 2014) O processo de lavagem a seco ocorre sob uma determinada temperatura, e isso está diretamente relacionado ao solvente utilizado. Por exemplo, quando o solvente é o tetracloreto (C_2Cl_4), comercialmente conhecido como percloroetileno, é usado largamente na indústria de lavagem a seco como agente de limpeza, a melhor temperatura para aquecer o ar que circula no tambor da máquina é de 60°C. Se essa temperatura não for alcançada, algumas roupas podem não ficar completamente secas ao final do processo; se ficar acima, a roupa poderá enrugar, e alguns tecidos mais sensíveis poderão ser danificados.

Quando os vapores de percloroetileno são expostos a situações de elevada temperatura, acima de 600°C, na presença de oxigênio e água, observa-se a formação das espécies HCl , CO_2 , CO e C_2Cl_2 representadas pelas equações:



Dados:

$\text{H}=1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{C}=12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\text{O}=16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{Cl}=35,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Marque a alternativa correta:

(A) $\text{C}_2\text{Cl}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ é uma reação de síntese.

(B) O monóxido de carbono é um óxido básico, enquanto que CO_2 é um óxido ácido.

(C) A reação: $\text{CO}(\text{g}) + \text{C}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{COC}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ corresponde a uma reação de dupla troca.

(D) O C_2Cl_2 é formado tanto por ligação covalente, quanto por ligação iônica.

(E) As espécies C_2Cl_4 , O_2 e H_2O possuem massas moleculares, respectivamente: 166; 32 e $18\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5) (UERJ 2014)

Cientistas podem ter encontrado o bóson de Higgs, a “partícula de Deus”

Os cientistas ainda precisam confirmar que a partícula que encontraram se trata, de fato, do bóson de Higgs. Ela ganhou o apelido de “partícula de Deus” por ser considerada crucial para compreender a formação do universo, já que pode explicar como as partículas ganham massa. Sem isso, nenhuma matéria, como as estrelas, os planetas e até os seres humanos, existiria.

Adaptado de g1.globo.com, 04/07/2012.

O bóson de Higgs, apesar de ser uma partícula fundamental da natureza, tem massa da ordem de 126 vezes maior que a do próton, sendo, portanto, mais pesada do que a maioria dos elementos químicos naturais.

O símbolo do elemento químico cuja massa é cerca de metade da massa desse bóson é:

- (A) Cu
(B) I
(C) Mo
(D) Pb

6) (PUC-RJ / 2014) Oxigênio é um elemento químico que se encontra na natureza sob a forma de três isótopos estáveis: oxigênio 16 (ocorrência de 99%); oxigênio 17 (ocorrência de 0,60%) e oxigênio 18 (ocorrência de 0,40%). A massa atômica do elemento oxigênio, levando em conta a ocorrência natural dos seus isótopos, é igual a:

- (A) 15,84
(B) 15,942
(C) 16,014
(D) 16,116
(E) 16,188

7) (UFRGS / 2014) A tabela a seguir contém alguns dados sobre as substâncias ácido acetilsalicílico, paracetamol e dipirona sódica, utilizadas como fármacos analgésicos.

Substância	Ácido acetilsalicílico	Paracetamol	Dipirona sódica
Fórmula	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	$\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$	$\text{C}_{13}\text{H}_{16}\text{O}_4\text{N}_3\text{SNa}$
Massa Molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	180	151	333

Levando em conta três amostras que contêm, cada uma, 10 g de uma dessas substâncias puras, considere as afirmações, abaixo, sobre elas.

I. A amostra de paracetamol apresentará o maior número de mols de substância.

II. A amostra de dipirona apresentará a maior massa de oxigênio.

III. As amostras de ácido acetilsalicílico e de dipirona apresentarão o mesmo número de mols de átomos de oxigênio.

Quais estão corretas?

- (A) Apenas I.
(B) Apenas II.
(C) Apenas I e III.
(D) Apenas II e III.
(E) I, II e III.

