



Quí mica

PVC

PRÉ-VESTIBULAR CECIERJ | volume 2

Isabella R. Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal



Quí mica

PVC

PRÉ-VESTIBULAR CECIERJ | volume 2

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador

Cláudio Castro

Secretário de Estado de Ciência, Tecnologia e Inovação

João Carrilho

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente

Rogério Tavares Pires

Vice-Presidente de Educação

Superior a Distância

Caroline Alves da Costa

Pré-Vestibular Social

Diretor

Luiz Fernando Jardim Bento

Elaboração de conteúdo

Isabella R. Faria

Fabiano Lins da Silva

Samira G. M. Portugal

Biblioteca

Any Bernstein, Simone da Cruz Correa de Souza
e Vera Vaní Alves de Pinho

cecierj.edu.br/pre-vestibular-social/

Material Didático

Diretor de Material Didático

Ulisses Schnaider Cunha

Diretora de Design Instrucional

Diana Castellani

Diretora de Material Impresso

Bianca Giacomelli

Projeto gráfico

Cristina Portella e Maria Fernanda de Novaes

Ilustração da capa

Renan Alves

Design instrucional

Vittorio Lo Bianco e

Flávia Busnardo

Revisão linguística

Mariana Caser e Yana Gonzaga

Diagramação

Maria Fernanda de Novaes

Tratamento de imagens e ilustrações

André Amaral

Produção gráfica

Fabio Rapello

FICHA CATALOGRÁFICA

P922

Pré-Vestibular CECIERJ I. Química I. Volume 2 / Isabella R. Faria, Fabiano Lins da Silva, Samira G. M. Portugal. – Rio de Janeiro: Fundação Ciecierj, 2022.
188 p.; 21 x 28 cm.

ISBN: 978-85-458-0265-5

1. Pré-Vestibular Ciecierj. 2. Química. 3. Química orgânica. 4. Reações químicas.
5. Cálculos químicos. 6. Reações químicas. 7. Termoquímica. 8. Cinética química. 9. Equilíbrio químico. I. Faria, Isabela R.. II. Silva, Fabiano Lins da. III. Portugal, Samira G. M. 1. Título.

CDD: 540



Esta obra está licenciada com uma Licença Creative Commons Atribuição - Não Comercial - Sem Derivações 4.0 Internacional (CC BY-NC-ND 4.0). Reservados todos os direitos mencionados ao longo da obra.

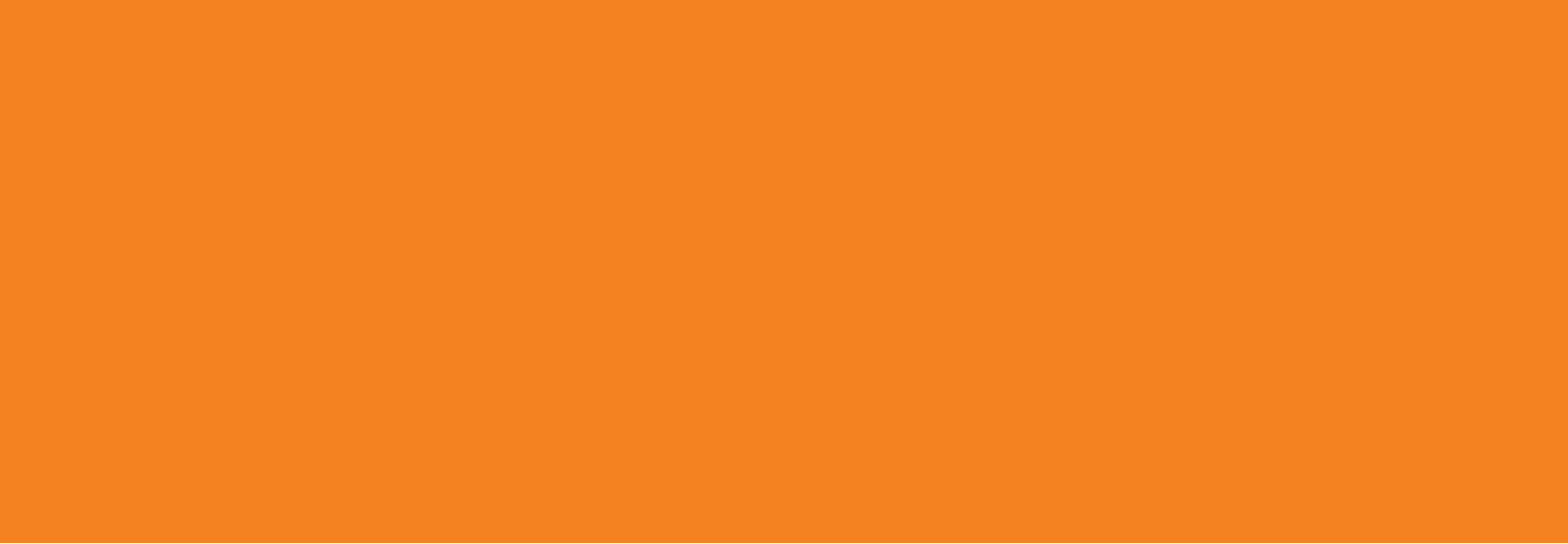
Proibida a venda.

Referências bibliográficas e catalogação na fonte de acordo com as normas da ABNT. Texto revisado segundo o Novo Acordo Ortográfico da Língua Portuguesa.

Química

sumário

1.	Química Orgânica: as moléculas com carbono	7
2.	Reações químicas	55
3.	Cálculos químicos: números que nos permitem ver	93
4.	Soluções: as misturas homogêneas e suas propriedades	117
5.	Termoquímica e cinética química	145
6.	Equilíbrio químico: a natureza dinâmica	175



Apresentação

Caros alunos,

Já descobrimos vários aspectos interessantes da Química e, com eles, como essa ciência é fundamental em nossas vidas. Neste segundo volume do nosso material didático, vamos aprender um pouco mais sobre Química Geral e sobre dois outros ramos: a Química Orgânica e a Físico-Química. Vamos relacionar as transformações químicas com a quantidade de calor absorvido ou liberado, quantificar as substâncias envolvidas nas reações químicas e vários fatores relacionados com as transformações dos reagentes em produtos.

Na Química Orgânica, vamos estudar as moléculas básicas que constituem os diferentes organismos e que são fundamentais para a vida. Já na Físico-Química, veremos diferentes aspectos dos sistemas que estão presentes no nosso dia a dia. Vamos aprender como as quantidades das substâncias envolvidas em um processo químico estão relacionadas, como podemos expressar as concentrações das soluções, a energia e a velocidade de uma transformação química.

Mais uma vez, esperamos que esse material didático possa ajudá-los a compreender a constituição dos sistemas vivos, os processos de transformação de tudo que envolve a química no nosso cotidiano e mostrar-lhes como essa ciência é fundamental no nosso dia a dia.

Não se esqueça de que este material é complementar à atividade dos mediadores, e a nossa proposta é que ele sirva de condutor e facilitador do seu processo de aprendizagem.

Bons estudos a todos!

Química Orgânica: as moléculas com carbono

01

metas

Apresentar as principais características do átomo de carbono e suas ligações, assim como a representação das cadeias carbônicas, as principais funções orgânicas, alguns tipos de isomeria e polímeros.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- reconhecer as principais características do átomo de carbono;
- identificar as diferentes ligações covalentes do carbono;
- 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;
- identificar alguns tipos de polímeros.

Introdução

A Química Orgânica é a química dos compostos orgânicos, ou seja, aqueles que possuem átomo de carbono. Você vai encontrá-los nos alimentos, perfumes, remédios, cosméticos, assim como nos plásticos, nas fibras, nas tintas e nos vernizes. Existe uma infinidade de compostos orgânicos que constituem os seres vivos, inclusive os nossos corpos! As longas moléculas de DNA, as proteínas, os lipídeos e várias moléculas importantes para os organismos vivos são compostos orgânicos.

Um marco na história da Química Orgânica foi a síntese da ureia, realizada por Friedrich Wöhler, em 1828. Ela refutou a teoria da força vital, aceita na época, segundo a qual apenas organismos vivos eram capazes de sintetizar compostos orgânicos. A partir da síntese da ureia, novos compostos orgânicos começaram a ser sintetizados e a Química Orgânica foi impulsionada.

lá na plataforma

Veja, lá na plataforma, um vídeo sobre a história da Química Orgânica.

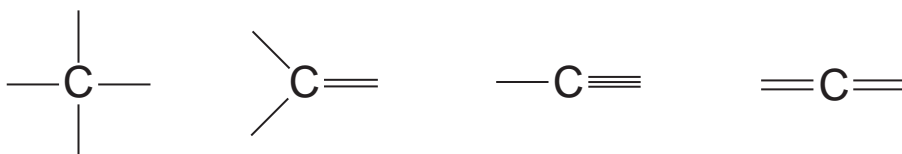
Características do átomo de carbono

Foi August Kekulé, um dos pioneiros no estudo do carbono, quem lançou as bases fundamentais para entendermos a estrutura e o comportamento químico desse elemento.

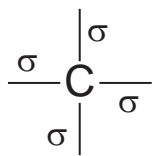
Mas o que o carbono tem de especial? A capacidade de estabelecer ligações químicas formando cadeias carbônicas estáveis de diversas formas e tamanhos. Hoje, são conhecidos milhões de compostos orgânicos.

De acordo com o que já estudamos, precisamos ter em mente o que se segue.

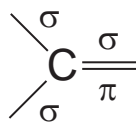
- I. O carbono é tetravalente, ou seja, realiza quatro ligações covalentes estáveis e de várias formas diferentes.



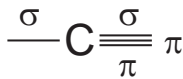
II. As ligações que o carbono estabelece podem ser do tipo σ (sigma) ou π (pi).



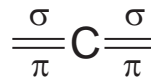
4 ligações σ



3 ligações σ
1 ligação π



2 ligações σ
2 ligações π



2 ligações σ
2 ligações π

Em resumo, podemos dizer isto que está em destaque no box a seguir:

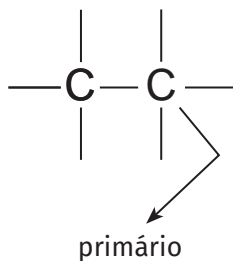
// atenção

O carbono é tetravalente e estabelece ligações simples, duplas e triplas, que podem ser do tipo σ ou π .

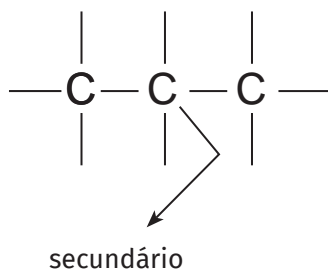
Classificação do átomo de carbono

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 desse fato, cada carbono pode ser classificado como:

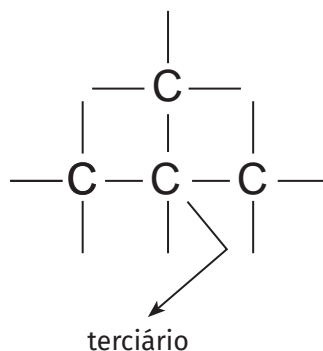
I. *Carbono primário*: ligado a, no máximo, um outro carbono.



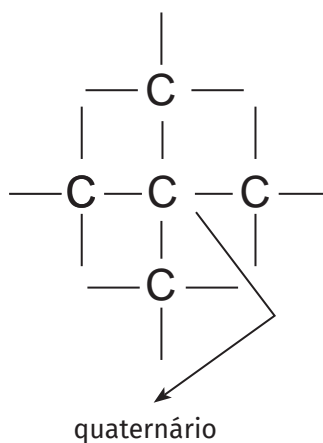
II. *Carbono secundário*: ligado a dois outros carbonos.



III. *Carbono terciário*: ligado a três outros carbonos.

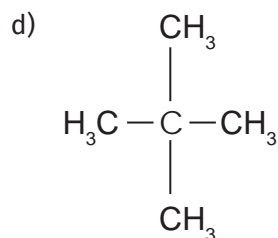
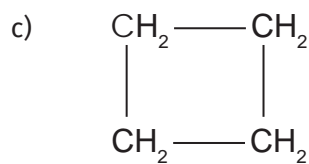
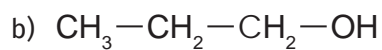
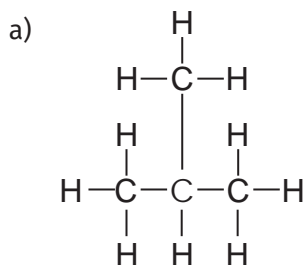


IV. *Carbono quaternário*: ligado a quatro outros carbonos.



Atividade

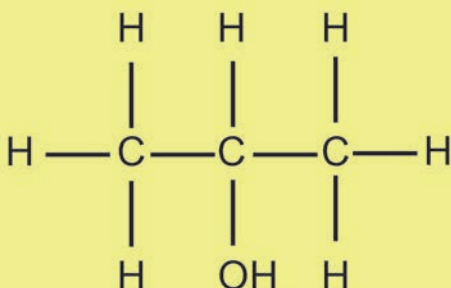
1. Classifique os carbonos destacados como *primário* (P), *secundário* (S), *terciário* (T) ou *quaternário* (Q) nas cadeias a seguir: (Anote as respostas em seu caderno.)



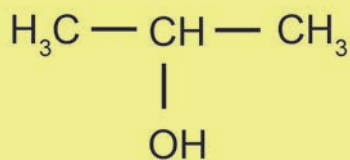
Representação das cadeias carbônicas

Agora, vamos estudar como podemos representar as cadeias carbônicas. Para isso, usaremos algumas fórmulas que também representam graficamente as moléculas orgânicas.

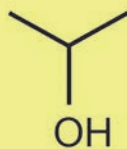
Vamos utilizar como exemplo a molécula do propan-2-ol (chamada, usualmente, de álcool isopropílico) para escrevermos as representações mais comuns:



Fórmula estrutural plana



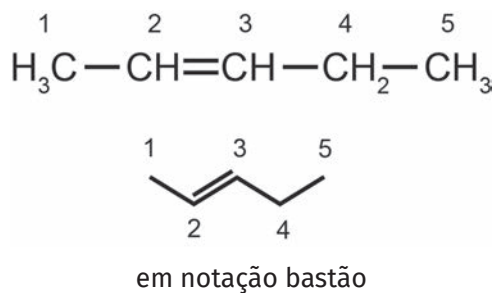
Fórmula estrutural simplificada



Notação bastão ou linhas de ligação

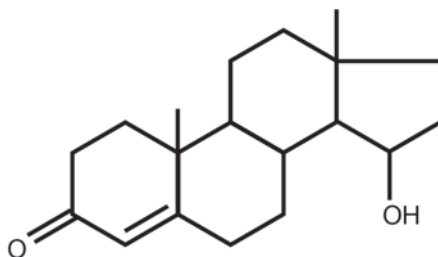
A notação em bastão é muito útil para representar moléculas de cadeia longa ou complexa. Observe os exemplos a seguir.

Exemplo 1:



Exemplo 2:

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



testosterona

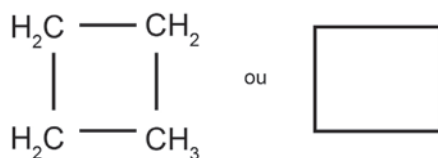
Classificação das cadeias carbônicas

Nós já aprendemos que a capacidade do carbono de realizar várias ligações permite a formação de diferentes cadeias carbônicas e, por isso, existe uma grande diversidade de substâncias orgânicas. Para facilitar o estudo dos compostos orgânicos, as cadeias carbônicas podem ser classificadas como:

I. *Cadeia aberta (acíclica ou alifática)*



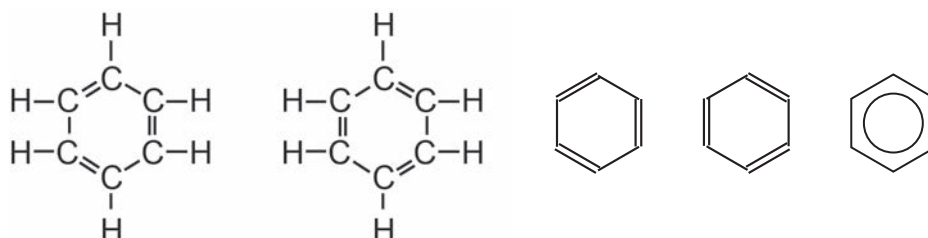
II. *Cadeia fechada (cíclica)*



As cadeias fechadas (cíclicas) ainda podem ser assim classificadas:

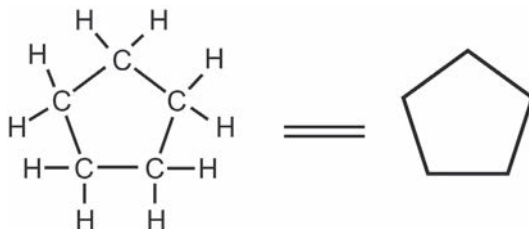
a) *Aromática*

Possui anel aromático ou núcleo benzênico. O núcleo benzênico é um ciclo com seis carbonos, seis hidrogênios e três ligações duplas alternadas. Estas podem circular livremente pelo anel. Veja, a seguir, as possíveis representações para o núcleo ou anel benzênico:



b) *Alicíclica*

É uma cadeia fechada (cíclica), porém não possui anel aromático ou núcleo benzênico. As cadeias cíclicas podem ser representadas pelas figuras geométricas dos seus ciclos, como nos exemplos a seguir:



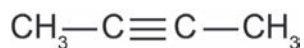
III. *Cadeia saturada*

Apresenta apenas ligações simples entre carbonos.



IV. *Cadeia insaturada*

Apresenta ligações duplas ou triplas entre carbonos.



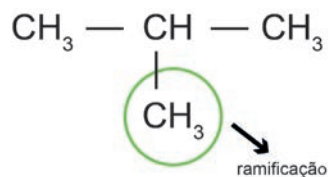
V. *Cadeia normal*

Não apresenta ramificações.



VI. Cadeia ramificada

Apresenta ramificações (grupos carbônicos pendurados na cadeia).



VII. Cadeia homogênea

Não apresenta heteroátomo entre carbono.

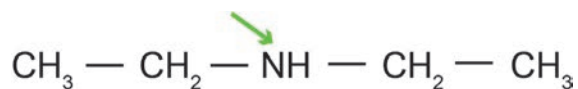


// atenção

Heteroátomo é a denominação que utilizamos para um átomo diferente de carbono que está ligado a, pelo menos, dois carbonos da cadeia carbônica.

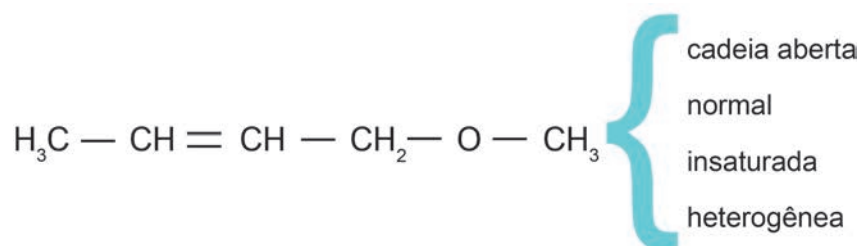
VIII. Cadeia heterogênea

Apresenta heteroátomo entre carbono.

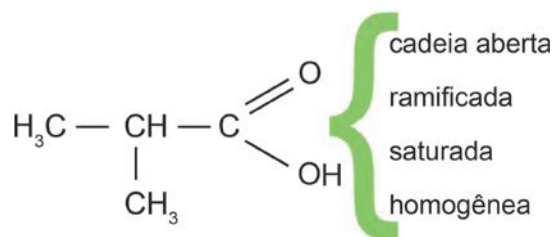


Utilizando os critérios estudados, vamos classificar as cadeias representadas nos exemplos a seguir:

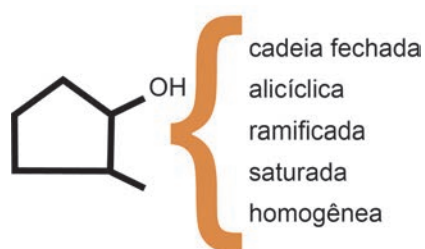
Exemplo 3:



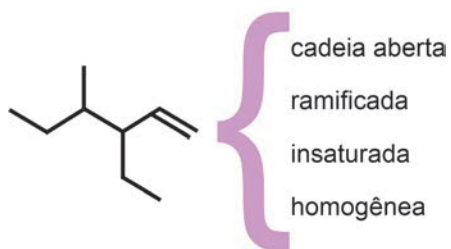
Exemplo 4:



Exemplo 5:

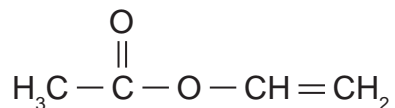


Exemplo 6:



Atividade

2. As gomas de mascar são produzidas com derivados do acetato de vinila, cuja fórmula estrutural está representada a seguir: *(Anote as respostas em seu caderno.)*



Após analisar a estrutura, responda às questões:

- Determine o número de ligações do tipo sigma (σ) e pi (π) presentes na estrutura.
- Quais são as classificações dos átomos de carbono da estrutura?
- Considerando os critérios estudados, classifique a cadeia do acetato de vinila.

Funções da Química Orgânica

Como o número de compostos orgânicos é muito grande, eles são divididos (ou classificados) em função de suas propriedades, que estão, por sua vez, relacionadas com as características das suas cadeias carbônicas e, também, em função de suas características químicas. Surgem, assim, as *funções orgânicas*.

Hidrocarbonetos

A mais simples de todas as funções da Química Orgânica são os *hidrocarbonetos*, que apresentam somente 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 usada para a obtenção de alguns dos combustíveis de uso cotidiano, como mostra a tabela a seguir.