8) (UNIMONTES / 2014) Um procedimento depende de 0,9g de sulfato cúprico anidro, CuSO_4 porém tem-se disponível o sulfato cúprico penta-hidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Para a realização do procedimento, deve-se pesar uma quantidade de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. aproximadamente, igual a

- (A) 0,58 g.
(B) 1,56 g.
(C) 1,41 g.
(D) 0,90 g.

9) (CEFET-MG / 2014) Uma substância formada por fósforo e oxigênio apresenta, em sua estrutura química, uma razão de 0,4 mols de átomos de fósforo para cada mol de átomos de oxigênio. Sua fórmula química simplificada é

- (A) $\text{P}_{0,4}\text{O}$
(B) PO_2
(C) P_2O
(D) P_2O_5
(E) P_3O_2

10) (PUC-RJ / 2012) Diariamente diversos gases são lançados na atmosfera, contribuindo para o aumento da poluição atmosférica. Considere que as amostras de gases poluentes indicadas na tabela possuem comportamento ideal e encontram-se, cada um, em recipientes fechados de 1 L na mesma temperatura.

Amostra	Massa molar
10 g de CO	CO = 28 g/mol
10 g de CO_2	CO_2 = 44 g/mol
60 g de NO	NO = 30 g/mol
50 g de NO_2	NO_2 = 46 g/mol
80 g de SO_3	SO_3 = 80 g/mol

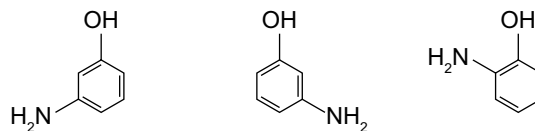
A amostra que exerce maior pressão é a de:

- (A) monóxido de carbono.
(B) dióxido de carbono.
(C) monóxido de nitrogênio.
(D) dióxido de nitrogênio.
(E) trióxido de enxofre.

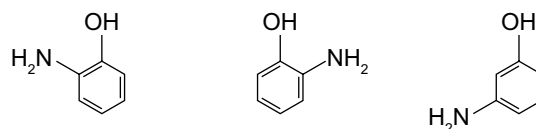
11) (UERJ 2013) Aminofenóis são compostos formados pela substituição de um ou mais átomos de hidrogênio ligados aos carbonos do fenol por grupamentos NH_2 . Com a substituição de apenas um átomo de hidrogênio, são formados três aminofenóis distintos.

As fórmulas estruturais desses compostos estão representadas em:

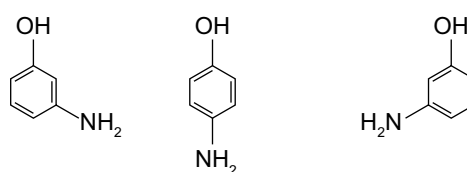
(A)



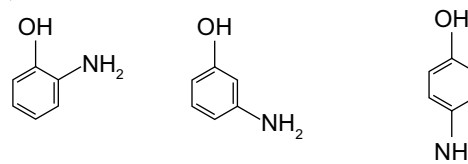
(B)



(C)

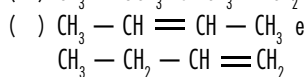
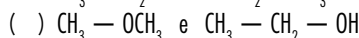
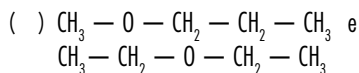
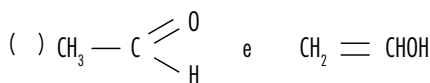


(D)