Tabela 1.1: Frações do petróleo

Frações	Composição aproximada	Utilização principal
Gás natural	1 a 2 carbonos	Gás natural veicular
Gás de botijão	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 aviões
Óleo diesel	15 a 18 carbonos	Combustível de caminhão e de ônibus

lá na plataforma

Saiba mais sobre destilação fracionada lá na plataforma.

Os compostos orgânicos possuem diferentes estruturas, com distintas funções orgânicas e complexidade. Assim, surgiu a necessidade de nomeação dos hidrocarbonetos, conforme a maior ou menor complexidade de suas estruturas. Consequentemente, foram criadas regras de nomenclatura para escrever esses nomes.

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

Tabela 1.2

Número de carbonos	Prefixo	Infixo	Sufixo
1	met	an (C - C) en (C = C) in (C ≡ C)	o
2	et		
3	prop		
4	but		
5	pent		
6	hex		
7	hept		
8	oct		
9	non		
10	dec		
Quando o composto for cíclico, utilizar o ciclo antes do prefixo.			

Para os compostos aromáticos, vamos utilizar regras próprias, conforme o que se segue.

Atribuímos a denominação *aromáticos* às substâncias que exalam odor e que possuem, pelo menos, um grupo aromático. Elas apresentam nomes próprios e independentes derivados do benzeno.

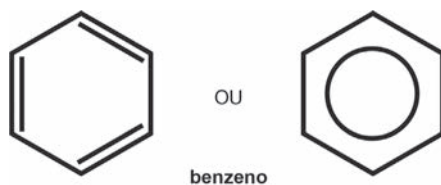


Figura 1.1: Estruturas do benzeno.

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

Exemplo 7:

CH₄
 1C → met
 ligação simples → an
 hidrocarboneto → o
 Nome: **metano**

// atenção

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 e possui somente os 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 8:



3C → **prop**

ligação simples entre carbonos → **an**

hidrocarboneto → **o**

Nome: **propano**

// atenção

O propano é utilizado como gás engarrafado (botijão), 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 9:



cadeia fechada → **ciclo**

3C → **prop**

ligação simples entre carbonos → **an**

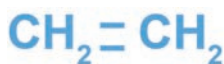
hidrocarboneto → **o**

Nome: **ciclopropano**

// atenção

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 10:



2C → **et**

ligação dupla entre carbonos → **en**

hidrocarboneto → **o**

Nome: **eteno**

// atenção

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 11:



2C → **et**

ligação tripla entre carbonos → **in**

hidrocarboneto → **o**

Nome: **etino**

// atenção

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

Exemplo 12:

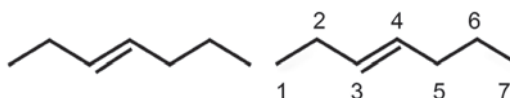
7C → **hept**

ligação dupla entre carbonos → **en**

hidrocarboneto → **o**

carbono onde se inicia a ligação dupla → **3**

Nome: **hept-3-eno**



Exemplo 13:

Cadeia fechada → **ciclo**

5C → **pent**

ligação dupla entre carbonos → **en**

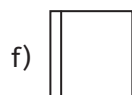
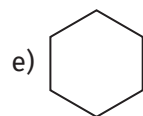
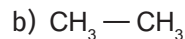
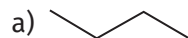
hidrocarboneto → **o**

Nome: **ciclopenteno**



Atividade

3. Agora que conhecemos algumas regras de nomenclatura, podemos escrever os nomes dos hidrocarbonetos a seguir: (Anotar as respostas em seu caderno.)



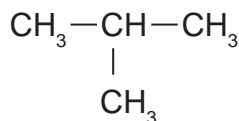
4. Seguindo as regras estudadas, você conseguiu escrever o nome de alguns hidrocarbonetos. Agora, percorra o caminho inverso e escreva a fórmula estrutural do:

- | | |
|--------------|----------------|
| a) propano | d) ciclobutano |
| b) but-2-eno | e) cicloexeno |
| c) hex-3-ino | |

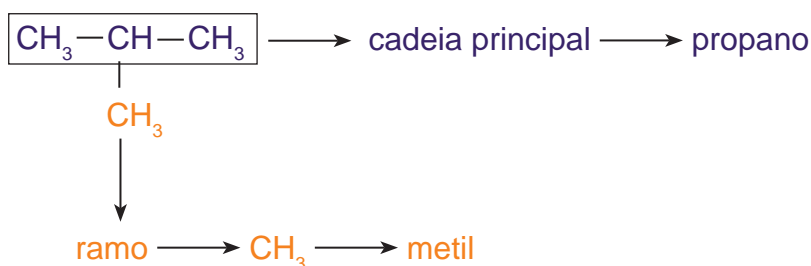
Os hidrocarbonetos (e os outros compostos orgânicos) também podem apresentar cadeias ramificadas, como aprendemos na classificação das cadeias carbônicas. Nesse caso, como fica a nomenclatura desses ramos?

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

A cadeia a seguir apresenta um ramo que contém 1 carbono:

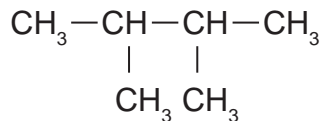


Podemos dividir a cadeia da seguinte forma: **cadeia principal** e **ramo**.

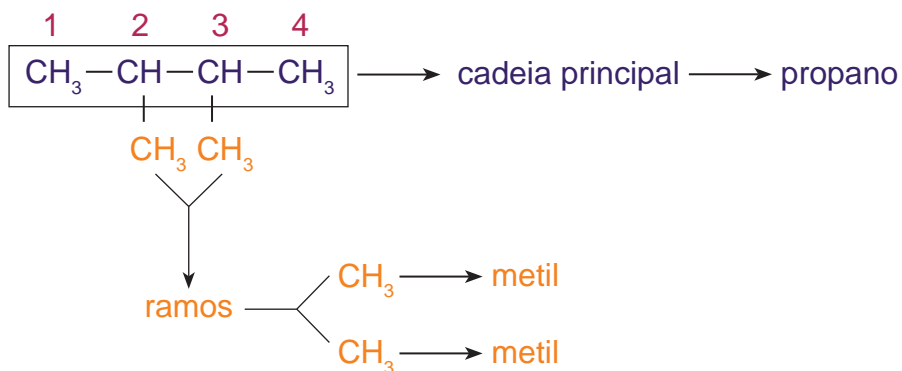


Nome do composto: *metil-propano*.

Já a cadeia a seguir apresenta dois ramos iguais, que contêm 1 carbono:



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

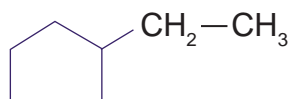


Obs. 1: As metilas se repetem duas vezes; usaremos o prefixo **di**.

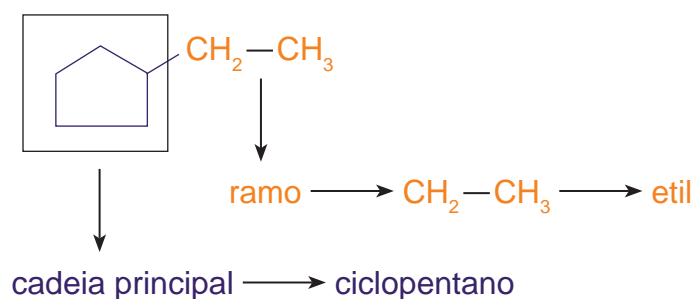
Obs. 2: Os ramos estão ligados em diferentes carbonos dentro da cadeia, logo, a cadeia principal será numerada a partir de uma das extremidades, com o objetivo de deixarmos os ramos com os menores números.

Nome do composto: *2,3-dimetil-butano*.

A cadeia a seguir apresenta um ramo que contém 2 carbonos:

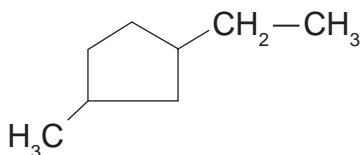


Podemos dividir a cadeia da seguinte forma: **cadeia principal** e **ramo**.

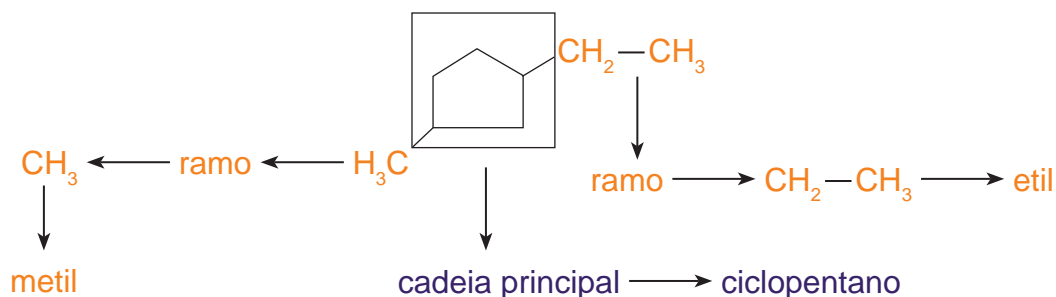


Nome do composto: *etil-ciclopentano*.

A cadeia a seguir apresenta dois ramos diferentes: um ramo com 1 carbono e outro com 2 carbonos.



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



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

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

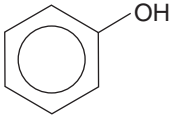
Funções orgânicas oxigenadas

Como vimos, os hidrocarbonetos constituem uma importante função orgânica, 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 oxigênio, nitrogênio e halogênio, entre outros.

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

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

Quadro 1.1

Função	Representação	Exemplo	Comentário
Álcool	R—OH	$\text{CH}_3\text{—OH}$	Grupo hidroxila ligado a carbono saturado.
Fenol	Ar—OH		Grupo hidroxila ligado a carbono de anel aromático.
Éter	R—O—R'	$\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$	Os grupos R e R' podem ser iguais ou diferentes. Cadeia heterogênea interligada pelo átomo de O.

Aldeído	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Grupo C = O (carbonila) na extremidade.
Cetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	Grupo C = O (carbonila) entre carbonos. Os grupos R e R' podem ser iguais ou diferentes.
Ácido carboxílico	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Quando a cadeia hidrocarbônica apresenta número C \geq 14, o ácido é chamado de <i>graxo</i> .
Éster	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$	Produto da reação entre ácido carboxílico e álcool.
Sal orgânico	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OMetal} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{ONa} \end{array}$	Produto da reação entre ácido carboxílico e bases fortes.

// atenção

Para nomearmos estruturas simples, seguimos as mesmas regras dos hidrocarbonetos, agora utilizando novos sufixos: ol para álcool, al para aldeído, ona para cetona, oico para ácido carboxílico e oato para éster e sal orgânico.

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

Exemplo 14:



2C \rightarrow **et**

ligação simples entre carbonos \rightarrow **an**

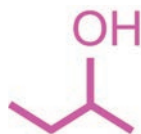
Função álcool \rightarrow **ol**

Nome: **etanol**

lá na plataforma

O etanol é também conhecido como álcool etílico e é largamente utilizado como álcool doméstico, para limpezas diárias, e como combustível de veículos automotivos. Saiba mais sobre a utilização do etanol lá na plataforma.

Exemplo 15:



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

4C → **but**
 ligação simples entre carbonos → **an**
 Função álcool → **ol**
 Posição do OH → **2**
 Nome: **butan-2-ol**

Agora que já vimos como nomear um álcool, vamos fazer o contrário.

Exemplo 16:

Vamos escrever as fórmulas estruturais dos compostos abaixo:

a) pentan-1-ol

b) 3-metil-butan-1-ol

Solução:

a) **Pent** → 5C
an → ligação simples entre carbonos
ol → álcool
1 → OH na extremidade

Fórmula:

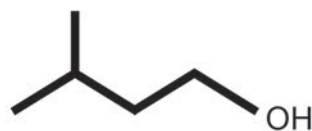


b) **Ramo**
il → ramo
met → 1 carbono
3 → posição a partir da extremidade mais próxima à função

Cadeia principal

but → 4C
an → ligação simples entre carbonos
ol → álcool
1 → OH na extremidade

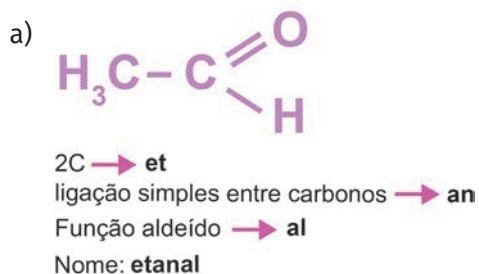
Fórmula:



Vamos ver, a seguir, como podemos nomear aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres e sais orgânicos.

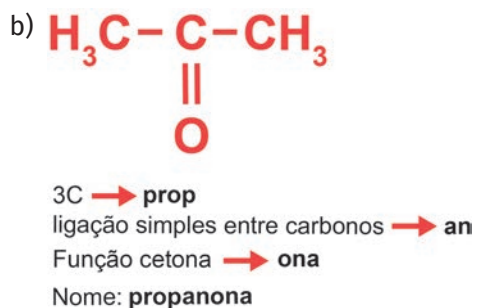
Exemplo 17:

Escreva o nome dos compostos representados pelas fórmulas a seguir:



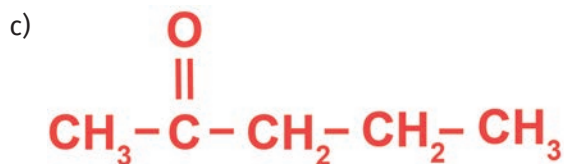
// atenção

O etanal está presente em bebidas alcoólicas fermentadas, principalmente no vinho, sendo responsável pelas dores de cabeça ocorridas quando há ingestão em excesso.



// atenção

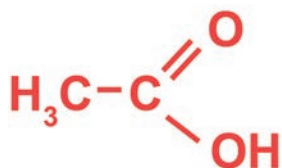
A propanona é um solvente comercialmente conhecido como acetona. É um líquido incolor, inflamável, muito volátil e que exala um cheiro suave e agradável. A acetona pode ser utilizada, junto com o álcool etílico e a água, para remover os esmaltes das unhas.



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

5C → **pent**
 ligação simples entre carbonos → **an**
 Função cetona → **ona**
 Posição da CO → **2**
 Nome: **pentan-2-ona**

d)



2C → **et**
 ligação simples entre carbonos → **an**
 Função ácido carboxílico → **ico**
 Nome: **ácido etanoico**

// atenção

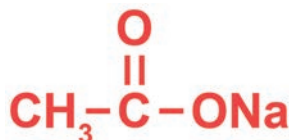
O ácido etanoico também é usualmente denominado como ácido acético, e é normalmente comercializado como uma solução aquosa a 4% (o famoso vinagre).

e)



2C → **et**
 ligação simples entre carbonos → **an**
 Função éster → **oato**
 Radical → **metil**
 Nome: **etanoato de metila**

f)



2C → **et**
 ligação simples entre carbonos → **an**
 Função sal orgânico → **oato**
 Metal → **sódio**
 Nome: **etanoato de sódio**

lá na plataforma

Os sais orgânicos são utilizados como sabão, que pode ser obtido por meio de uma reação denominada saponificação. Veja mais sobre reação de saponificação e sobre o sabão lá na plataforma.

Agora que já vimos como nomear aldeídos, cetonas e ácidos carboxílicos, vamos fazer o contrário.

Exemplo 18:

Escreva a fórmula estrutural dos compostos a seguir:

- ciclopentanona
- 4-metil-pentan-2-ona

Solução:

a) Ciclo → fechado

Ciclo → **fechado**
 Pent → **5C**
 an → **ligação simples entre carbonos**
 ona → **cetona**

Fórmula:



b) Ramificação

il → ramificação

met → 1 carbono

4 → posição a partir da extremidade mais próxima à função

Cadeia principal

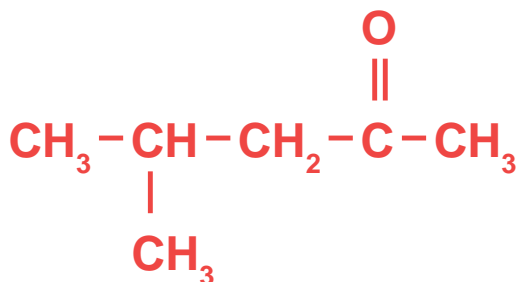
pent → 5 C

an → ligações simples entre carbonos

ona → cetona

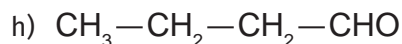
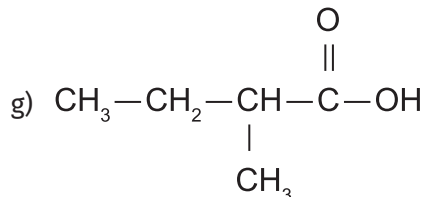
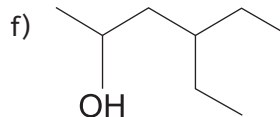
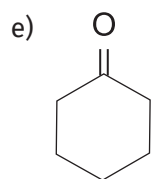
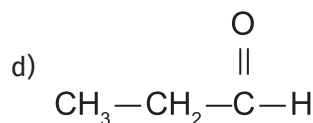
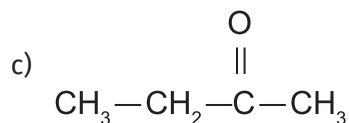
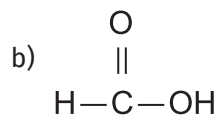
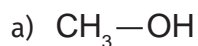
2 → posição da C=O

Fórmula:



Atividade

5. Agora que aprendemos a identificar as funções orgânicas oxigenadas e as regras básicas para as nomenclaturas, vamos fixar o nosso conhecimento indicando a função orgânica e fornecendo a nomenclatura para os compostos representados pelas fórmulas a seguir: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*



Isomeria

Certamente, você já observou palavras construídas com as mesmas letras, porém com sentidos diferentes, como as seguintes.

ALÉM

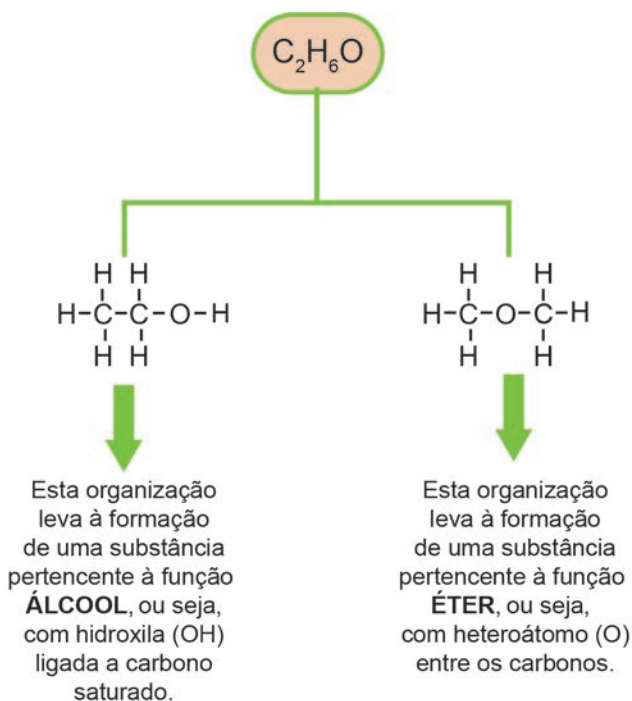
LEMA

MELA

Observamos que todas possuem as mesmas quatro letras (A, L, M e E), mas, devido à sua organização, elas formam palavras com significados diferentes.

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 isso é possível, ou seja, como substâncias de mesma fórmula molecular podem apresentar propriedades físico-químicas distintas?

A partir da fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, que é um exemplo simples, podemos entender essa questão, se ligarmos os átomos de formas diferentes. Sabendo que os átomos do elemento carbono estabelecem quatro ligações covalentes, que os átomos do elemento hidrogênio fazem uma ligação covalente e que o átomo do elemento oxigênio faz duas ligações covalentes, podemos obter as seguintes substâncias:



// atenção

Os isômeros são substâncias de mesma fórmula molecular, ou seja, com o mesmo número de átomos, porém, com propriedades diferentes.

A isomeria pode ser *plana* (constitucional) ou *espacial*.

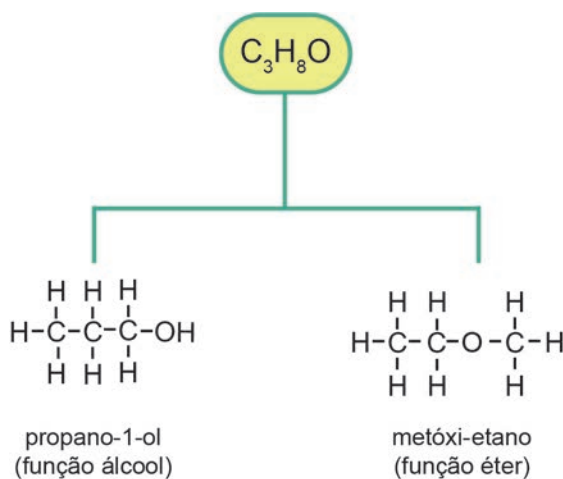
Isomeria plana (constitucional)

Neste tipo de isomeria, observaremos as diferenças entre os isômeros analisando as suas fórmulas estruturais. Vamos estudar os diferentes tipos de isomeria plana: *isomeria de função*, *isomeria de cadeia*, *isomeria de posição*, *isomeria de compensação* e *tautomeria*.

a) Isomeria de função

Ocorre entre substâncias com a mesma fórmula molecular e que pertencem a diferentes funções orgânicas.

Com a fórmula molecular C_3H_8O , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



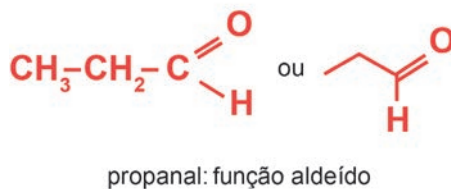
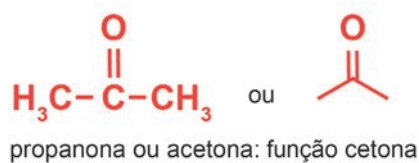
A diferença está na função orgânica à qual cada uma das substâncias pertence: o propan-1-ol é um *álcool* e o metóxi-etano é um *éter*. Dessa forma, essas substâncias são *isômeros de função*.

// atenção

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

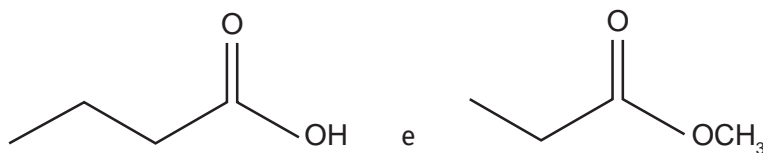
Exemplo 19:

Quais estruturas com cadeias abertas e saturadas podemos escrever com a fórmula molecular C_3H_6O ?



Atividade

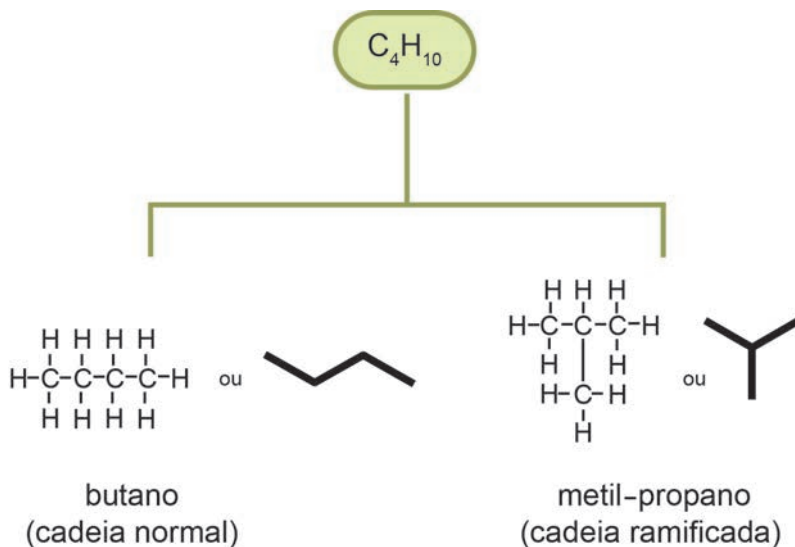
6. Analise as estruturas das moléculas a seguir e identifique o tipo de isomeria que ocorre entre elas. (Anote a resposta em seu caderno.)



b) Isomeria de cadeia

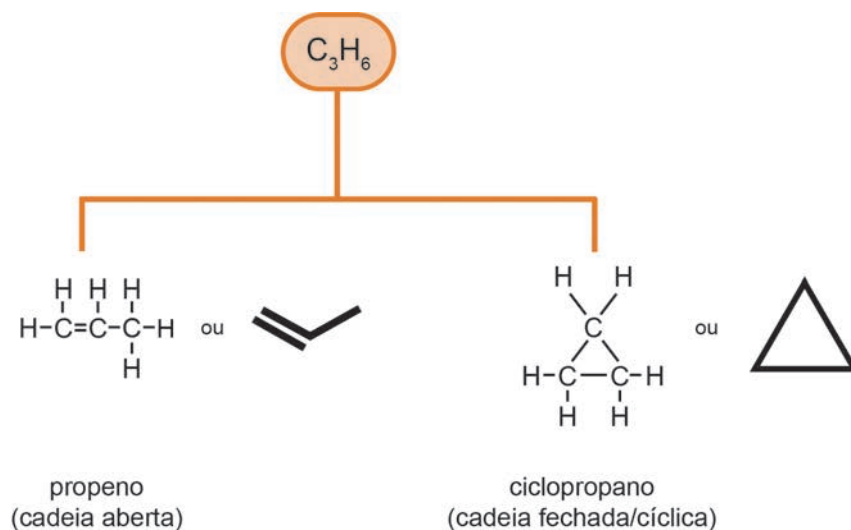
Ocorre entre substâncias com a mesma fórmula molecular, que pertencem à mesma função orgânica e que possuem cadeias com classificações diferentes.

Com a fórmula molecular C_4H_{10} , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



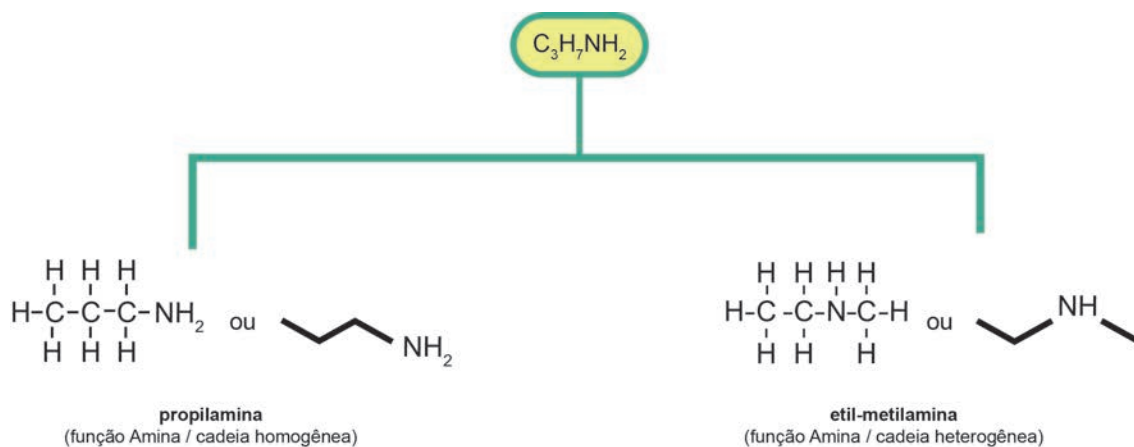
Você pode verificar que foi possível escrever as fórmulas do butano e do metil-propano, que se diferenciam apenas pela cadeia. O butano é um hidrocarboneto de cadeia normal, ao passo que o metil-propano é um hidrocarboneto de cadeia ramificada. Por isso, são denominados *isômeros de cadeia*.

Com a fórmula molecular C_3H_6 , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



Você pode verificar que foi possível escrever as fórmulas do propeno e do ciclopropano, que se diferenciam apenas pela cadeia. O propeno é um hidrocarboneto de cadeia aberta, ao passo que o ciclopropano é um hidrocarboneto de cadeia fechada. Por isso, são denominados *isômeros de cadeia*.

Com a fórmula molecular $C_3H_7NH_2$, você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



É possível verificar, ainda, que fomos capazes de escrever as fórmulas da propilamina e da etil-metilamina, que se diferenciam apenas pela cadeia. A propilamina possui cadeia homogênea, ao passo que a etil-metilamina possui cadeia heterogênea. Por isso, são denominadas *isômeros de cadeia*.

// atenção

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

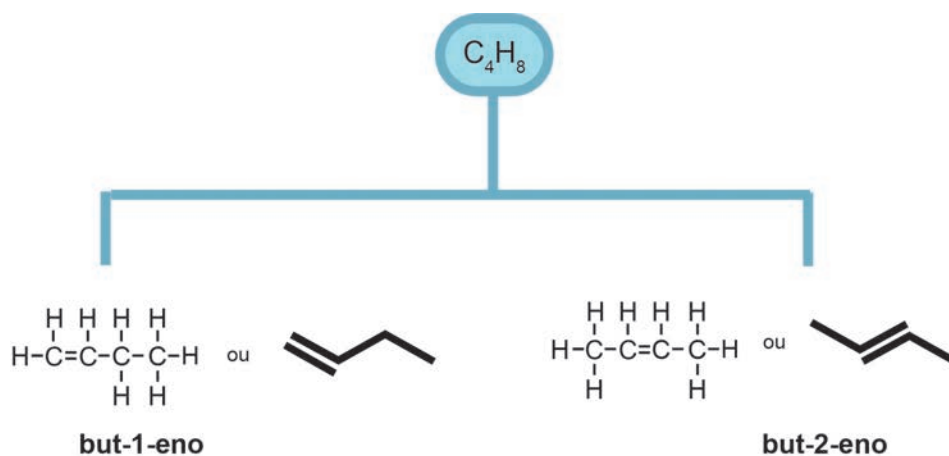
Atividade

7. Escreva as fórmulas estruturais de dois isômeros de cadeia com fórmula molecular C_4H_8 .
(Anotar as respostas em seu caderno.)

c) Isomeria de posição

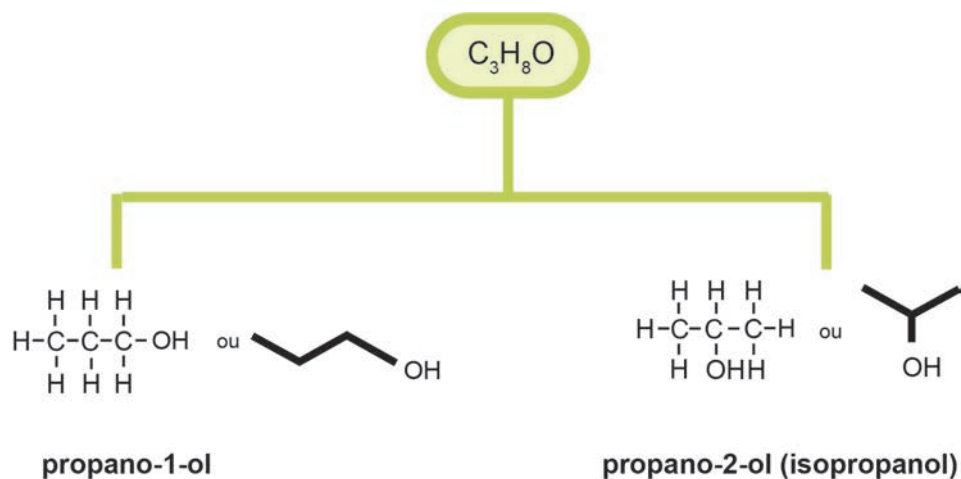
Ocorre entre substâncias com a mesma fórmula molecular que pertencem à mesma função orgânica, que possuem a mesma cadeia principal e diferentes posições da insaturação, do grupo funcional ou da ramificação.

Com a fórmula molecular C_4H_8 , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



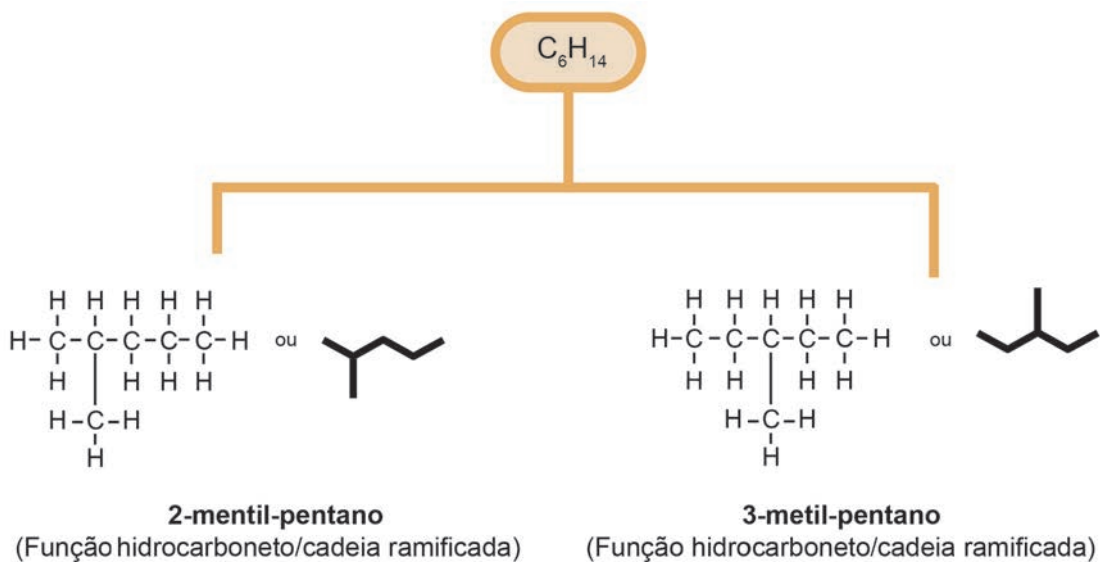
É possível verificar que fomos capazes de escrever as fórmulas do but-1-eno e do but-2-eno, que se diferenciam apenas pela posição da ligação dupla entre os carbonos (insaturação). Por isso, são denominados *isômeros de posição*.

Com a fórmula molecular C_3H_8O , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



Você pode perceber que foi possível escrever as fórmulas do propano-1-ol e do propano-2-ol, que se diferenciam apenas pela posição do grupo funcional hidroxila (OH). Por isso, eles são denominados *isômeros de posição*.

Com a fórmula molecular C_6H_{14} , você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



Você pode verificar que foi possível escrever as fórmulas do 2-metil-pentano e do 3-metil-pentano, que se diferenciam apenas pela posição da ramificação (metil). Por isso, são denominados *isômeros de posição*.

// atenção

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

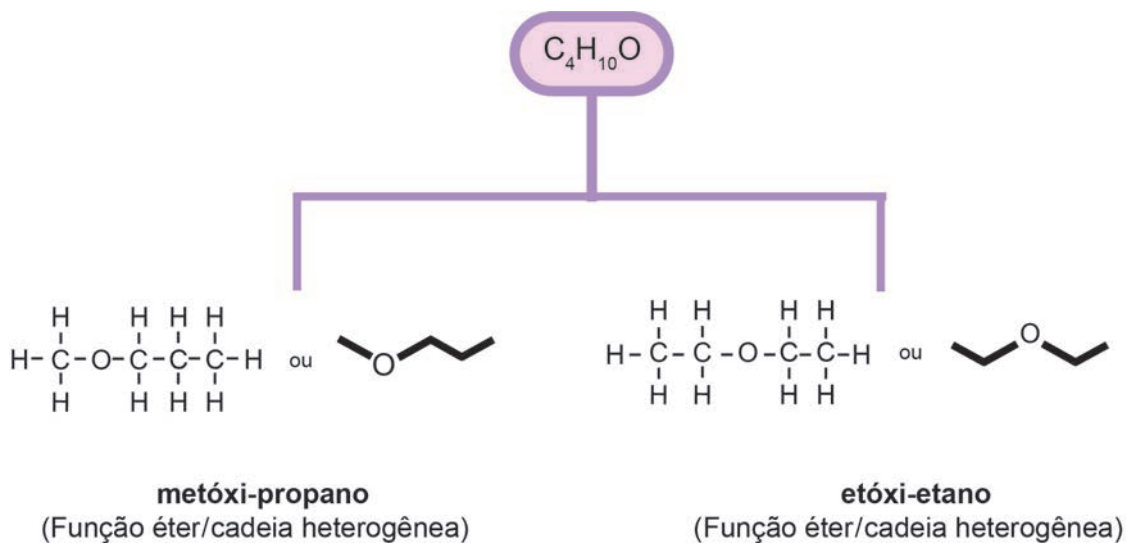
Atividade

8. Escreva a fórmula estrutural e o nome do hidrocarboneto de cadeia saturada e ramificada que é isômero de posição 2-metil-hexano. (Anotar as respostas em seu caderno.)

d) Isomeria de compensação (ou metameria)

Ocorre entre substâncias com a mesma fórmula molecular, que pertencem à mesma função orgânica, possuem mesma cadeia principal, mas diferentes posições do heteroátomo.

Com a fórmula molecular $C_4H_{10}O$, você pode escrever duas fórmulas estruturais planas diferentes:



Você pode verificar que os éteres metóxi-propano e etóxi-etano apresentam diferença na posição do heteroátomo. Por isso, são denominados *isômeros de compensação ou metâmeros*.

// atenção

A isomeria de compensação ou 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 com cadeias heterogêneas.

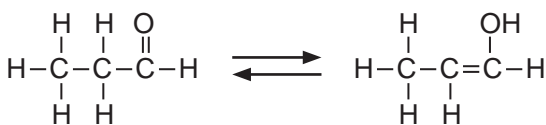
Atividade

9. Escreva a fórmula estrutural e o nome de dois ésteres de cadeia aberta, saturada, de fórmula molecular $C_4H_8O_2$ e que apresentem isomeria de compensação (metameria). (Anotar as respostas em seu caderno.)

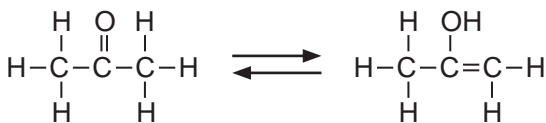
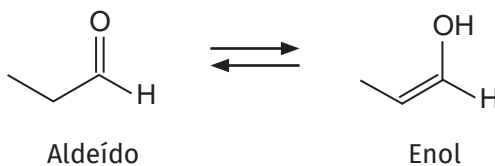
e) Tautomeria

A tautomeria é um caso especial de isomeria de função que ocorre entre os pares *aldeído* e *enol* ou *cetona* e *enol*. Ela ocorre porque as substâncias que pertencem às funções aldeído e cetona estabelecem equilíbrio dinâmico com as suas respectivas formas enólicas.

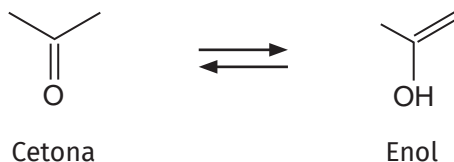
Com a fórmula molecular C_3H_6O , você pode representar duas substâncias diferentes, pertencentes às funções aldeído ou cetona. Cada um desses isômeros estabelece equilíbrio dinâmico com seus enóis correspondentes:



ou



ou



Você pode verificar que os compostos que pertencem às funções aldeído e cetona estão em equilíbrio dinâmico com os seus enóis correspondentes. Por isso, são denominados *tautômeros*.

// atenção

Nos enóis, o grupo funcional hidroxila (OH) está ligado diretamente a um carbono insaturado (com ligação dupla).

Atividade

10. Escreva a fórmula estrutural e o nome de dois tautômeros, de cadeia normal, com a fórmula molecular C_4H_8O . (Anotar as respostas em seu caderno.)

Isomeria espacial

Neste tipo de isomeria, os isômeros apresentam a mesma fórmula estrutural plana; a diferença está na forma como os ligantes se distribuem no espaço. A isomeria espacial é também denominada *estereoisomeria* e está dividida em *isomeria geométrica* e *isomeria óptica*.

a) Isomeria geométrica

Ocorre como resultado da restrição da rotação de grupos ligados aos carbonos da ligação dupla $C=C$. Este tipo de isomeria ocorre em: *cadeias com ligações duplas entre dois carbonos*.

Tomando como referência os carbonos ligados pela dupla e distribuindo os ligantes em relação aos planos dela, teremos a formação do **CIS** (hidrogênios no mesmo plano) ou do **TRANS** (hidrogênios em planos diferentes).

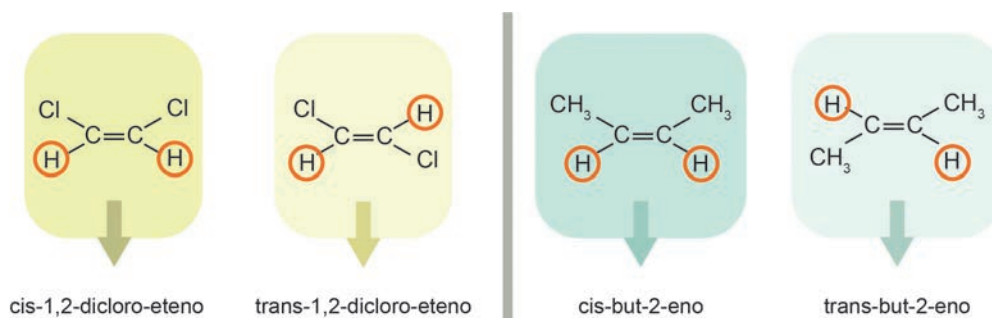
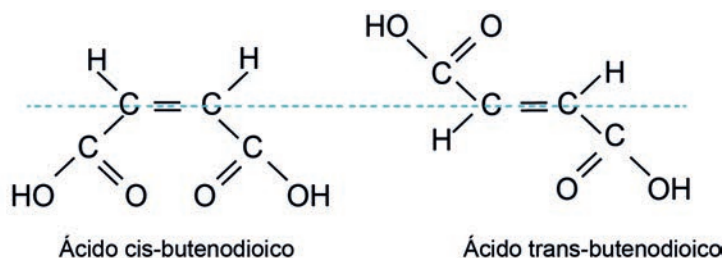


Figura 1.2: Quando os ligantes iguais estão do mesmo lado, temos o isômero **CIS** e, quando estão em lados opostos, temos o isômero **TRANS**.

A seguir, vamos analisar mais um exemplo de isomeria geométrica.

Exemplo 20:

Os carbonos da dupla do ácido butenodioico possuem como ligantes o COOH e o H. Sendo assim, se passamos uma reta [--] paralela à ligação *oi*, veremos que os ligantes COOH ou H podem estar do mesmo lado da reta (CIS), ou em lados opostos (TRANS). Por isso, haverá duas substâncias diferentes, conforme a figura adiante.

**// atenção**

A isomeria geométrica também é chamada isomeria CIS-TRANS.

lá na plataforma

A isomeria geométrica também pode ocorrer em compostos cíclicos. Quer saber um pouco mais? Veja lá na plataforma.

b) Isomeria óptica (ótica)

Os isômeros ópticos apresentam praticamente as mesmas propriedades físicas, tais como temperatura de fusão, temperatura de ebulição e 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?

lá na plataforma

Veja lá na plataforma as respostas para essas perguntas.