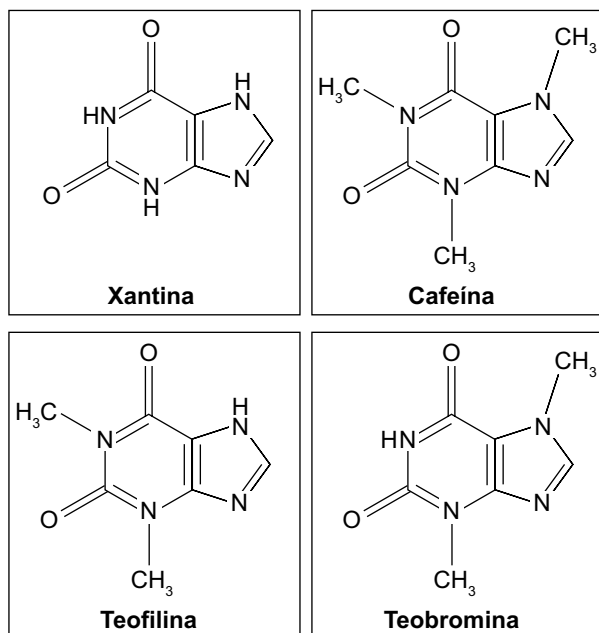
12) (IBMECRJ / 2013) Relacione o tipo de isomeria com as estruturas apresentadas a seguir. Depois, assinale a alternativa que corresponda à sequência correta obtida:

1. Tautomeria
2. Isomeria de posição
3. Metameria
4. Isomeria funcional



- (A) 1, 3, 4, 2
(B) 1, 3, 2, 4
(C) 1, 4, 3, 2
(D) 4, 1, 3, 2
(E) 3, 4, 1, 2

13) (PUC - RS / 2013) Analise o texto, as fórmulas e as afirmativas a seguir. A erva-mate é usada tradicionalmente pelos povos sul-americanos para a preparação de bebidas como o chimarrão, o chá de mate e o tererê, entre outras. As propriedades estimulantes dessas bebidas estão relacionadas à presença de alguns alcaloides derivados da xantina, entre os quais a teofilina, a teobromina e, principalmente, a cafeína. As estruturas desses compostos orgânicos são mostradas a seguir.



Com base nessas informações, é correto afirmar que

Dados: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

- (A) A cafeína tem menor massa molar do que a teofilina.
 (B) A cafeína e a teobromina são isômeros geométricos, sendo a teobromina o isômero *trans*.
 (C) A teofilina e a teobromina são isômeros, e por isso as massas molares desses alcaloides são iguais.
 (D) A xantina e a cafeína têm átomos de carbono distribuídos de maneiras diferentes, sendo isômeros de posição.
 (E) Na xantina, as ligações químicas N-H são iônicas porque há grande diferença de eletronegatividade entre esses elementos.

14) (FGV / 2013) Um experimento quantitativo foi feito empregando-se uma bomba calorimétrica, que é um dispositivo calibrado para medidas de calor de reação. Em seu interior, colocou-se uma certa quantidade de um alceno e sua reação de combustão completa liberou 555 kJ e 18,0 g de água. Sabendo-se que a entalpia de combustão desse hidrocarboneto é $-2\,220\text{ kJ mol}^{-1}$, é correto afirmar que sua fórmula molecular é

- (A) CH_4 .
 (B) C_2H_4 .
 (C) C_2H_6 .
 (D) C_3H_6 .
 (E) C_3H_8 .

15) (UERJ / 2013) Substâncias com calor de dissolução endotérmico são empregadas na fabricação de balas e chicletes, por causarem sensação de frescor. Um exemplo é o xilitol, que possui as seguintes propriedades:

Propriedade	Valor
massa molar	152 g/mol
entalpia de dissolução	+ 5,5 kcal/mol
solubilidade	60,8 g/100 g de água a 25 °C

Considere M a massa de xilitol necessária para a formação de 8,04 g de solução aquosa saturada de xilitol, a 25 °C. A energia, em quilocalorias, absorvida na dissolução de M corresponde a:

- (A) 0,02
 (B) 0,11
 (C) 0,27
 (D) 0,48

16) (PUC-RS / 2013) Com base na análise das equações a seguir, que representam reações de combustão do metano e as respectivas entalpias.