Nós observamos que moléculas assimétricas desviam o plano da luz polarizada e apresentam imagens espaciais que não são sobreponíveis. Um exemplo fácil para compreender essa

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, a luva da mão esquerda não entra na mão direita e vice-versa.



Figura 1.3: Mãos direita e esquerda na frente do espelho: imagens não sobreponíveis.
Fonte: Adaptado de Solomons Fundamentals of Organic Chemistry, Wiley, 5th ed.

Na Química Orgânica, isso acontece toda vez que, na molécula, existir um carbono com quatro ligantes diferentes (veja a figura a seguir).

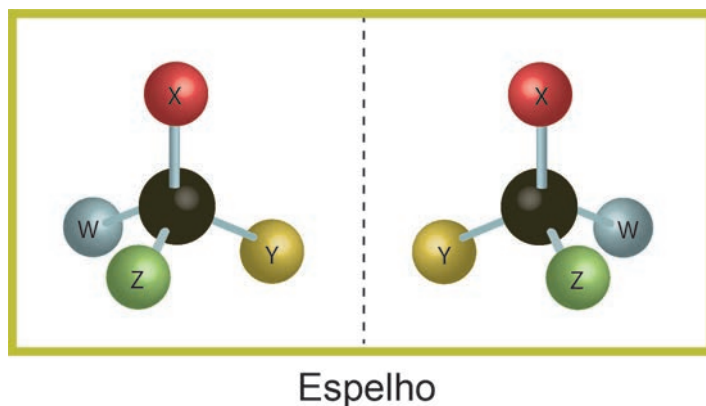


Figura 1.4: Esquema de moléculas orgânicas com o carbono ligado a quatro grupos diferentes.
Fonte: Adaptado de Solomons Fundamentals of Organic Chemistry, Wiley, 5th ed.

Podemos verificar, na figura a seguir, que as imagens vistas no espelho não se sobrepõem.

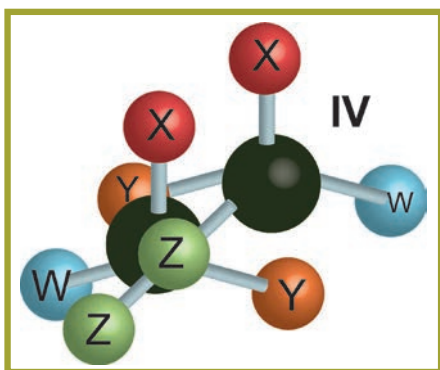


Figura 1.5: Imagens especulares não sobreponíveis.
Fonte: Adaptado de Solomons Fundamentals of Organic Chemistry, Wiley, 5th ed.

O átomo de carbono que está ligado a quatro grupos diferentes (X, Y, Z, W) chamamos *carbono assimétrico* ou *quiral* (comumente representado por C*). A molécula que possui carbono assimétrico possui isômeros ópticos ou enantiômeros.

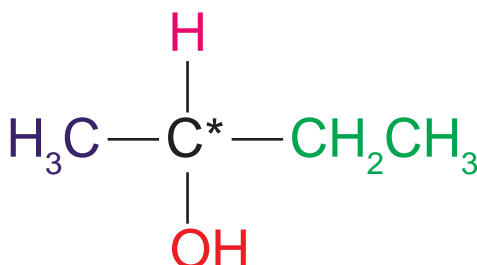


Figura 1.6: Molécula com um carbono quiral (assimétrico).

// atenção

Carbono quiral (assimétrico) é o carbono ligado a quatro grupos diferentes.

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 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 (veja na figura a seguir). Os dois isômeros opticamente ativos são denominados de *enantiômeros* (ou *enanciómeros*). Porém, uma mistura desses isômeros em quantidades equimolares (quantidade de mol igual) não provoca o desvio do plano da luz (mistura opticamente inativa). Essa mistura é denominada de *mistura racêmica*.

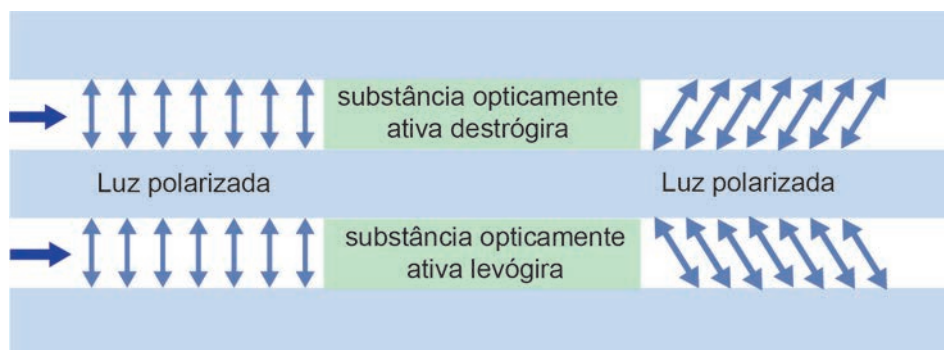


Figura 1.7: Desvio do plano da luz polarizada por isômeros dextrógiro e levógiro.

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

2^n para os isômeros opticamente ativos: dextrógiro e levógiro (enantiômeros)



isômeros opticamente ativos

2^{n-1} para a mistura racêmica: mistura equimolar de dextrógiro e levógiro

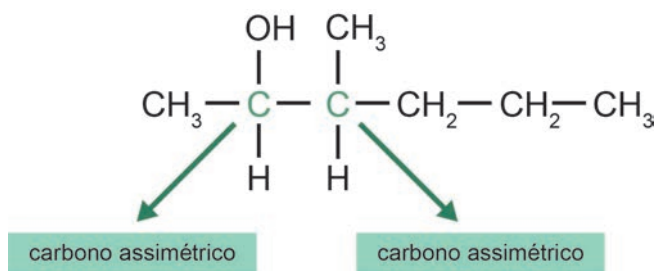


mistura opticamente inativa

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

Exemplo 21:

Quantos isômeros ativos o 3-metil-hexan-2-ol possui?



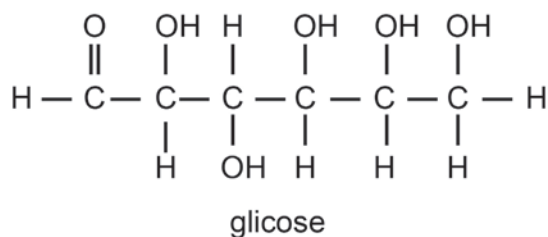
Podemos observar que os carbonos 2 e 3 estão ligados a quatro ligantes diferentes. Logo, a estrutura possui dois carbonos assimétricos diferentes.

Para calcularmos o número de isômeros ativos, usamos a fórmula 2^n , em que n é igual a 2. Assim, teremos: $2^2 = 4$ isômeros opticamente ativos, ou seja, 4 enantiômeros: 2 dextrógiros e 2 levógiros.

Se misturarmos quantidades equimolares, poderemos produzir duas misturas racêmicas.

Atividade

11. Quantos isômeros ópticos a glicose possui? (*Anote as respostas em seu caderno.*)



O estudo da isomeria óptica é bastante importante em sistemas biológicos, nos quais a estereoespecificidade desempenha um papel preponderante. As enzimas (catalisadores biológicos) atuam, majoritariamente, sobre compostos opticamente ativos. Como grande parte das moléculas orgânicas que ocorrem nos organismos vivos é sintetizada por reações catalisadas enzimaticamente, a maioria ocorre como um só enantiômero. Alguns enantiômeros específicos atuam no nosso metabolismo, enquanto outros são inativos. Proteínas, que constituem os músculos e outros tecidos, o glicogênio, no fígado ou no sangue, as enzimas e hormônios, que regulam o crescimento e os processos fisiológicos, são todos opticamente ativos.

lá na plataforma

Você vai saber um pouco mais sobre a história da talidomida, um fármaco que possui enantiômeros, e sobre o fato de que sua administração a mulheres grávidas esteve associada, no passado, ao nascimento de várias pessoas com deformações congênitas.

Polímeros

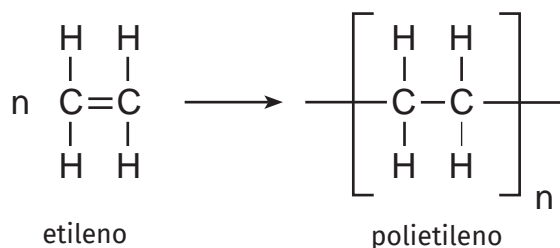
No século XX, a Química Orgânica contribuiu de forma significativa para o domínio e a produção dos polímeros sintéticos. A busca pelo melhor desempenho dos carros levou o homem a produzir peças de polímeros de baixa densidade, que pudessem substituir elementos da lataria e outras partes de ferro.

Os polímeros possuem várias aplicações: o uso de resinas poliméricas nas restaurações dentárias, em substituição às amálgamas (material complexo, que contém compostos metálicos, como os metais: prata, mercúrio, cobre e zinco, considerados tóxicos), 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*, e que originam uma molécula gigante chamada *polímero* (do grego, *poly* = muitos e *meros* = partes). Devido ao seu tamanho, a molécula de um polímero é chamada de *macromolécula*.

A reação que produz um polímero é denominada de *reação de polimerização*. A molécula inicial (monômero) vai, sucessivamente, unindo-se 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

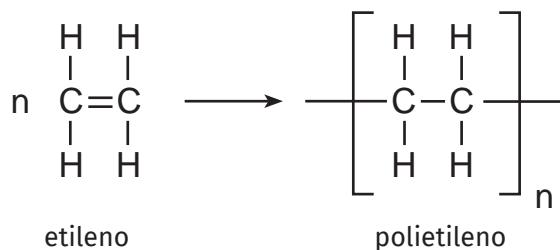
Alguns polímeros sintéticos importantes são obtidos por meio de reações de adição e de condensação. Além desses, existem importantes polímeros de origem natural.

a) Polímeros de adição

São polímeros formados pela adição de moléculas de um só monômero.

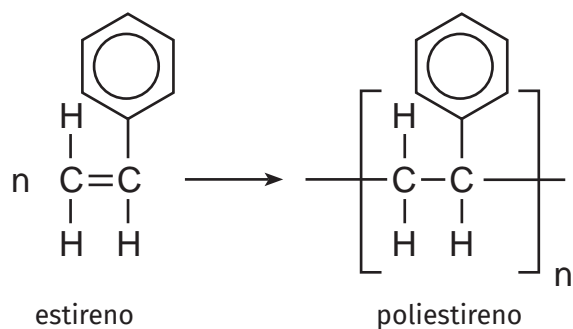
- Polietileno

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, invólucros, embalagens etc.), recipientes (sacos, garrafas, baldes etc.), canos plásticos, brinquedos infantis e no isolamento de fios elétricos etc.



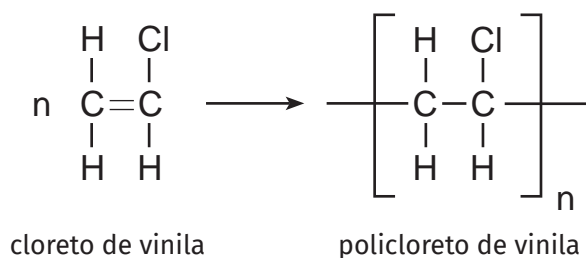
- Poliestireno

É obtido a partir do estireno (vinil-benzeno). Esse polímero também é utilizado na 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.



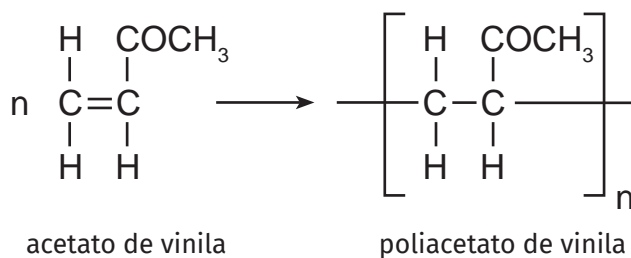
- Cloreto de polivinila (PVC)

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, podendo ser utilizado para a fabricação de tubos flexíveis, luvas, sapatos, “couro-plástico” (usado no revestimento de estofados, automóveis etc.), fitas de vedação etc.



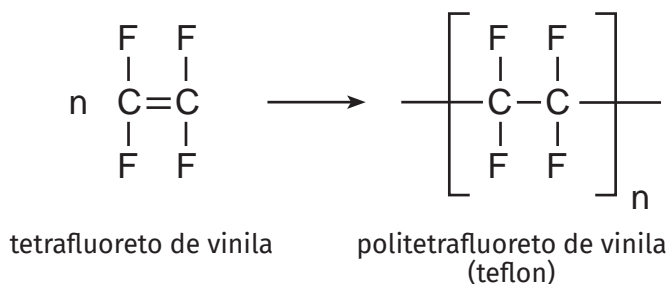
- Acetato de polivinila (PVA)

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.



- Politetrafluoretileno (politetrafluoreto de vinila ou teflon)

É obtido a partir do tetrafluoreteno (tetrafluoreto de vinila). É o plástico que melhor resiste ao calor e à corrosão por agentes químicos, por isso, apesar de caro, ele é muito utilizado em encanamentos, válvulas, registros, painéis domésticos, próteses, isolamentos elétricos, antenas parabólicas, revestimentos para equipamentos químicos etc.

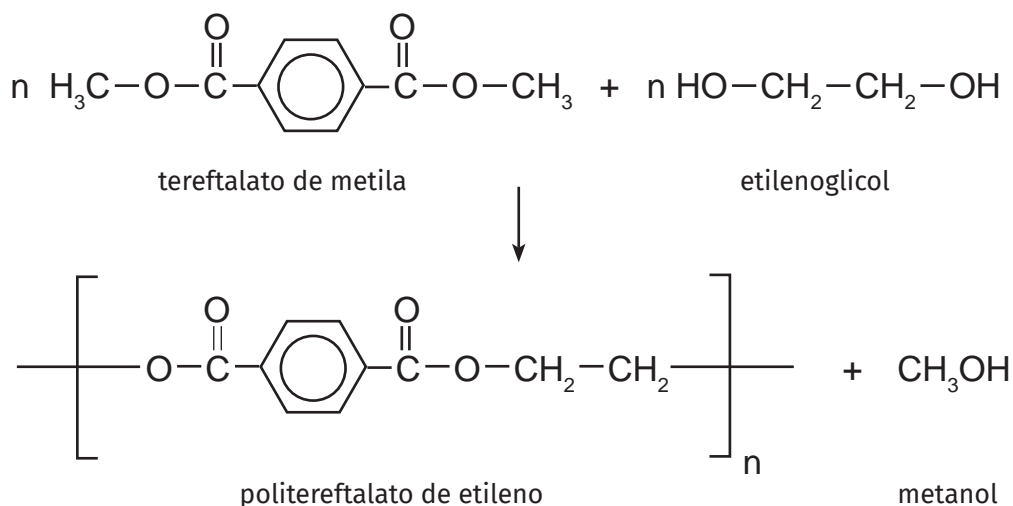


b) Polímeros de condensação

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

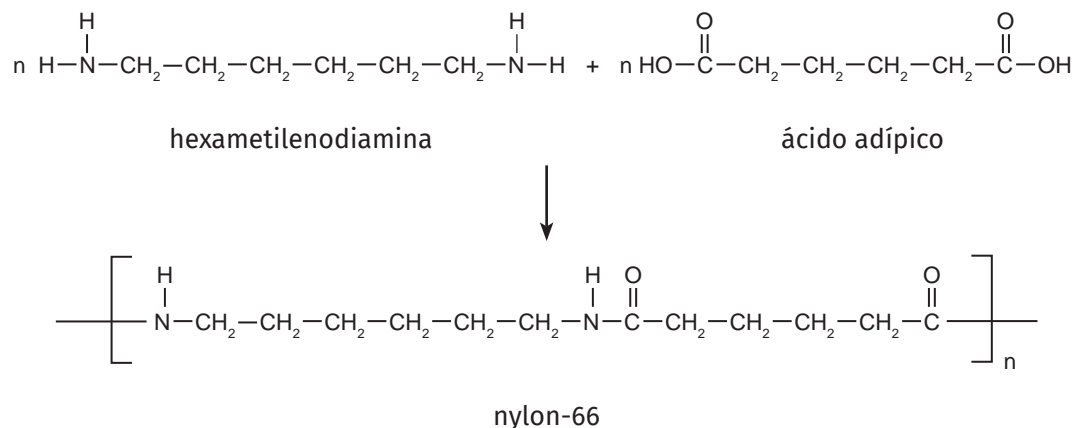
- Politereftalato de etileno (PET)

Obtido a partir da reação do etilenoglicol com o éster metílico do ácido tereftálico. O politereftalato de etileno, PET, é um termoplástico muito utilizado em garrafas de refrigerantes. Como fibra, é utilizado na indústria têxtil, em fitas magnéticas, radiografias e fotografias, também estando presente nas embalagens de alimentos, cosméticos e produtos farmacêuticos.



- Poliamidas ou náilons

Estes polímeros são obtidos pela polimerização de diaminas com ácidos dicarboxílicos. Os náilons são plásticos duros e têm grande resistência mecânica. São moldados em forma de engrenagens e outras peças de máquinas, como 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) e o ácido adípico (ácido hexanodioico).



lá na plataforma

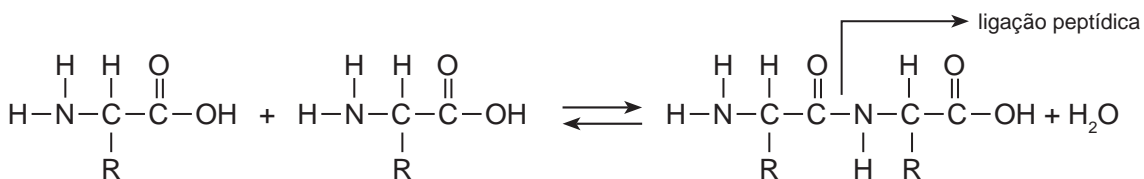
Os polímeros sintéticos que são depositados no meio ambiente se degradam em fragmentos menores, que podem ser denominados microplásticos. Veja, na plataforma, como os microplásticos podem ser formados, e os seus efeitos no meio ambiente.

c) Polímeros naturais

Alguns polímeros são encontrados na natureza e estão presentes nos organismos, nos quais desempenham importantes funções. Entre eles, estão as proteínas e os carboidratos.

- 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. Elas também formam as enzimas, que catalisam as reações bioquímicas, constituem hormônios e estão envolvidas na função do sistema imunológico. Pertencem à classe dos peptídeos, pois são formadas por aminoácidos conectados entre si por ligações peptídicas, que é a união do grupo amino ($-\text{NH}_2$) de um aminoácido com o grupo carboxila ($-\text{COOH}$) de outro, formando, assim, a função *amida*.

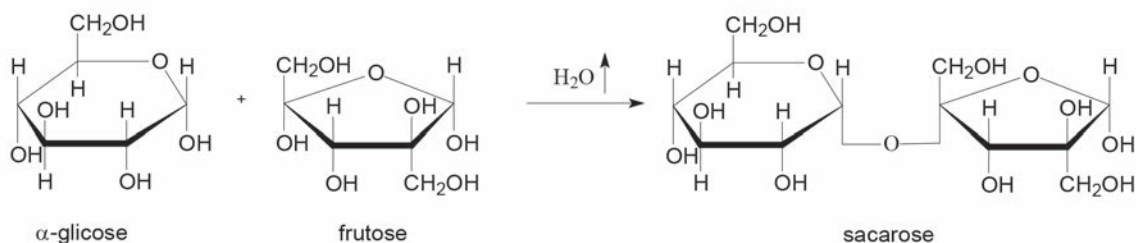


- Carboidratos

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 e reserva de energia, estrutura e matéria-prima para a biossíntese de outras biomoléculas. Os carboidratos são a fonte de energia do cérebro e também são importantes para o funcionamento do coração e de todo o sistema nervoso.

Um carboidrato muito conhecido e utilizado é a *sacarose*, um dissacarídeo encontrado na maioria das frutas e dos vegetais, e é conhecido como o açúcar comum ou açúcar de mesa. A sacarose é sintetizada a partir da polimerização de condensação da α -glicose com a frutose.



Até aqui, você percebeu que os compostos orgânicos são muitos e estão em toda parte. Alguns são utilizados como medicamentos e outros, como drogas. Segundo a Organização Mundial de Saúde (OMS), droga é qualquer substância que, introduzida no organismo, interfere no seu funcionamento. Consequentemente, tanto a maconha quanto a aspirina e o antibiótico são drogas; tanto o álcool quanto a cocaína; tanto o cigarro quanto o LSD; tanto o cafezinho quanto o lança perfume. O que varia é a forma como a droga atua no organismo de cada indivíduo, bem como a finalidade com que cada uma é usada, pois, quando a droga é empregada com fins terapêuticos, ela passa a denominar-se *medicamento*.

lá na plataforma

Entre lá na plataforma e conheça um pouco sobre essas substâncias e suas interações com os organismos.

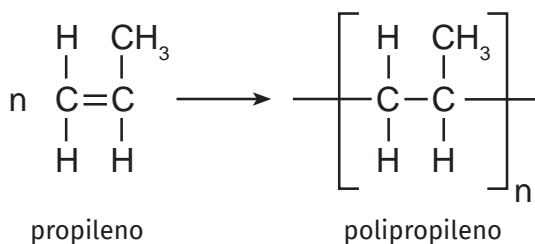
Resumo

- Os compostos orgânicos são formados por átomos de carbono, que podem formar cadeias.
- Nas cadeias carbônicas, o carbono pode realizar ligações simples, duplas e triplas.
- As cadeias carbônicas podem ser classificadas como: *abertas*, *fechadas*, *normais*, *ramificadas*, *saturadas*, *insaturadas*, *homogêneas* ou *heterogêneas*.
- Os compostos orgânicos podem ser agrupados de acordo com suas funções orgânicas.

- Os compostos orgânicos podem ser nomeados de acordo com algumas regras de nomenclatura.
- Compostos com a mesma fórmula molecular e diferentes propriedades são denominados *isômeros*.
- Os isômeros podem ser *planos* (constitucionais) ou *espaciais*.
- Os isômeros espaciais podem ser *geométricos* ou *ópticos*.
- Polímeros são macromoléculas formadas pela repetição de moléculas menores denominadas *monômeros*.
- Os polímeros podem ser sintéticos ou *naturais*.

Atividade

O polipropileno ou PP é um polímero termoplástico (que pode ser moldado) produzido a partir da polimerização do gás propileno ou propeno. Ele pode ser obtido por meio da reação de propileno representada a seguir: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

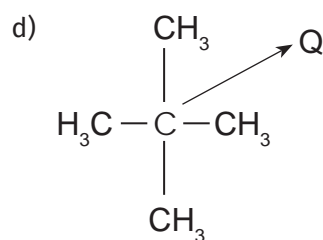
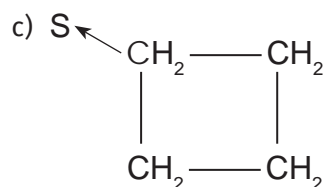
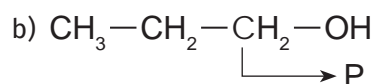
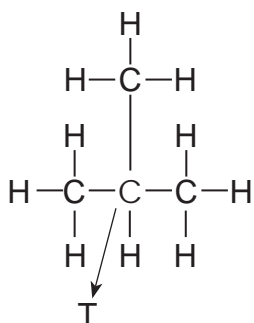


12. Faça o que se pede.

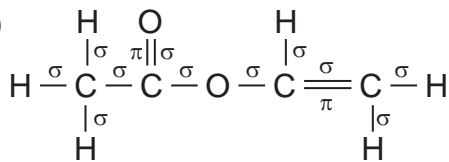
- Classifique os carbonos do propileno.
- Classifique a cadeia do propileno.
- Escreva a nomenclatura do monômero da reação apresentada.
- Escreva a estrutura plana de um isômero do propileno.

Respostas da Unidade

1. a)



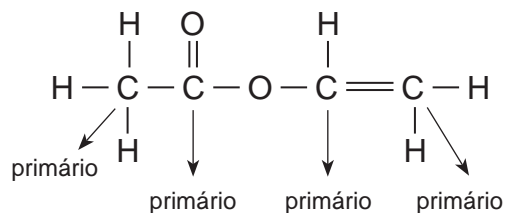
2. a)



total de sigma (σ): 11

total de pi (π): 2

b)

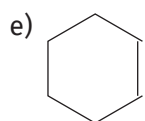
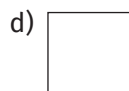
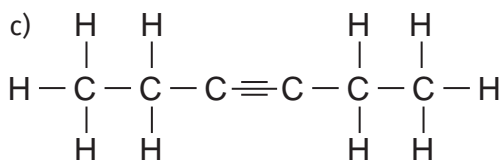
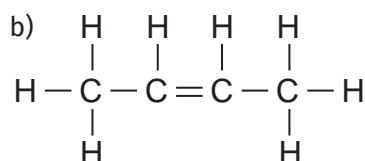
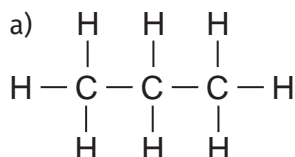


c) Cadeia aberta, normal, insaturada e heterogênea

3.

- | | |
|---------------|-----------------|
| a) butano | d) pent-1-ino |
| b) etano | e) ciclo-hexano |
| c) pent-1-eno | f) ciclobuteno |

4.



5.

- | |
|--|
| a) Função orgânica: álcool
Nomenclatura: metanol |
| b) Função orgânica: ácido carboxílico
Nomenclatura: ácido metanoico |
| c) Função orgânica: cetona
Nomenclatura: butanona |
| d) Função orgânica: aldeído
Nomenclatura: propanal |
| e) Função orgânica: cetona
Nomenclatura: ciclo-hexanona |

f) Função orgânica: álcool

Nomenclatura: 4-etil-hexan-1-ol

g) Função orgânica: ácido carboxílico

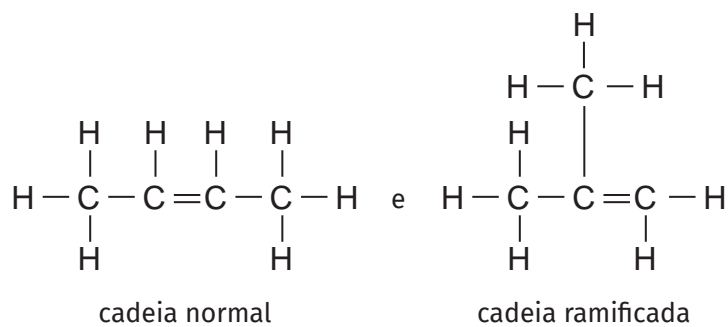
Nomenclatura: ácido 2-metil-butanoico

h) Função orgânica: aldeído

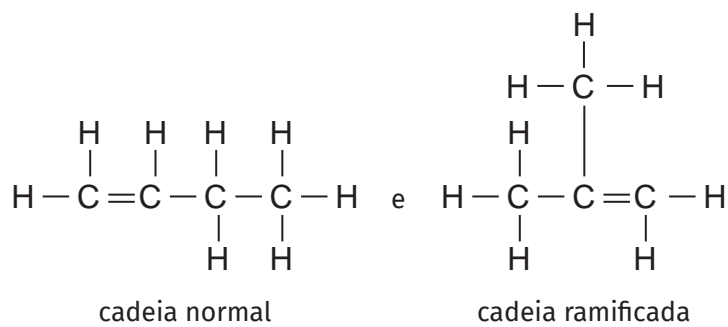
Nomenclatura: butanal

6. Isomeria de função

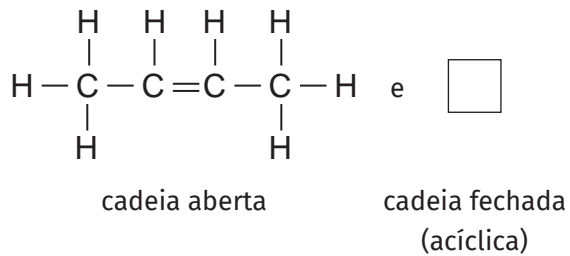
7.



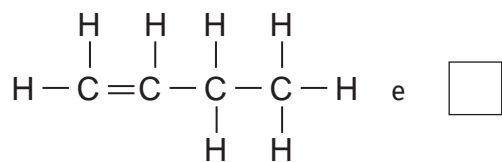
ou



ou



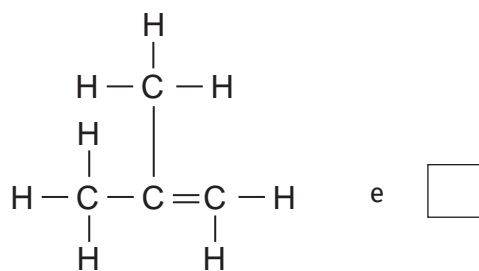
ou



cadeia aberta

cadeia fechada
(acíclica)

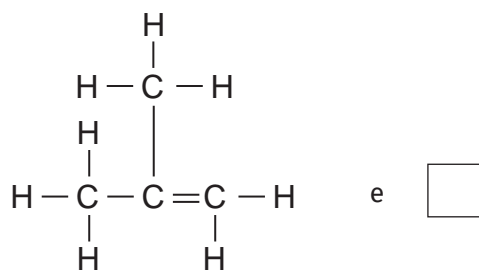
ou



cadeia aberta

cadeia fechada
(acíclica)

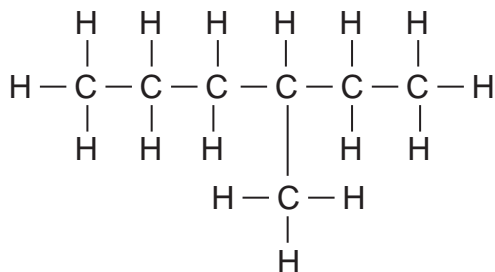
ou



cadeia aberta

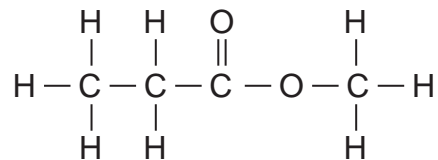
cadeia fechada
(acíclica)

8.

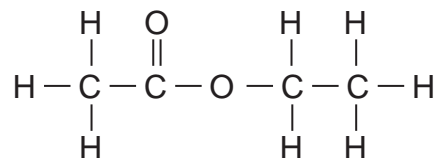


3-metil-hexano

9.

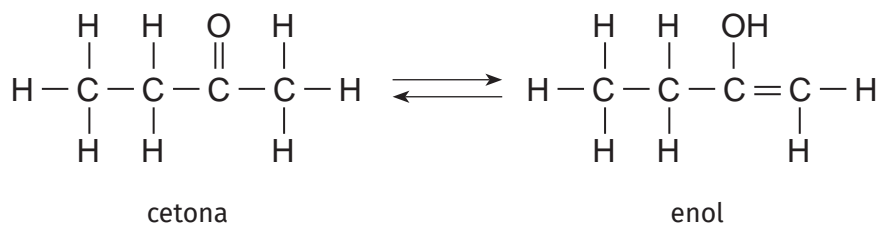


Nomenclatura: propanoato de metila

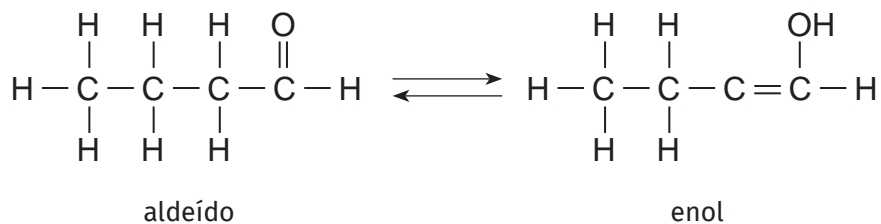


Nomenclatura: etanoato de etila

10.



ou



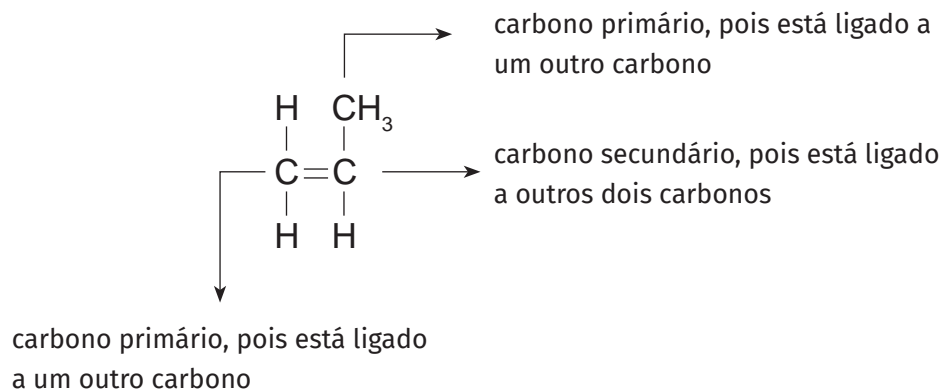
11. A estrutura apresenta quatro carbonos assimétricos (carbonos 2, 3, 4 e 5), logo, possui:

isômeros ativos = $2^4 = 16$ isômeros, sendo que, dos 16 isômeros ativos, 8 são dextrógiros e 8 são levógiros.

Isômeros inativos = $2^{4-1} = 8$, correspondendo às misturas racêmicas.

12.

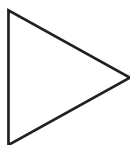
a)



b) Cadeia aberta, pois não forma ciclos; normal, pois não possui ramificação; saturada, pois não possui ligações duplas ou triplas entre carbonos; e homogênea, pois não possui heteroátomo.

c) O monômero é o propileno, cuja nomenclatura é propeno.

d) O propileno e seu isômero possuem a mesma fórmula molecular C_3H_6 . Com essa fórmula molecular, pode-se escrever a estrutura:



Reações químicas

02

metas

Apresentar o fenômeno químico por meio de equações químicas que identifiquem os produtos, os reagentes e as condições para que ele ocorra. Destacar as reações de neutralização, combustão e oxirredução, bem como a importância das reações de oxirredução espontânea para a fabricação de pilhas.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- representar um fenômeno químico por meio de uma equação química;
- reconhecer os reagentes e produtos das equações químicas;
- ajustar os coeficientes das equações químicas pelo método das tentativas;
- prever os produtos das reações de combustão, óxidos com água e neutralização total;
- reconhecer uma reação de oxirredução;
- determinar o número de oxidação dos elementos que compõem as substâncias em uma reação de oxirredução;
- reconhecer os agentes oxidantes e redutores;
- analisar a estrutura da pilha;
- determinar a força eletromotriz da pilha.

Introdução

Observando fenômenos no nosso dia a dia, como a fermentação da farinha de trigo para a produção de pizza, a queima de uma vela, o enferrujamento de peças em que o ferro está presente, o apodrecimento das frutas, além de outros que, certamente, estão vindo à sua cabeça, ficamos pensando se é possível representar todas essas transformações a partir do conhecimento já construído até aqui. Podemos, sim, porém, para caracterizar esses e outros fenômenos químicos, é preciso revisar os conceitos fundamentais já estudados, elaborar definições essenciais e atentar para as condições necessárias à representação de uma equação química. Além da representação balanceada da equação, é importante entender que os cientistas, no decorrer do tempo, buscaram explicar, por meio do desenvolvimento de novos conceitos e equações matemáticas, de que forma a energia química pode ser convertida em energia térmica e elétrica. Nesta unidade, entenderemos como se representa um fenômeno químico e compreenderemos as condições para que ocorra a conversão da energia química em elétrica, que foi que levou ao desenvolvimento das pilhas.

Reação química

A reação química que representa o fenômeno químico traduz, por meio de uma equação química, as condições e as substâncias presentes antes e depois da transformação. Nessa equação, apresentamos os reagentes,

substâncias antes da transformação, e os produtos, substâncias após a transformação.

Buscando fixar o conceito anteriormente apresentado, usaremos como exemplo a equação química que traduz a combustão total do gás propano (C_3H_8), comumente utilizado para o funcionamento dos fogões ou dos fogareiros portáteis, por ser facilmente liquefeito e transportado.

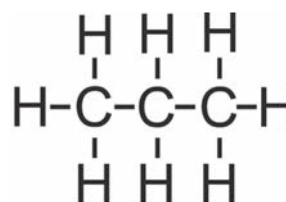
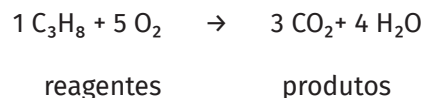


Figura 2.1: Fórmula estrutural do gás propano, cuja fórmula molecular é C_3H_8 .

Para escrever essa equação, é necessário compreendermos que, além do reagente propano, há também o gás oxigênio (O_2), identificado pela palavra *combustão* ou *queima*, e que os produtos da queima dos hidrocarbonetos e as funções oxigenadas são as substâncias *gás carbônico* (CO_2), identificado pela expressão *combustão total*, *monóxido de carbono* (CO), identificado pela expressão *queima incompleta ou parcial*, e *água* (H_2O). A partir dessas informações, vamos escrever a equação da queima desse gás:



Lembre-se de que a seta (\rightarrow) é usada para isolar as substâncias *reagentes* das substâncias *produtos*.

Para favorecer ainda mais a compreensão de que as substâncias são modificadas após um fenômeno químico, usaremos o modelo de bolas (**Figura 2.2**) descrito a seguir:

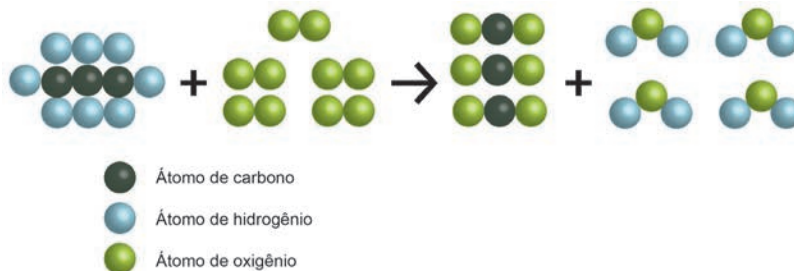
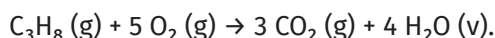


Figura 2.2: Representação da reação.

Na equação dada, estão representadas as substâncias que vão reagir, ou seja, os reagentes: C_3H_8 (gás propano), O_2 (gás oxigênio), além das substâncias que serão formadas na reação, os chamados *produtos*: CO_2 (gás carbônico) e H_2O (água). Há também, nessa equação, as quantidades relativas dos reagentes e dos produtos, que 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.

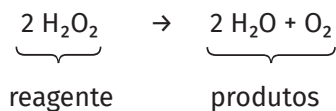
Na equação química, podemos também apresentar os estados físicos das substâncias envolvidas com a utilização da notação: (s) sólido; (l) líquido; (g) gás, (v) vapor ou (aq) aquoso, quando a substância se encontra dissolvida em água. Dessa forma, a equação da reação de combustão total do propano pode ser expressa da seguinte maneira:



Atividade

1. Transforme em equações químicas as frases a seguir e indique os reagentes e produtos, conforme o modelo oferecido: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

Modelo: duas (2) moléculas de água oxigenada (H_2O_2) se decompõem, formando duas moléculas de água (H_2O) e uma molécula de oxigênio (O_2).



a) Uma (1) 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 (1) molécula de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se decompõe, originando 12 átomos de carbono e 11 moléculas de água.

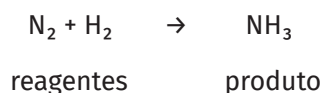
Balanceamento de equação química

No século XVIII, o grande cientista francês Lavoisier (1743 – 1794) elaborou a Lei de Conservação da Matéria: “*num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos*”. Isso significa que, 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 o balanceamento de uma equação química.

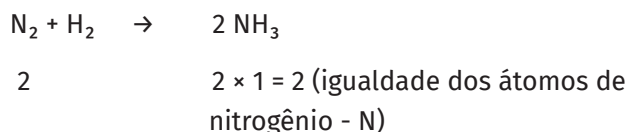
O princípio básico que devemos ter em mente para o balanceamento de uma equação é o de que a quantidade de átomos de determinado elemento deve ser constante nos dois membros da equação, ou seja, o número de átomos nos reagentes é igual ao número de átomos do lado do produto.

Para que possamos compreender o processo de balanceamento, vamos realizá-lo por meio de dois exemplos:

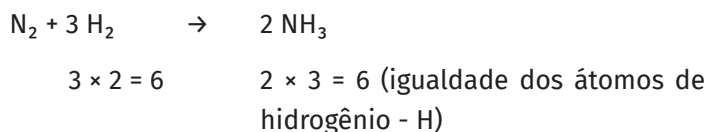
- Síntese da amônia (NH_3) a partir da reação dos gases hidrogênio (H_2) e nitrogênio (N_2):



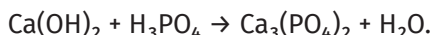
Para a realização do balanceamento, podemos começar tanto pelo elemento hidrogênio (H) como pelo elemento nitrogênio (N), uma vez que ambos aparecem em uma única substância de cada lado, ou seja, reagente e produto. Dessa forma, escolhendo o elemento nitrogênio (N), observamos que há dois átomos no reagente (N_2) e um átomo no produto (NH_3). Por isso, vamos multiplicar por dois a substância NH_3 (produto), para termos a igualdade dos átomos de nitrogênio dos dois lados, conforme reação a seguir:



Agora, observando o elemento hidrogênio (H), podemos ver que há dois átomos no reagente (H_2) e seis átomos no produto, pois, quando a amônia (NH_3) é multiplicada por dois temos, então, $2 \times 3 = 6$. Por isso, vamos multiplicar a substância reagente (H_2) por três, conforme reação a seguir:

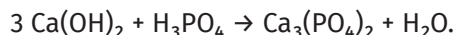


- Neutralização do hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , pelo ácido fosfórico, H_3PO_4 :

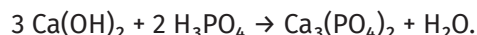


Para iniciarmos o balanceamento, precisamos começar pelos elementos que aparecem em uma única substância, tanto para os reagentes como para os produtos. Dessa forma, observamos que podemos iniciar pelos elementos cálcio (Ca), que aparece nas substâncias Ca(OH)_2 (reagente) e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (produto) e fósforo (P), que aparece nas substâncias H_3PO_4 (reagente) e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (produto). Já o elemento hidrogênio (H) não serve, pois aparece em duas substâncias reagentes, Ca(OH)_2 e H_3PO_4 . Isso também se repete com relação ao elemento oxigênio.