- I. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H = -802\text{ kJ/mol}$
 II. $\text{CH}_4(\text{g}) + 3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H = -520\text{ kJ/mol}$
 III. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \Delta H = -408,5\text{ kJ/mol}$

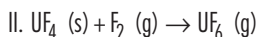
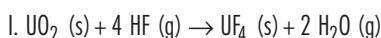
Com base na análise feita, é correto afirmar que

- (A) A equação I representa combustão completa, e consome 802kJ de calor por grama de metano queimado.
 (B) A equação II representa a combustão completa do metano, produzindo monóxido de carbono, que é muito tóxico.
 (C) Em ambiente suficientemente rico em oxigênio, é possível obter aproximadamente 50kJ de calor por grama de metano queimado.
 (D) A equação III representa a combustão incompleta que produz fuligem e libera 34kJ de calor a cada grama de combustível queimado.
 (E) As três reações representadas necessitam de uma fonte de energia, como uma fagulha ou faísca, para iniciarem, e por essa razão são endotérmicas.

Texto para a próxima questão:

Deverá entrar em funcionamento em 2017, em Iperó, no interior de São Paulo, o Reator Multipropósito Brasileiro (RMB), que será destinado à produção de radioisótopos para radiofármacos e também para produção de fontes radioativas usadas pelo Brasil em larga escala nas áreas industrial e de pesquisas. Um exemplo da aplicação tecnológica de radioisótopos são sensores contendo fonte de amerício-241, obtido como produto de fissão. Ele decai para o radioisótopo neptúnio-237 e emite um feixe de radiação. Fontes de amerício-241 são usadas como indicadores de nível em tanques e fornos mesmo em ambiente de intenso calor, como ocorre no interior dos altos fornos da Companhia Siderúrgica Paulista (COSIPA).

A produção de combustível para os reatores nucleares de fissão envolve o processo de transformação do composto sólido UO_2 ao composto gasoso UF_6 por meio das etapas:



(Adaptado de www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2012/02/reator-deve-garantir-autossuficiencia-brasileira-em-radiofarmacos-a-partir-de-2017 e H. Barcelos de Oliveira, Tese de Doutorado, IPEN/CNEN, 2009, in: www.pelicano.ipen.br)

17) (FGV / 2014) Considere os dados da tabela:

Substância	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{UO}_2 (\text{s})$	-1 100
$\text{UF}_4 (\text{s})$	-1 900
$\text{UF}_6 (\text{g})$	-2 150
$\text{HF} (\text{g})$	-270
$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	-242

O valor da entalpia padrão da reação global de produção de 1 mol de UF_6 por meio das etapas I e II, dada em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ é igual a

- (A) -454.
(B) -764.
(C) -1 264.
(D) +454.
(E) +1 264.

18) O botulismo, intoxicação alimentar que pode levar à morte, é causado por toxinas produzidas por certas bactérias, cuja reprodução ocorre nas seguintes condições: é inibida por pH inferior a 4,5 (meio ácido), temperaturas próximas a 100°C , concentrações de sal superiores a 10% e presença de nitritos e nitratos como aditivos.

Levando-se em conta os fatores que favorecem a reprodução das bactérias responsáveis pelo botulismo, mencionados no item anterior, conclui-se que as toxinas que o causam têm maior chance de ser encontradas:

- (A) nos alimentos, logo após terem sido fervidos
(B) nas linguiças fabricadas com nitrito e nitrato de sódio
(C) em conservas com concentração de 2g de sal em 100g de água
(D) no suco de limão, cujo pH varia de 2,5 a 3,6
(E) no charque (carne salgada e seca ao sol)

19) Em um balão volumétrico de 250 mililitros, após a adição de 1,00g de hidróxido de sódio sólido, o volume é completado com água destilada. A solução assim obtida tem concentração de ... X ...g/ℓ sendo mais ... Y ... do que outra solução de concentração 0,25mol/ℓ, da mesma base.

Para completar corretamente o texto acima, deve-se substituir X e Y, respectivamente, por:

- (A) 4,00 e diluída
(B) 3,00 e concentrada
(C) 2,50 e diluída
(D) 2,00 e concentrada
(E) 1,00 e diluída

20) Na fórmula: $\text{H}_2\text{C} \dots \text{x} \dots \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \dots \text{y} \dots \text{N}$ 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.

21) (FUVEST 2010) Um estudante desejava estudar, experimentalmente, o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma transformação química. Essa transformação pode ser representada por:



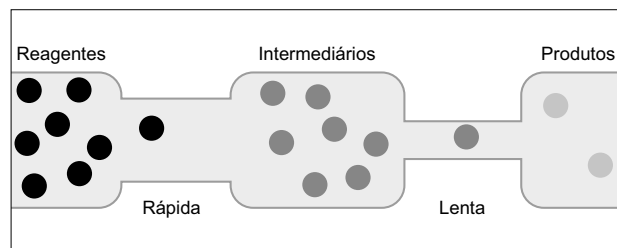
Após uma série de quatro experimentos, o estudante representou os dados obtidos em uma tabela:

	Número do experimento			
	1	2	3	4
temperatura ($^\circ\text{C}$)	15	20	30	10
massa de catalisador (mg)	1	2	3	4
concentração inicial de A (mol/L)	0,1	0,1	0,1	0,1
concentração inicial de B (mol/L)	0,2	0,2	0,2	0,2
tempo decorrido até que a transformação se completasse (em segundos)	47	15	4	18

Que modificação deveria ser feita no procedimento para obter resultados experimentais mais adequados ao objetivo proposto?

- (A) Manter as amostras à mesma temperatura em todos os experimentos.
(B) Manter iguais os tempos necessários para completar as transformações.
(C) Usar a mesma massa de catalisador em todos os experimentos.
(D) Aumentar a concentração dos reagentes A e B.
(E) Diminuir a concentração do reagente B.

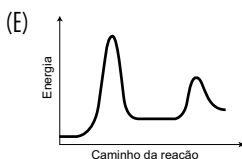
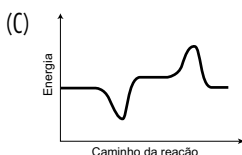
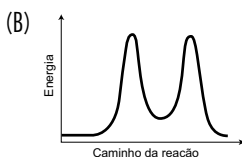
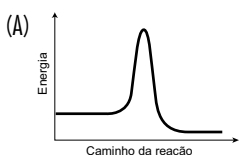
22) (UNESP 2011) Um professor de química apresentou a figura como sendo a representação de um sistema reacional espontâneo.



FIGURA

Em seguida, solicitou aos estudantes que traçassem um gráfico da energia em função do caminho da reação, para o sistema representado.

Para atender corretamente à solicitação do professor, os estudantes devem apresentar um gráfico como o que está representado em



23) (ENEM 2ª aplicação 2010)

Cientistas da Austrália descobriram um meio de produzir roupas que se limpam sozinhas. A equipe de pesquisadores usou nanocristais de dióxido de titânio (TiO_2) que, sob ação da luz solar, são capazes de decompor as partículas de sujeira na superfície de um tecido. O estudo apresentou bons resultados com fibras de algodão e seda. Nesses casos, foram removidas manchas de vinho, bastante resistentes. A nanocamada protetora poderá ser útil na prevenção de infecções em hospitais, uma vez que o dióxido de titânio também mostrou ser eficaz na destruição das paredes celulares de microrganismos que provocam infecções. O termo nano vem da unidade de medida nanômetro, que é a bilionésima parte de 1 metro.

Veja. Especial Tecnologia. São Paulo: Abril, set. 2008 (adaptado).

A partir dos resultados obtidos pelos pesquisadores em relação ao uso de nanocristais de dióxido de titânio na produção de tecidos e considerando uma possível utilização dessa substância no combate às infecções hospitalares, pode-se associar que os nanocristais de dióxido de titânio

- (A) são pouco eficientes em ambientes fechados e escuros.
- (B) possuem dimensões menores que as de seus átomos formadores.
- (C) são pouco eficientes na remoção de partículas de sujeira de natureza orgânica.
- (D) destroem microrganismos causadores de infecções, por meio de osmose celular.
- (E) interagem fortemente com material orgânico devido à sua natureza apolar.