Escolhendo o cálcio (Ca), podemos perceber que, na fórmula do hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2), reagente, há um átomo. Porém, no segundo membro da equação (produtos), existem três átomos de cálcio no fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Logo, ao iniciar a reação, esses três já estavam presentes, pois tem de haver a mesma quantidade de átomos nos reagentes e nos produtos. Dessa forma, colocamos o coeficiente três para o hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2):

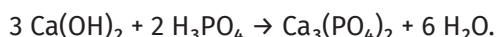


Agora, observando o elemento fósforo (P), podemos perceber que, na fórmula do ácido fosfórico (H_3PO_4), reagente, temos um átomo de fósforo e, no fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), produto, estão presentes dois átomos. Por isso, vamos colocar o coeficiente dois no ácido fosfórico (H_3PO_4):



Por último, observando o elemento químico hidrogênio (H), podemos perceber que, após

o balanceamento dos reagentes, temos, para o ácido fosfórico (H_3PO_4), seis átomos ($2 \times 3 = 6$), e, para o hidróxido de sódio (Ca(OH)_2), seis átomos também ($3 \times 2 = 6$), totalizando, então, 12 átomos do elemento hidrogênio nos reagentes. Dessa forma, para termos 12 átomos de hidrogênio no produto, teremos que multiplicar a água (H_2O) por seis, já que a molécula possui dois átomos e, assim, teremos a igualdade de átomos de hidrogênio dos dois lados ($6 \times 2 = 12$):



Por fim, vamos observar o elemento químico oxigênio (O). Sempre que a equação for balanceada corretamente, o número de átomos de oxigênio será o mesmo nos reagentes e produtos. Então, vamos verificar! Nos reagentes, temos seis (3×2) átomos do hidróxido de cálcio (Ca(OH)_2) e oito (2×4) átomos do ácido fosfórico (H_3PO_4), totalizando 14 átomos de oxigênio. Nos produtos, o fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) contribui com oito (4×2) átomos e a água (H_2O) contribui com seis (6×1), totalizando, também, 14 átomos de oxigênio.

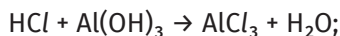
Após o exercício de balanceamento da reação de neutralização, citado anteriormente, podemos destacar que:

balancear ou ajustar uma equação química é encontrar os coeficientes (números que escrevemos na frente das fórmulas) de cada fórmula que representa a substância, de tal maneira que o número total de átomos de cada elemento seja o mesmo nos reagentes e produtos.

Atividade

2. Utilizando o método das tentativas, monte a equação, quando necessário, e faça o balanceamento da reação: *(Anote as respostas em seu caderno.)*

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



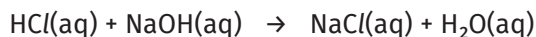
b) de decomposição do bicarbonato de sódio (NaHCO_3), produzindo carbonato de sódio (Na_2CO_3), gás carbônico e água.

Prevendo o(s) produto(s) de algumas reações inorgânicas

O produto de uma reação é caracterizado por vocabulários específicos do texto. A palavra neutralização, por exemplo, indica que o produto é um sal, assim como a expressão combustão total indica que o produto é o gás carbônico. Dessa forma, observe o tipo de reação e o produto formado.

Reação de neutralização total

Ao misturamos uma solução aquosa de ácido com uma de base, ocorrerá reação entre todos os íons H^+ (aq) (liberados pelo ácido) e OH^- (aq) (liberados pela base), formando água (H_2O) e um segundo produto, o *sal*. Essa reação é denominada *neutralização*. Observe a reação do ácido clorídrico (HCl) com o hidróxido de sódio (NaOH), apresentada a seguir:



ácido base sal água

Para essa reação, podemos observar que o sal (NaCl) formado está dissolvido em água. Por isso, observaremos um sistema homogêneo, parecendo que nada foi formado. Logo, se colocarmos esse líquido para ferver, provocando a evaporação completa da água, restará, no fundo do recipiente, um sólido branco (NaCl) que pertence a um grupo de substâncias denominadas *saís*. Observe o desenho a seguir:

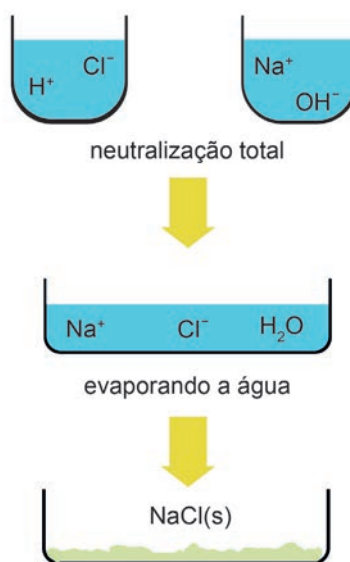
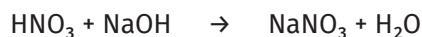


Figura 2.3: Representação de uma neutralização total.

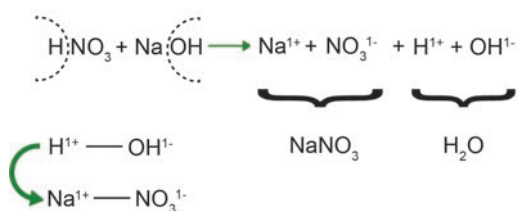
Vamos, na sequência, analisar outros exemplos de neutralização total.

- Reação entre ácido nítrico (HNO_3) e hidróxido de sódio (NaOH)

Para essa reação, observe que o ácido apresenta 1 H^+ e a base apresenta 1 OH^- , ou seja, há a mesma quantidade de íons H^+ e OH^- . Nesse caso, haverá a formação de uma molécula de água (H_2O). Dessa forma, a proporção entre os reagentes e produtos será de 1 para 1.

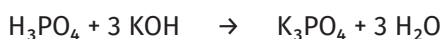


ácido base sal água

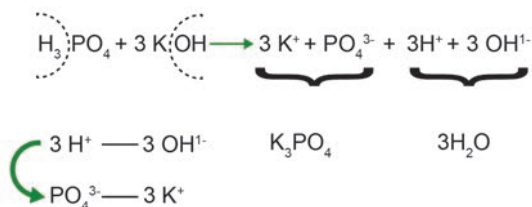


- Reação entre ácido fosfórico (H₃PO₄) e hidróxido de potássio (KOH)

Para essa reação, observe que o ácido apresenta 3 H⁺ e a base apresenta 1 OH⁻, ou seja, não há a mesma quantidade de íons H⁺ e OH⁻. Nesse caso, teremos que multiplicar a base por 3 KOH, para que ocorra a neutralização total. Porém, vale ressaltar que, nesse caso, teremos a formação de três moléculas de água (H₂O).



ácido base sal água



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: (*Anote as respostas em seu caderno.*)

- 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 sulfúrico (H₂SO₄) com hidróxido de magnésio (Mg(OH)₂).

c) Ácido nítrico (HNO₃) com hidróxido de zinco (Zn(OH)₂).

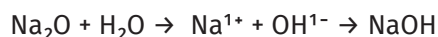
Reações de óxidos

A identificação do tipo de óxido é fundamental para a previsão dos produtos. Por isso, tenha atenção aos diferentes produtos formados.

Óxidos básicos com água

Ao reconhecer que a substância é um óxido (composto binário, sendo o oxigênio mais eletronegativo (O²⁻)) formado por um metal com carga 1⁺ ou 2⁺ e ligado ao elemento oxigênio, podemos afirmar que a substância é um óxido básico e que, ao reagir com a água, formará uma base.

Vejamos o exemplo do óxido de sódio (Na₂O). Analisando a fórmula, observamos que é um composto formado por dois elementos químicos (binário), apresenta o oxigênio como elemento mais eletronegativo (eletronegatividade de 3,5) e o sódio como elemento menos eletronegativo (eletronegatividade de 0,9); por isso, classificamos a substância Na₂O como *óxido*. Como o sódio (Na) é um metal alcalino que assume carga 1⁺, podemos, então, classificá-lo como *óxido básico*. Dessa forma, o Na₂O vai reagir com a água para formar uma base, conforme a equação a seguir:

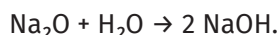


ou

**óxido básico****base**

Se você observar bem, vai ver que, nos reagentes, temos dois átomos de sódio (Na), e, no produto, apenas um. Verá também que o número de átomos de hidrogênio e o de oxigênio estão diferentes nos reagentes e no produto.

Para acertarmos a equação, precisamos fazer o balanceamento, ou seja, por meio de coeficientes, devemos fazer com que o número de átomos no primeiro membro (reagentes) fique igual ao do segundo membro (produto):



Atividade

4. Escreva a equação que representa a reação entre: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

- a) óxido de potássio (K_2O) e água;
- b) óxido de magnésio (MgO) e água.

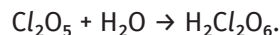
Óxidos ácidos (anidridos) com água

Ao reconhecer que a substância é um óxido (composto binário, sendo o oxigênio mais eletronegativo (O^{2-})) formado por um ametal ligado ao elemento oxigênio, podemos afirmar que a substância é um óxido ácido e que, ao reagir com a água, formará uma ácido (oxiácido).

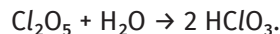
Vejamos o exemplo do CO_2 . Analisando a fórmula, observamos que ele é um composto formado por dois elementos químicos (binário), que apresenta o oxigênio como elemento mais eletronegativo (eletronegatividade de 3,5) e o carbono como elemento menos eletronegativo (eletronegatividade de 2,0); por isso, classificamos a substância CO_2 como *óxido*. Como o carbono (C) é um ametal, podemos, então, classificá-lo como *óxido ácido*. Dessa forma, o CO_2 vai reagir com a água para formar um ácido (oxiácido), conforme a equação a seguir:

**óxido ácido****ácido**

Para que esse conceito possa ser mais bem compreendido, vamos hidratar o anidrido clórico (Cl_2O_5):



Observando a fórmula do ácido formado, vemos que o número de átomos de cada elemento é múltiplo de dois, por isso, vamos simplificar, de modo a obter a fórmula usual desse ácido, porque as fórmulas das substâncias geralmente representam os átomos na menor proporção em números inteiros:



Atividade

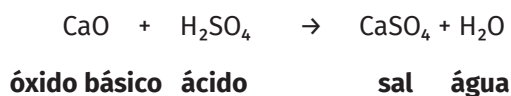
5. Escreva a equação que representa a reação entre: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

- a) anidrido sulfúrico (SO_3) e água;
- b) anidrido hipocloroso (Cl_2O) e água;
- c) anidrido fosfórico (P_2O_5) com três de água.

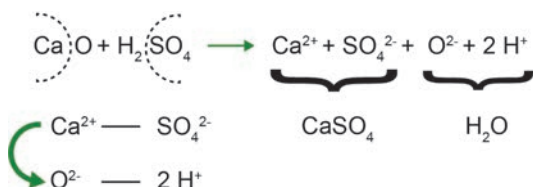
Óxidos básicos com ácidos

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

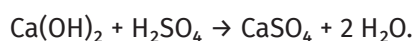
Vejamos o exemplo do óxido de cálcio – CaO (cal virgem ou viva) com o ácido sulfúrico (H₂SO₄):



Para compreendermos a formação do produto, podemos pensar nas cargas, pois o sal, quase sempre, é formado por um cátion metálico e um ânion inorgânico ou orgânico, cujo somatório das cargas é sempre nulo. Sendo assim, o íon cálcio no óxido apresenta carga + 2 (Ca²⁺), e o sulfato do ácido apresenta carga - 2 ((SO₄)²⁻); por isso, ao se unirem, já teremos uma carga nula, + 2 - 2 = 0 e, dessa forma, teremos um Ca²⁺ ligado a um (SO₄)²⁻.

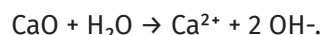


Observe que, se reagirmos o hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), base resultante da hidratação do óxido de cálcio (CaO + H₂O → Ca(OH)₂), com o ácido sulfúrico (H₂SO₄), obteremos os mesmos produtos da reação de neutralização do óxido básico com o ácido em questão, como vemos a seguir:



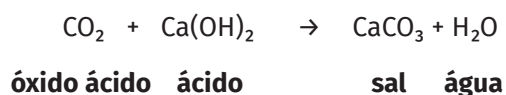
A calagem, processo usado para reduzir a acidez do solo, é um exemplo do conhecimento da reação do óxido básico com o

ácido. Nesse processo, é usada a cal virgem (formada pelos óxidos de cálcio (CaO) e magnésio (MgO)) ou o calcário (formado pelos sais carbonato de cálcio e magnésio). Usando a cal virgem, podemos afirmar que esses óxidos reagem com a água do solo e liberam os íons hidroxilas (OH⁻):

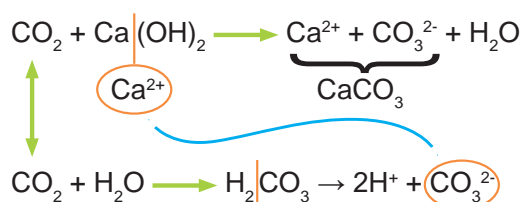


Óxidos ácidos (anidridos) com bases

Pelo caráter ácido desses óxidos, ou seja, por se comportarem como um ácido, eles reagem com bases, formando sal + água. Vejamos o exemplo da reação do anidrido carbônico - CO₂(gás carbônico) com hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂):

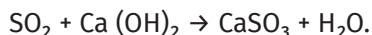


Para podermos entender o produto dessa reação, precisamos pensar que o CO₂, que é um óxido ácido, hidrata-se e forma o H₂CO₃ (ácido carbônico). O H₂CO₃, por sua vez, sofre ionização, ou seja, tem suas moléculas quebradas nos íons H⁺ e CO₃²⁻. O CO₃²⁻ (íon carbonato) atrai os íons Ca²⁺ para formar o CaCO₃ (carbonato de cálcio). Já os íons H⁺ se ligam aos íons OH⁻ (hidroxilas) para formar a H₂O (água). Para melhor compreensão, vamos representar as reações na sequência.



Pense no óxido reagindo com água, formando o ácido carbônico e esse, por sua vez, liberando o carbonato, que vai reagir com o íon cálcio.

A incineração de resíduos sólidos é uma alternativa para o tratamento do lixo, porém, um dos problemas desse tratamento é a liberação de óxidos ácidos gasosos, por isso esses gases precisam ser neutralizados. O hidróxido de cálcio é muito eficiente na neutralização dos óxidos de enxofre:



Reações de combustão total ou parcial

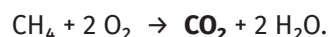
Na primeira Revolução Industrial, ocorrida na segunda metade do século XVIII, a indústria precisava de energia térmica, que era obtida pela queima de carvão. Já na segunda Revolução Industrial, que data da segunda metade do século XIX, a energia térmica era gerada a partir da queima dos derivados do petróleo. Consequentemente, nos dois casos, a indústria gerou muitos gases poluentes. O uso de combustível fóssil para gerar energia só cresceu e, com ele, a poluição do ar, do solo e da água. Um dos gases oriundos dessa produção de energia é o gás carbônico, também responsável pelo agravamento do efeito estufa.

A queima ou combustão desses combustíveis fósseis, pode ser total, gerando o gás carbônico, ou parcial, gerando monóxido de carbono. Outro destaque é que, para ocorrer a combustão total ou parcial, deve estar presente, como reagente, a substância oxigênio (O_2). Se o combustível a ser queimado tiver a presença do elemento hidrogênio

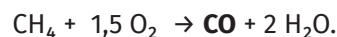
na sua composição, a água (H_2O) será outro produto a ser gerado.

Para que você possa entender melhor o conceito da queima, faremos a combustão completa e parcial do gás metano (CH_4).

Combustão completa ou total:
o produto é o gás carbônico (CO_2):



Combustão parcial ou incompleta:
o produto é o monóxido de carbono (CO):



Observe que o que leva à formação de diferentes produtos é a quantidade de gás oxigênio. Por isso, há alguns anos, não é mais permitido que os aquecedores a gás fiquem dentro do banheiro, mas somente em área externa, para garantir a ventilação e evitar, com isso, a produção do monóxido de carbono (CO), que é um gás que, quando inalado em grandes quantidades, pode levar a óbito.

Atividade

6. Partindo do texto indicado em cada um dos itens a seguir, monte a equação química e faça o balanceamento, se necessário. (Anotar as respostas em seu caderno.)

a) O acetileno (C_2H_2) é um gás incolor, insípido e inflamável que foi largamente utilizado como gás combustível em maçaricos de solda, além de ser utilizado para acelerar o amadurecimento de algumas frutas. O acetileno pode ser gerado pela reação entre carbeto de cálcio (CaC_2), conhecido como carbureto, e água (H_2O). Nesse processo também é gerada a substância hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$).

b) A função principal do ácido clorídrico (HCl) no estômago é proporcionar um pH ótimo para o funcionamento normal das enzimas ali presentes. Quando há excesso, sentimos um desconforto popularmente chamado de azia, que pode facilmente ser combatida ingerindo-se bicarbonato de sódio (NaHCO_3), que vai agir como um antiácido, produzindo cloreto de sódio (NaCl), gás carbônico (CO_2) e água (H_2O).

c) O calcário é uma rocha constituída de carbonato de cálcio (CaCO_3) e é muito utilizado na produção de cal viva (CaO), por meio da reação de decomposição. Além da cal, há a produção de gás carbônico (CO_2).

d) Em algumas operações militares, grupos especiais utilizam artefatos explosivos, como granadas de mão, denominadas de *Luz e Som* (ou atordoantes). Algumas granadas desse tipo podem possuir, como reagente e componente principal, o magnésio (Mg) metálico em pó. A luz emitida por essa granada é resultado da reação química entre o magnésio metálico pulverizado e o oxigênio do ar (O_2), produzindo o óxido de magnésio (MgO).

e) A gasolina é um combustível constituído de uma mistura de diversos hidrocarbonetos, que, em média, pode ser representada pelo octano (C_8H_{18}). Esse composto, quando sofre combustão total, produz gás carbônico (CO_2) e vapor d'água (H_2O).

f) A fotossíntese é um processo de conversão de energia luminosa em energia química. A planta absorve energia e transforma gás carbônico (CO_2) e vapor d'água (H_2O) em glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) e gás oxigênio (O_2).

Convertendo energia química em elétrica – desenvolvimento da pilha

Em alguns interiores rurais do Brasil, a lanterna é um instrumento muito usado para iluminar o caminho à noite. O marca-passo é um aparelho que, através de estímulos elétricos, controla os batimentos cardíacos. O que há em comum entre esses dois exemplos? Ambos funcionam com corrente elétrica gerada a partir das famosas pilhas (baterias), as mesmas usadas em relógio, celular, controle remoto, máquinas fotográficas, rádios, entre outros.

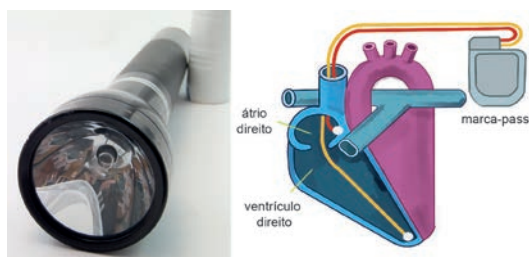


Figura 2.4: Uma lanterna e um aparelho de marca-passo usam pilhas ou baterias para gerar energia elétrica.

História do desenvolvimento da pilha

Estimulado pelo estudo da teoria da eletricidade animal, desenvolvido por Galvani a partir de 1780, Alessandro Volta começou, em 1792, a estudar a geração de corrente elétrica a partir do contato de metais diferentes embebidos em soluções aquosas

com a presença de íons. Após vários experimentos em torno da condução da corrente elétrica, em 1800, Volta criou a primeira pilha elétrica, que passou a ser chamada de pilha de Volta, pilha galvânica ou pilha voltaica. Para a construção dessa pilha, ele usou várias séries de dois discos de metais diferentes, zinco e cobre, intercalados com pedaços de tecido embebidos em soluções aquosas de sal ou vinagre, empilhando-os até formar uma grande coluna. Essas soluções, salinas ou ácidas, são formadas por eletrólitos que possibilitam um fluxo de elétrons de um metal para outro. Esses eletrólitos são íons em equilíbrio, carregados positivamente – cátions – e negativamente – ânions.

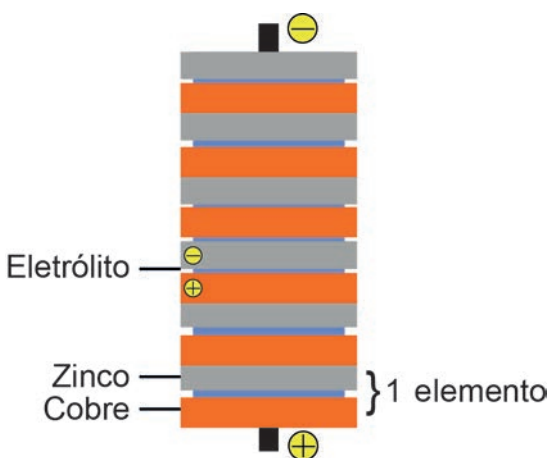


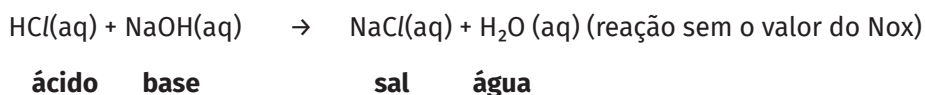
Figura 2.5: Pilha de Volta.

Reações que geram corrente elétrica

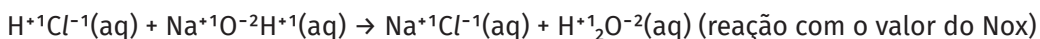
Agora que conhecemos a possibilidade de produção de corrente elétrica a partir de uma reação química, podemos nos questionar: será que toda reação química produz corrente elétrica? A resposta é *não*. Então, como identificar quais reações geram corrente?

Somente geram corrente as reações que ocorrem com oxirredução, ou seja, toda reação em que o número de oxidação (Nox) varia após a reação química. Para que você compreenda essa abordagem, apresentaremos dois exemplos de reações químicas, sendo uma com e outra sem variação de Nox.

A reação de neutralização do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio, mostrada na sequência, ocorre com oxirredução?



A resposta a essa pergunta depende da verificação da carga de cada elemento químico na reação. Para que você entenda melhor, nós colocaremos o Nox de cada um na forma de expoente, semelhante à carga do cátion e do ânion.



Podemos verificar que o Nox de todos os elementos permanece o mesmo antes e depois da reação. Tomando como exemplo o elemento hidrogênio (H), observamos que, tanto combinado ao elemento cloro, no ácido clorídrico (HCl), quanto ao elemento oxigênio, na água (H₂O), ele mantém o Nox de + 1. Logo, a reação acima ocorre sem oxirredução.

A reação de oxidação do ferro ocorre com oxirredução?



A resposta a essa pergunta depende da verificação da carga de cada elemento químico na reação. Para que você compreenda, colocaremos o Nox de cada um na forma de expoente, semelhante à carga do cátion e do ânion.

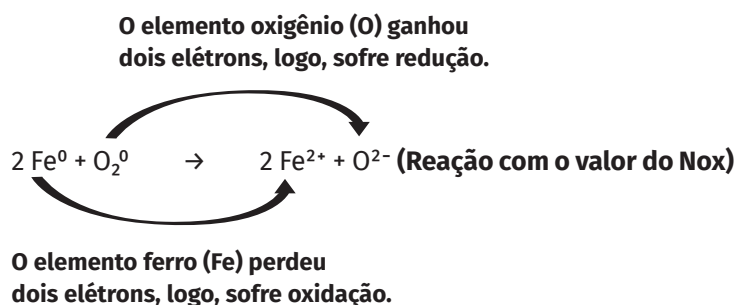


Podemos verificar que o Nox de todos os elementos foi alterado depois da reação. Observe o elemento químico ferro (Fe) e veja que ele, como reagente, apresentava Nox igual a 0, porém, como produto, apresenta, agora, Nox + 2, ou seja, o ferro, nessa reação, perdeu dois elétrons. O elemento químico oxigênio (O), como reagente, apresentava carga zero (0), porém, como produto, apresenta carga - 2, ou seja, ele ganhou dois elétrons.

Dessa forma, afirmamos que a primeira reação ocorreu sem oxirredução, ao passo que a segunda ocorreu com oxirredução. Por isso, a oxidação do ferro gera corrente elétrica.

Agente oxidante e agente redutor

Como no processo de oxirredução há movimento de elétrons, torna-se necessária a identificação dos elementos químicos que perderam e ganharam elétrons. Dessa forma, os termos oxidação e redução se referem, respectivamente, aos elementos que perderam e ganharam elétrons. O elemento que sofreu oxidação é denominado *agente redutor* e o que sofreu redução é chamado de *agente oxidante*. Vejamos o exemplo da oxidação do ferro pelo oxigênio, para identificarmos os agentes redutor e oxidante, além de escrevermos as semirreações de oxidação e redução.



Elemento ferro (Fe): observe que o número de oxidação foi de 0 para +2, logo, ele *sofreu oxidação* e, por isso, é o *agente redutor*.

Semirreação de oxidação: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$. Nessa reação, o elétron é produto.

Elemento oxigênio (O): observe que o número de oxidação foi de 0 para -2, logo, ele *sofreu redução* e, por isso, é o *agente oxidante*.

Semirreação de redução: $\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}^{2-}$. Nessa reação, o elétron é reagente.

lá na plataforma

Para ampliar o nosso conhecimento e compreender a diferença entre uma atmosfera inerte e uma oxidante, vamos assistir ao vídeo disponível na plataforma.

Como calcular o número de oxidação?

Você deve estar pensando em como determinar essas cargas que denominamos *número de oxidação* (Nox). Pois bem, para a determinação do Nox, é importante verificar quem é o elemento mais eletronegativo, ou seja, aquele que ganha elétron, pois ele ficará com carga negativa, e o elemento menos eletronegativo, o que perde elétron, pois este ficará com carga positiva. Porém, para agilizar a determinação do número de oxidação (Nox), é importante termos algumas referências baseadas na tabela periódica.

1. Os metais alcalinos (Grupo 1 A) e a prata Ag têm sempre Nox = +1.
2. Os metais alcalinos terrosos (Grupo 2 A) e o zinco Zn têm sempre Nox = +2.

3. O alumínio (Al) tem sempre Nox = +3.

4. Os elementos do grupo 17, halogênios (Grupo 7 A), em compostos binários, quando mais eletronegativos, apresentam sempre Nox = -1.

5. Os elementos do grupo 16, calcogênios (Grupo 6 A), em compostos binários, quando mais eletronegativos, apresentam sempre Nox = -2.

6. Os elementos do grupo 15 (Grupo 5 A), em compostos binários, quando mais eletronegativos, apresentam sempre Nox = -3.

7. Nos compostos contendo hidrogênio, o átomo desse elemento, quando é o menos eletronegativo, tem Nox = +1. Porém, nos hidretos (substâncias do tipo LiH, NaH), como o hidrogênio é o mais eletronegativo, fica com Nox = -1.

8. O número de oxidação do oxigênio, quando é o mais eletronegativo, apresenta Nox = -2. Porém, em casos como:

- OF_2 , em que o flúor é o mais eletronegativo, o oxigênio passa a ter Nox = +2;
- na água oxigenada H_2O_2 , o Nox é igual a -1.

9. Os átomos, nas *substâncias simples*, têm número de *oxidação igual a zero* (Nox = 0). Exemplos: Fe^0 , O_2^0 .

10. O *somatório dos Nox nas substâncias compostas é sempre igual a zero* (0). Exemplo: $\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{*x}\text{O}^{2-}$.

Para determinar o Nox do cloro (Cl), precisamos usar essas referências e, dessa forma, temos: $+1 + -2 = 0$, logo $x = +1$.

Para fixarmos as regras dadas, faremos cinco exemplos com o objetivo de determinar o número de oxidação dos elementos químicos destacados nas substâncias a seguir.

1. $\text{Na}\underline{\text{Cl}}\text{O}_3$

Podemos fazer as afirmações que se seguem:

- O oxigênio é o mais eletronegativo de todos e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.
- Agora, temos os elementos químicos sódio (Na) e cloro (Cl), porém, o sódio é o menos eletronegativo e apresenta carga fixa (Nox = +1), enquanto o cloro, não sendo o mais eletronegativo, pode ter Nox variado.
- Já que conhecemos os Nox dos elementos sódio (Na) e oxigênio (O), agora vamos atribuir as cargas e determinar o número de oxidação do cloro (Cl).



Como esse composto apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o Na^{+1} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+1) é multiplicada por 1.

Para o Cl^{+x} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Para o O^{2-} , temos três átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por 3.

Dessa forma, temos:

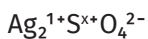
Elemento químico com carga	Na^{+1}	Cl^{+x}	O^{2-}
Número de átomos	1	1	3
Carga total (Carga × nº átomos)	$+1 \cdot 1 = +1$	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 3 = -6$
Somatório igual a zero (0)	$+1 + x - 6 = 0$ $+x - 5 = 0$ $x = +5$		

2. $\text{Ag}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$

Podemos fazer as afirmações que se seguem.

- O oxigênio é o mais eletronegativo de todos e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.
- Agora, temos os elementos químicos prata (Ag) e enxofre (S), porém, a prata é o menos eletronegativo e apresenta carga fixa (Nox = +1), enquanto o enxofre, não sendo o mais eletronegativo, pode ter Nox variado.

- Já que conhecemos os Nox dos elementos prata (Ag) e oxigênio (O), vamos, agora, atribuir as cargas e determinar o número de oxidação do enxofre (S).



Como o composto dado apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o Ag^{+1} , temos apenas dois átomos, logo, a carga (+1) é multiplicada por 2.

Para o S^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Para o O^{2-} , temos quatro átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por 4.

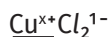
Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	Ag^{+1}	S^{x+}	O^{2-}
Número de átomos	2	1	4
Carga total (Carga × nº átomos)	$+1 \cdot 2 = +2$	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 4 = -8$
Somatório igual a zero (0)	$+2 + x - 8 = 0$ $+x - 6 = 0$ $x = +6$		

3. CuCl_2

Podemos fazer as afirmações que se seguem.

- O cloro (Cl) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 17 (VIIA), terá Nox igual a -1.
- Agora, temos o elemento químico cobre (Cu), que não apresenta Nox fixo e, por isso, precisamos calculá-lo.
- Já que conhecemos os Nox do elemento cloro (Cl), vamos, agora, determinar o número de oxidação do cobre (Cu).



Como esse composto apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o Cl^{1-} , temos dois átomos, logo, a carga (-1) é multiplicada por 2.

Para o Cu^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	Cu^{x+}	Cl^{1-}
Número de átomos	1	2
Carga total (Carga \times nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-1 \cdot 2 = -2$
Somatório igual a zero (0)	$+x - 2 = 0$ $+x = +2$	

4. FeS

Podemos fazer as afirmações que se seguem.

- O enxofre (S) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.
- Agora, temos o elemento químico ferro (Fe), que não apresenta Nox fixo e, por isso, devemos calculá-lo.
- Já que conhecemos os Nox do elemento enxofre (S), vamos, agora, determinar o número de oxidação do ferro (Fe).



Como esse composto apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o S^{2-} , temos um átomo, logo, a carga (-2) é multiplicada por 1.

Para o Fe^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	Fe^{x+}	S^{2-}
Número de átomos	1	1
Carga total (Carga \times nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 1 = -2$
Somatório igual a zero (0)	$+x - 2 = 0$ $+x = +2$	

5. NO_3^{1-}

Podemos fazer as afirmações que se seguem.

- O oxigênio (O) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.

- Agora, temos o elemento químico nitrogênio (N), que não apresenta Nox fixo e, por isso, temos que fazer os cálculos.
- Já que conhecemos os Nox do elemento oxigênio (O), vamos, agora, determinar o número de oxidação do nitrogênio (N).



Como esse composto apresenta carga negativa de -1, iremos igualar o somatório das cargas a -1.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o O^{2-} , temos três átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por 3.

Para o N^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	N^{x+}	O^{2-}
Número de átomos	1	3
Carga total (Carga × nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 3 = -6$
Somatório igual a -1	$+x - 6 = -1$ $+x = +5$	

Atividade

(Anote as respostas em seu caderno.)

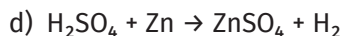
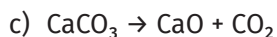
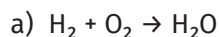
7. Para que você possa se apropriar do conceito de número de oxidação, determine o Nox para os elementos destacados nas substâncias a seguir:

- | | |
|---|--|
| a) anidrido sulfuroso (<u>S</u> O_2): | d) iodato de sódio (<u>Na</u> IO_3): |
| b) íon sulfato (<u>S</u> O_4) $^{2-}$: | e) cloreto cuproso (<u>Cu</u> Cl): |
| c) iodeto de sódio (<u>Na</u> I): | f) bromo (<u>Br</u> $_2$): |

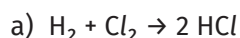
8. A hidroxiapatita, um mineral presente em ossos e dentes, é constituída de íons fosfato (PO_4) $^{3-}$ e hidróxido (OH) $^{1-}$. A sua fórmula química pode ser representada por $Ca_x(PO_4)_3(OH)$. O valor de x nessa fórmula é:

- | | |
|------|------|
| a) 1 | d) 4 |
| b) 2 | e) 5 |
| c) 3 | |

9. Agora que sabemos determinar o número de oxidação (Nox) de todos os elementos dentro das substâncias, verifique quais reações químicas conduzem corrente, ou seja, ocorrem com oxirredução.



10. Agora que você já sabe determinar o número de oxidação de cada elemento, dentro de cada substância, e reconhecer se a reação ocorre com oxirredução, indique os agentes oxidante e redutor das reações a seguir.



Compreendendo o funcionamento da pilha

Para reações que ocorrem com oxirredução de forma espontânea, podemos construir uma pilha. Porém, para que possamos usufruir do fluxo de elétrons gerado, é necessário isolar os metais por ponte salina ou membrana semipermeável dentro de soluções iônicas e ligá-los por um fio condutor, conforme a **Figura 2.6**. Para que você possa compreender melhor, vamos apresentar todas as partes de uma pilha formada pelos metais zinco e cobre, cuja reação, espontânea, está representada aqui:

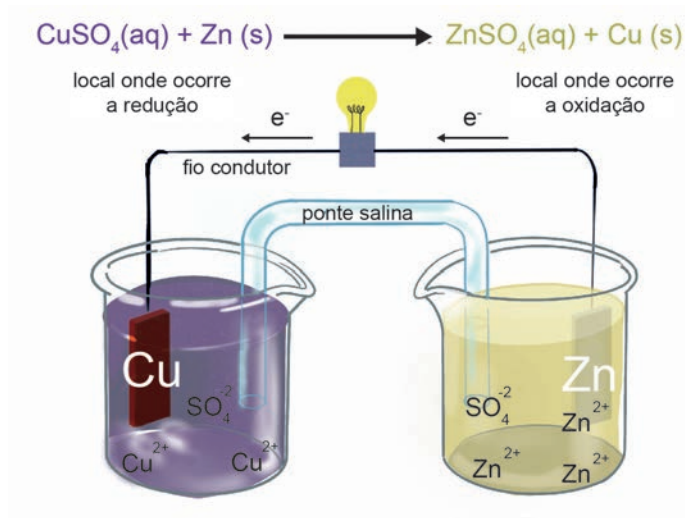
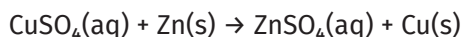
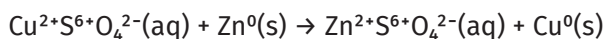


Figura 2.6: Pilha de zinco e cobre em funcionamento.

Para que possamos compreender o funcionamento da pilha, é necessário analisar o Nox de todos os elementos químicos para a reação citada. Logo, usando os critérios do item "Como calcular o número de oxidação?", vamos colocar o número de oxidação de todos os elementos químicos.



Analisando a reação com os Nox e a pilha em funcionamento, podemos concluir que o íon cobre (Cu^{2+}) ganhou dois elétrons, tendo sofrido redução, enquanto o metal zinco (Zn) perdeu dois elétrons e sofreu oxidação, conforme as semirreações a seguir:

semirreação de redução: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$;

semirreação de oxidação: $\text{Zn}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$.

Observe que os elétrons circulam pelo fio metálico que liga as placas metálicas (fio condutor) do metal (Zn) para o íon cobre (Cu^{2+}). Para identificar as diferentes regiões da pilha, designamos o local onde ocorre a oxidação como *anodo* e o local onde ocorre a redução como *catodo*; consequentemente, os elétrons circulam do *anodo para o catodo*. Para equilibrar os íons dentro dos recipientes, usamos um tubo denominado *ponte salina*, região contendo uma solução aquosa de sal.

Agora, você deve estar se perguntando: qual a relação dessa pilha de laboratório com a pilha que compramos para ser usada nos aparelhos? Na pilha que compramos, a ponte salina é substituída por uma membrana semipermeável, que permite o fluxo de íons, equilibrando as diferentes regiões anodo e catodo, identificadas pelos sinais (-) e (+), respectivamente.

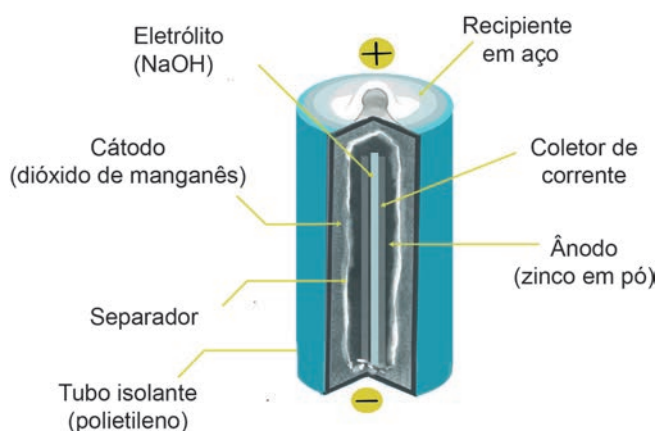


Figura 2.7: Pilha seca de Leclanché.

Para resumir o que foi escrito anteriormente, podemos fazer o seguinte quadro:

Pilha	Anodo		Catodo	
	Reação	Sinal	Reação	Sinal
	Oxidação	(-)	Redução	(+)

Quadro 2.1

Determinação da diferença de potencial (ddp) ou força eletromotriz (fem) da pilha medida em volt (V)

A força eletromotriz de uma pilha é diretamente proporcional à intensidade da corrente elétrica produzida, por isso, quanto maior a diferença de reatividade entre os metais, maior será a força eletromotriz.

Diferença de potencial (ddp) padrão

Para poder calcular a força eletromotriz de uma pilha, convencionou-se medir o potencial (de redução e de oxidação) de cada eletrodo em relação a um eletrodo padrão. O escolhido para ser o padrão foi o eletrodo de hidrogênio, que é formado por um fio de platina (Pt), dentro de um tubo de vidro preenchido com a mistura de gás hidrogênio (H_2), sob pressão de 1 atm e solução de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L de íons $H^+(aq)$, na temperatura de 25°C. A partir desse padrão, tabelou-se a ddp de redução ou oxidação dos elementos químicos nas mesmas condições.

Podemos tomar como exemplo a ddp do zinco (Zn). Observando a figura a seguir, veremos que, nas condições-padrão, a ddp de oxidação do zinco (Zn) é + 0,76 V, pois o valor assumido para a ddp de redução do íons hidrogênio ($H^+(aq)$) é zero (0).

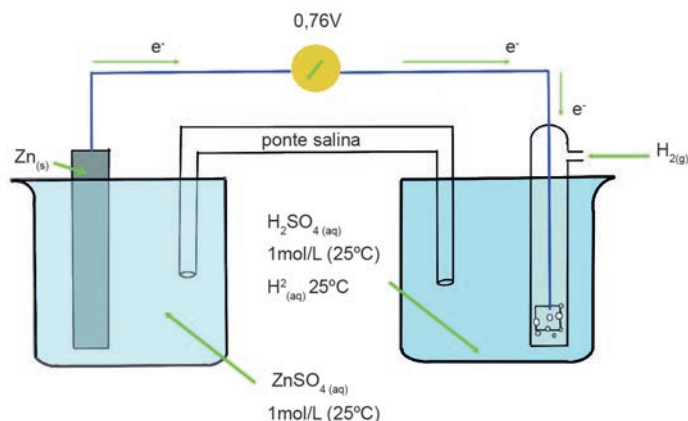


Figura 2.8: Medida da ddp do zinco a partir do eletrodo padrão do hidrogênio.

Dessa forma, podemos escrever as seguintes semirreações para o elemento hidrogênio:

Tabela 2.1

Semirreação de:	ddp padrão (V)
redução $2 H^+(aq) + 2 e^- \rightarrow H_2(g)$	0,0
oxidação $2 H^+(aq) + 2 e^- \rightarrow H_2(g)$	0,0

A partir desse padrão, vamos apresentar, na sequência, a ddp padrão de redução para os elementos químicos que usaremos para medir a ddp de algumas pilhas.

Tabela 2.2: ddp de alguns elementos químicos

Semirreação de redução	ddp (V)
$\text{Li}^{1+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	- 3,04
$\text{K}^{1+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	- 2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	- 2,90
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	- 2,87
$\text{Na}^{1+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	- 2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	- 2,37
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	- 1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	- 0,24
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	- 0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	- 0,13
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Ag}^{1+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+ 0,80
$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^{1-}$	+ 0,54
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+ 0,85
$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^{1-}$	+ 1,07
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^{1-}$	+ 1,36
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^{1-}$	+ 2,87

Calculando a voltagem da pilha

Você já deve ter visto, em alguma pilha, a informação da ddp, como na **Figura 2.9**, e pode ter se perguntado: como será que se estabelece esse e outros valores de ddp para qualquer pilha?



Figura 2.9: Essa pilha comercial fornece 1,5 V. Fonte: <https://flic.kr/p/5DeU9Q>. Acesso em: 26 abr. 2022.

Para responder a essa questão, vamos escolher como exemplo o cálculo da ddp da pilha padrão de zinco (Zn) e cobre (Cu) da **Figura 2.6**.

Como a pilha produz corrente elétrica a partir de uma reação espontânea, *convencionou-se que a ddp será sempre positiva, ou seja, maior que zero (ddp > 0)*. Além disso, na pilha, tem que ocorrer uma reação de oxirredução, ou seja, enquanto *um elemento se oxida, o outro reduz*.

A partir da **Tabela 2.2**, vamos selecionar as semirreações e os valores da ddp de redução dos elementos cobre e zinco.



A partir das ddp das semirreações de redução, determinaremos as semirreações de redução e oxidação, a reação de oxirredução e a ddp da pilha. Para determinar quem reduz, é só pegar o elemento de maior ddp (+0,34) e, conseqüentemente, quem oxida será o de menor ddp (-0,76).

Dessa forma, a pilha em funcionamento apresenta:

Semirreação de redução: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ddp = + 0,34 V

Semirreação de oxidação: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ddp = + 0,76 V
(Observe que trocamos o sinal, pois invertemos a reação.)

Equação de oxirredução: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ ddp = 1,10 V

Então, podemos concluir que a pilha, formada pelos metais zinco e cobre, nas condições padrão, produz 1,10 V, e o íon cobre (Cu^{2+}) é o agente oxidante, representando o catodo, enquanto o zinco (Zn) é o agente redutor, representando o anodo.

A equação de oxirredução da pilha pode ser representada sempre desta forma: oxidação // redução. Por exemplo: $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$.

Antes de propormos os exercícios de construção do conhecimento, vamos a mais um exemplo.

A pilha utilizada nos marcapassos é constituída por um eletrodo de iodo (I_2) e outro de lítio (Li). A partir das semirreações de redução, determine:



a) Qual é a semirreação de redução?

É a de maior potencial de redução, logo, é a do iodo (I_2).



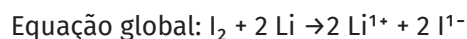
b) Qual é a semirreação de oxidação?

É a reação com menor potencial de redução, logo, é o lítio (Li).



c) Qual é a reação de oxirredução, a equação global?

Para achar a equação global, basta somar a semirreação de redução com a de oxidação.



d) Qual é a ddp produzida por essa pilha?

É a soma das ddp, ou seja: + 0,54 + 3,04 = +3,58 V.

e) Quem é o anodo?