24)

"Em 1898, aos 25 anos, Santos Dumont construiu o balão 'Brasil', que apresentava forma esférica e a sua cor, quase transparente, se devia à criatividade de Santos Dumont, que adotou a seda japonesa, mais resistente e mais leve, para sua construção. O balão depois de pronto, apresentava volume igual a 113 metros cúbicos de gás hidrogênio e área da superfície igual a 113 metros quadrados de seda japonesa."

(Texto adaptado de "A vida de grandes brasileiros - 7: SANTOS DUMONT". São Paulo: Editora Três, 1974)

Segundo os pesquisadores, o gás hidrogênio usado no balão "Brasil" é um combustível "mais limpo" do que os combustíveis fósseis tradicionais, pois na queima libera água.

O gás hidrogênio é considerado "combustível limpo", pois sua queima

- (A) libera água, assim como os combustíveis fósseis, provocando a chuva ácida.
- (B) libera água que não produz grandes impactos na concentração do ar atmosférico.
- (C) emite vapor de água que pode ser reaproveitado na combustão do motor do automóvel.
- (D) libera vapor de água que produz combustão em motores a diesel.
- (E) libera gases poluentes e tóxicos aos fósseis.

25) Bicarbonato de sódio e leite de magnésia são dois antiácidos muito utilizados. Sabendo que o leite de magnésia apresenta pH aproximadamente 10 e que é cerca de 100 vezes mais alcalino que uma certa solução de bicarbonato de sódio, pode-se afirmar que o valor do pH dessa solução de bicarbonato de sódio, nas mesmas condições de temperatura, é:

- (A) 14.
- (B) 13.
- (C) 11.
- (D) 10.
- (E) 8.

GABARITO

- 1) C
- 2) C
- 3) B
- 4) E
- 5) A
- 6) C
- 7) A
- 8) C
- 9) D
- 10) C
- 11) D
- 12) A
- 13) C
- 14) E
- 15) B
- 16) C
- 17) A
- 18) C
- 19) A
- 20) E
- 21) C
- 22) D
- 23) A
- 24) B
- 25) E

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1A												III A	IV A	V A	VI A	VII A	2
1	2,1											5	6	7	8	9	10
H	1,0											B	C			F	Ne
3	1,0	4										10,8	12,0	14,0	16,0	19,0	20,1
Li	6,9											13	14	15	16	17	18
11	0,9	12										Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	23,0	Mg										27,0	28,1	31,0	32,1	35,5	39,9
19	0,8	20	1,0									31	32	33	34	35	36
K	39,1	Ca										Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	0,8	38	1,0									69,7	72,5	74,9	79,0	79,9	83,8
Rb	85,5	Sr										1,7	50	51	52	53	54
55	0,7	56	0,9									114,8	118,7	121,8	127,6	126,9	131,3
Cs	132,9	Ba										In	Sn	Sb	Te	I	Xe
87	0,7	88	0,9									113	114	115	116	117	118
Fr	223,0	Ra										Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
												(284)	(289)	(288)	(293)	(294)	(294)

TABELA PERIÓDICA
Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do Carbono
Escala Pauling de Eletonegatividade

Série dos Lantanídeos

57	1,1	58	1,1	59	1,1	60	1,1	61	1,1	62	1,2	63	1,2	64	1,2	65	1,2	66	1,2	67	1,2	68	1,2	69	1,2	70	1,2	71	1,2
La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu	
138,9		140,1		140,9		144,2		(145,0)		150,4		152,0		157,2		158,9		162,5		164,9		167,3		168,9		173,0		175,0	

Série dos Actínídeos

89	1,1	90	1,3	91	1,5	92	1,7	93	1,3	94	1,3	95	1,3	96	1,3	97	1,3	98	1,3	99	1,3	100	1,3	101	1,3	102	1,3	103	
Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr	
(227)		232,0		(231)		238,0		(237)		(244)		(243)		(247)		(247)		(251)		(252)		(257)		(258)		(259)		(262)	

Número Atômico

Eletonegatividade

Ordem crescente de energia em subníveis:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

Símbolo

Série de reatividade decrescente:

Metais: K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, H, Cu, Hg, Ag, Au

Não-metais: F, O, Cl, Br, I, S

Massa Atômica Aproximada