É a região onde ocorre a oxidação, logo, é o Li.

f) Quem é o catodo?

É a região onde ocorre a redução, logo, é o I_2 .

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

11. Para que você possa se apropriar do funcionamento da pilha, determine as semirreações de redução e oxidação, a reação de oxirredução, a ddp, o anodo e o catodo das pilhas a seguir (usar os dados da **tabela 2.2**):

- níquel (Ni) e cobre (Cu);
- chumbo (Pb) e níquel (Ni);
- bromo (Br) e flúor (F).

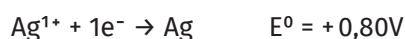
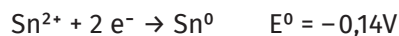
12. (Unesp) A reação entre alumínio metálico (Al) e cloreto de cobre-II ($CuCl_2$) produz cloreto de alumínio ($AlCl_3$) e cobre metálico (Cu).

- Escreva a equação balanceada da reação.
- Diga qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor da reação.

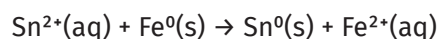
13. (Vunesp-SP) Mergulha-se uma placa limpa de zinco em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a placa fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna mais clara. Removido o depósito, constata-se que a placa se apresenta corroída. Explique o que ocorreu:

- na placa de zinco.
- na solução.

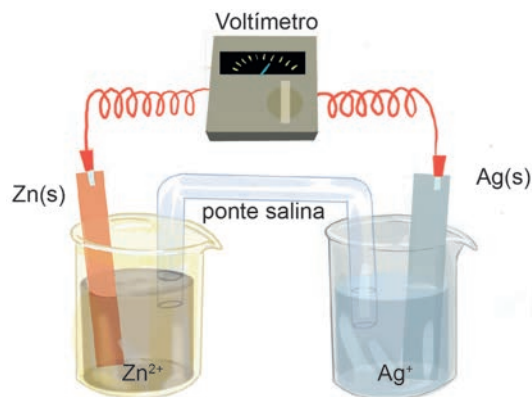
14. (UFRJ) Utilizando a tabela de potenciais padrão apresentada a seguir, pode-se prever se uma reação ocorre espontaneamente e também determinar a diferença de potencial entre os eletrodos de uma pilha.



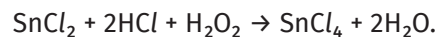
a) Justifique por que, nas condições-padrão, a reação a seguir ocorre espontaneamente:



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



15. (Cesgranrio) Observe a reação:



A partir dela, podemos afirmar corretamente que o:

- Sn e o Cl sofrem oxidação.
- Sn sofre oxidação e o O, redução.
- Sn sofre oxidação e o HCl, redução.
- H_2O_2 sofre redução e o Cl, oxidação.
- H_2O_2 sofre oxidação e o Sn, redução.

16. (Enem digital) As pilhas recarregáveis, bastante utilizadas atualmente, são formadas por sistemas que atuam como uma célula galvânica enquanto estão sendo descarregadas e como célula eletrolítica quando estão sendo recarregadas.

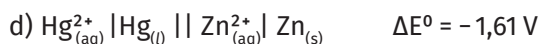
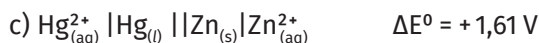
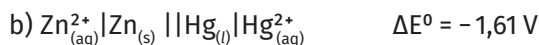
Uma pilha é formada pelos elementos níquel e cádmio, e seu carregador deve fornecer uma diferença de potencial mínima para promover a recarga. Quanto maior a diferença de potencial gerada pelo carregador, maior será o seu custo. Considere os valores de potencial padrão de redução dessas espécies:



Teoricamente, para que um carregador seja ao mesmo tempo eficiente e tenha o menor preço, a diferença de potencial mínima, em volt, que ele deve superar é de:

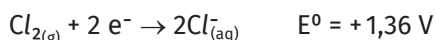
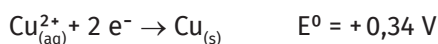
- a) 0,086. d) 0,632.
b) 0,172. e) 1,264.
c) 0,316.

17. (UFJF-PISM) A pilha de mercúrio é popularmente conhecida como pilha em forma de “botão” ou “moeda”, muito utilizada em calculadoras, controles remotos e relógios. Nessa pilha, existe um amálgama de zinco (zinco dissolvido em mercúrio), óxido de mercúrio (II), e o eletrólito é o hidróxido de potássio. A partir das semirreações de redução do zinco e do mercúrio e de seus respectivos potenciais-padrão de redução, mostrados a seguir, assinale a alternativa que represente a pilha de mercúrio corretamente:



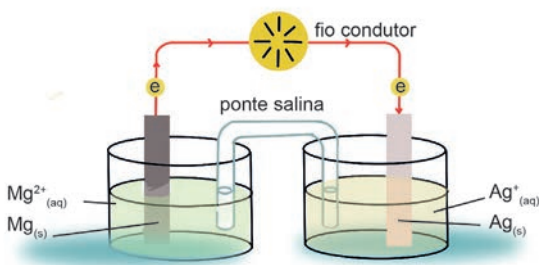
18. (Acafe) Sob condições apropriadas, a eletrólise de uma solução aquosa de CuCl_2 produz Cu e Cl_2 . Assinale a alternativa que contém a força eletromotriz (FEM) externa mínima para que esse processo ocorra sob condições-padrão.

Dados:



- a) $-1,02 \text{ V}$ c) $+1,7 \text{ V}$
b) $+1,02 \text{ V}$ d) $-1,7 \text{ V}$

19. (UPF) A figura a seguir apresenta a representação de uma célula eletroquímica (pilha) e potenciais de redução das semirreações.



Considerando-se a informação dada, analise as seguintes afirmações:

- I. O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a redução.
- II. O magnésio é o agente oxidante da pilha.
- III. A diferença de potencial (ddp) da pilha representada na figura é de 3,17 V.
- IV. O sentido do fluxo dos elétrons se dá do catodo para o anodo.

É incorreto apenas o que se afirma em:

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

Aplicações do conhecimento de oxirredução espontânea – anodo de sacrifício

Você já parou para pensar que o metal ferro é o principal componente do aço usado para a construção de navios? Por que será que o casco não enferruja rápido e fura? Pois é, para responder a essas questões, vamos desenvolver o conceito de *anodo de sacrifício*, que são placas de metais acopladas ao casco. Veja a imagem a seguir:

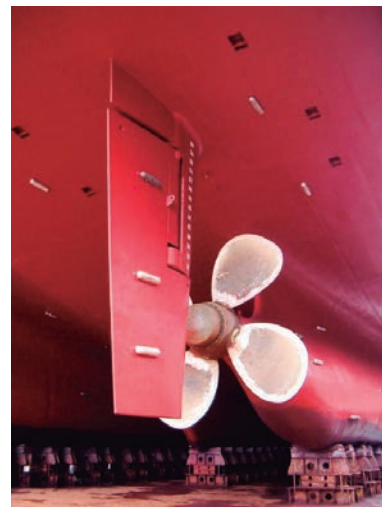


Figura 2.10: Anodo de sacrifício (placa metálica – objetos claros colados no casco do navio). Fonte: <https://medium.com/petrobras/vento-%C3%A1gua-e-uma-pitada-de-sal-como-a-qu%C3%ADmica-explica-a-corros%C3%A3o-de-estruturas-met%C3%A1licas-cbf57c52da8c>. Acesso em: 8 abr. 2022.

Pensando no que foi estudado até agora e tomando como exemplo os metais prata (Ag), cobre (Cu), zinco (Zn) e magnésio (Mg), podemos perguntar: qual ou quais metais pode(m) proteger o casco do navio? Lembre-se de que o metal que queremos proteger é o ferro (Fe).

Tabela 2.3

Semirreações	ddp
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}$	- 2,37
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Ag}^{1+} + 1 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$	+ 0,80

O anodo de sacrifício é sempre um metal com menor potencial de redução – ou maior potencial de oxidação – do elemento a ser protegido, nesse caso, o ferro.

$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
---	--------

Os metais usados na proteção do casco do navio (anodo de sacrifício) podem ser de magnésio (Mg) ou zinco (Zn).

Atividade

20. (Enem/PPL 2020) Os tanques de armazenamento de gasolina podem, com o tempo, sofrer processos oxidativos, resultando na contaminação do combustível e do solo à sua volta. Uma forma de evitar tais problemas econômicos e ambientais é utilizar, preferencialmente, metais de sacrifício, protegendo os tanques de armazenamento.

Suponha que seja necessário usar um metal de sacrifício em um tanque de aço (liga de ferro-carbono). Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais-padrão.

Semirreação	E° (V)
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	- 0,25
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	- 0,40
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+ 0,86

Dos metais citados, o que garantirá proteção ao tanque de aço é o:

- a) zinco.
- b) cobre.
- c) níquel.
- d) cádmio.
- e) mercúrio.

Resumo

- Todo fenômeno químico é representado por uma equação química, composta por reagentes e produtos.
- O balanceamento por tentativa iguala o número de átomos antes e depois da reação, além de estabelecer a proporção entre as substâncias.
- Toda reação de neutralização gera um produto denominado *sal*:
 - ácido + base \rightarrow sal + água;
 - ácido + óxido básico \rightarrow sal + água;
 - base + óxido básico \rightarrow sal + água.
- A reação do óxido com água pode gerar um ácido ou uma base:
 - óxido básico + água \rightarrow base;
 - óxido ácido + água \rightarrow ácido.
- Para ocorrer a combustão, é necessária a presença do gás oxigênio (O_2), e o produto depende da concentração dele, pois, se for completa, o resultado será o gás carbônico (CO_2) e, se for parcial, será o monóxido de carbono (CO).
- Há reações químicas que ocorrem com variação do número de oxidação (Nox), reações com oxirredução, gerando corrente elétrica.
- Para as reações que ocorrem com oxirredução, temos a presença do agente oxidante, substância que recebeu elétrons (sofre redução, diminuição da carga),

e do agente redutor, substância que perdeu elétrons (sofre oxidação, aumento da carga).

- Para calcular o Nox dos elementos dentro da substância, precisamos igualar a zero, quando se tratar de molécula ou íon fórmula, ou a carga do íon, quando se tratar do íon:

- H_2O : soma dos Nox = 0;

- NH_4^{1+} : soma dos Nox = +1.

- Toda pilha é formada por uma reação espontânea de oxirredução.

- A pilha é formada por:

- catodo (+): local onde ocorre redução;

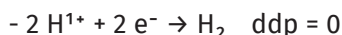
- anodo (-): local onde ocorre a oxidação;

- ponte salina: solução que equilibra os íons da solução;

- fio condutor: fio por onde os elétrons atravessam;

⇒ Os elétrons vão do anodo para o catodo.

- Para calcularmos a voltagem de uma pilha, temos como referência a tabela de redução ou oxidação estabelecida a partir da ddp padrão para o elemento hidrogênio:

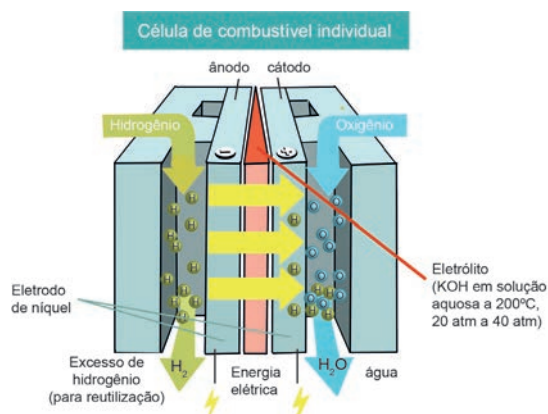


- A diferença de potencial (ddp) de uma pilha é sempre positiva.
- Todo protetor anódico apresenta menor potencial de redução.

Atividade

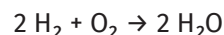
(Anotar as respostas em seu caderno.)

As células de combustíveis, popularmente conhecidas como *pilhas de hidrogênio*, possuem gases como combustíveis. Elas têm três compartimentos: em um deles está o primeiro gás, hidrogênio (H_2), por exemplo; no segundo compartimento fica o outro gás que vai reagir, que, como exemplo, pode ser o gás oxigênio (O_2). Eles ficam separados por um terceiro compartimento, que consiste em um ambiente apropriado, no qual os dois gases vão se difundir, passando pelos eletrodos e, por fim, reagirão. Assim, essas células convertem a energia liberada em reações de combustão em eletricidade.



Fonte: <http://energiainteligenteufff.com.br/como-funciona/como-funciona-pilha-de-hidrogenio/>. Acesso em: 15 jul. 2021.

A reação química na célula de combustível está representada a seguir:



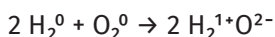
A partir do texto e da reação, responda às seguintes perguntas.

- Qual é o número de oxidação dos reagentes e produto?

- b) Qual é a substância que sofre oxidação?
- c) Qual é a substância que sofre redução?
- d) Qual é o agente oxidante?
- e) Qual é o agente redutor?
- f) Qual é a substância que entra no anodo?
- g) Qual é a substância que entra no catodo?

Resposta comentada

a) Podemos afirmar que as substâncias simples (H_2) e (O_2) apresentam Nox igual a zero (0), por serem substâncias simples, e que o somatório do Nox para a água é igual a zero (0). Dessa forma, vamos colocar o Nox em cada elemento.

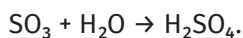


- b) A substância é o hidrogênio (H_2), pois perdeu elétrons, e por isso a carga aumenta. Vai de 0 para +1.
- c) A substância é o oxigênio (O_2), pois ganhou elétrons, e por isso a carga diminui. Vai de 0 para -2.
- d) O agente oxidante sofre redução, logo, é o gás oxigênio.
- e) O agente redutor sofre oxidação, logo, é o gás hidrogênio.
- f) O anodo é a região onde ocorre a oxidação, logo, é onde entra o gás hidrogênio.
- g) O catodo é a região onde ocorre a redução, logo, é onde entra o gás oxigênio.

Respostas comentadas da unidade

1.

a) Pelo texto, há dois reagentes (SO_3 e H_2O) e um produto (H_2SO_4), todos na proporção de 1 para 1. Dessa forma, a equação química é:

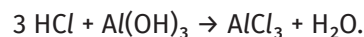


b) Pelo texto, há um reagente ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e dois produtos (C e H_2O), nas proporções 1/12/11. Dessa forma, a equação química é:

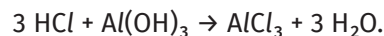


2.

a) Para realizarmos o balanceamento, podemos iniciar pelos elementos Al, Cl e O, pois eles aparecem em uma única substância de cada lado, reagente e produto. Logo, escolhendo o Cl, é necessário multiplicar o HCl por três:



Agora, tomando como referência o Al, vemos que estão iguais e, por fim, verificando o O, observamos que há 3 no reagente e, por isso, multiplicaremos a H_2O por três também:



Por fim, verificando o H, observamos seis em cada lado ($3 + 3 = 3 \times 2$). Concluído.

b) Primeiro é necessário montar a equação química. O texto apresenta um reagente ($NaHCO_3$) e três produtos (Na_2CO_3 , H_2O e CO_2):



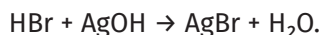
Agora, para realizarmos o balanceamento, podemos iniciar pelos elementos Na e H, pois ambos aparecem em uma única substância de cada lado, reagente e produto. Logo, escolhendo o Na, observamos ser necessário multiplicar o $NaHCO_3$ por dois:



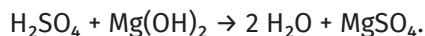
Passando a observar o H, vemos que estão iguais ($2 = 2$) e, por fim, verificando o O e o C, observamos que há, respectivamente, 6 ($2 \times 3 = 3 + 2 + 1$) e 2 ($2 \times 1 = 1 + 1$). Ou seja, a reação está balanceada.

3.

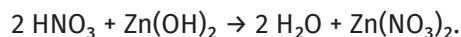
a) Observe que o ácido apresenta um H^+ , e a base 1 OH^- , logo, a reação já sai balanceada e produz 1 de água:



b) Observe que o ácido apresenta 2 H^+ , e a base 2 OH^- , logo, a reação já sai balanceada e produz dois de água:



c) Observe que o ácido apresenta 1 H^+ , e a base 2 OH^- , por isso, teremos que multiplicar o ácido (HNO_3) por 2. Dessa forma, a reação fica balanceada e produz 2 de água:

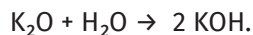


4. Sendo os dois óxidos básicos, eles vão reagir com a água formando base.

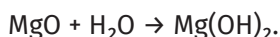
a) Lembre-se de que o potássio é do grupo 1 e, por isso, terá carga +1, e a hidroxila, carga -1. Dessa forma, a proporção é de 1 K^+ para 1 OH^- :



Porém, como você pode observar, temos que balancear a equação para igualar o número de K do reagente e do produto:



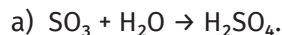
b) Lembre-se de que o magnésio é do grupo 2 e, por isso, terá carga +2, e a hidroxila, carga -1. Dessa forma, a proporção é de 1 Mg^{2+} para 2 OH^- :



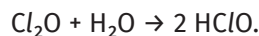
Observe que, nesse caso, a reação já está balanceada.

5. Sendo os dois óxidos ácidos, eles vão reagir com a água, formando ácido (oxiácido). Lembre-se de que basta somar os

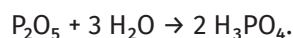
elementos na seguinte ordem: H (elemento químico) O.



b) $Cl_2O + H_2O \rightarrow H_2Cl_2O_2$. Nesse caso, é necessário dividir o produto por dois, ficando:

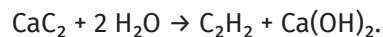


c) $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow H_6P_2O_8$. Nesse caso, é necessário dividir o produto por dois, ficando:

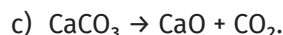


6. Ao ler o texto, é necessário que se reconheçam o(s) reagente(s) e os produto(s). Lembre-se de que as palavras *obtido*, *produzido* e *gerado* se referem a produto.

a) $CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$, porém, como você pode observar, temos que balancear a equação para igualar o número de H do reagente e do produto, logo, precisamos multiplicar a água por dois, ficando, então:

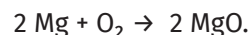


Observe que, nesse caso, a reação já está balanceada.



Observe que, nesse caso, a reação já está balanceada.

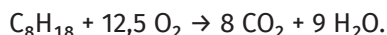
d) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$, porém, como você pode observar, temos que balancear a equação para igualar o número de O do reagente e produto, logo, precisamos multiplicar por dois o Mg e o MgO, ficando então:



e) $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$, porém, como você pode observar, temos que balancear a equação para igualar o número de H e C do reagente e produtos; para isso,

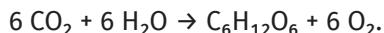
precisamos multiplicar por oito o gás carbônico e, por nove, a água.

$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 9 H_2O$. Agora, como você pode observar, falta ajustar o número de átomos do oxigênio e, para isso, devemos multiplicar por 12,5 o O_2 , ficando então:



f) $CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$, porém, como você pode observar, temos que balancear a equação para igualar o número de H e C do reagente e produtos; para isso, precisamos multiplicar por seis o gás carbônico e também por seis a água.

$6 CO_2 + 6 H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$. Agora, como você pode observar, falta ajustar o número de átomos do oxigênio, e, para isso, devemos multiplicar por seis o O_2 , ficando então:



7. Para que você possa se apropriar do conceito de número de oxidação, determine o Nox para os elementos destacados nas substâncias a seguir:

a) Anidrido sulfuroso ($\underline{S}O_2$).

Podemos afirmar que o oxigênio (O) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.

Agora temos o elemento químico enxofre (S), que, por não ser o mais eletronegativo, pode ter Nox variado e, por isso, temos que calcular.

Como é um composto de carga nula, observamos que o somatório das cargas é igual a zero (0).

Já que conhecemos os Nox do elemento oxigênio (O), vamos, agora, determinar o número de oxidação do enxofre (S):



Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o O^{2-} , temos dois átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por 2.

Para o S^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por 1.

Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	S^{x+}	O^{2-}
Número de átomos	1	2
Carga total (Carga \times nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 2 = -4$
Somatório igual a zero (0)	$+x - 4 = 0$ $+x = +4$	

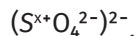
b) Íon sulfato ($\underline{S}O_4$) $^{2-}$.

Podemos afirmar que o oxigênio (O) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.

Agora, temos o elemento químico enxofre (S), que, por não ser o mais eletronegativo, pode ter Nox variado e, por isso, temos que calcular.

Como é um íon de carga -2, observamos que o somatório das cargas é igual a -2.

Já que conhecemos os Nox do elemento oxigênio (O), agora vamos determinar o número de oxidação do enxofre (S):



Atenção ao número de átomo de cada elemento, pois a carga será multiplicada pelo número de átomos.

Para o O^{2-} , temos quatro átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por quatro.

Para o S^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por um.

Dessa forma, temos:

Elemento químico com carga	S^{x+}	O^{2-}
Número de átomos	1	4
Carga total (Carga \times nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 2 = -4$
Somatório igual a zero (0)	$+x - 8 = -2$ $+x = -2 + 8$ $x = +6$	

c) Iodeto de sódio (NaI).

Podemos afirmar que o iodo (I) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 17 (VIIA), terá Nox igual a -1.

Agora, temos o elemento químico sódio (Na), que, por ser o menos eletronegativo e por ter Nox fixo, pois está no grupo 1 (IA), terá carga +1.

Como é um composto de carga nula, observamos que o somatório das cargas é igual a zero (0).

Podemos observar que não é necessário fazer mais nada, porém, faremos o cálculo para comprovação.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o I^{-} , temos um átomo, logo, a carga (-1) é multiplicada por um.

Para o Na^{+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+1) é multiplicada por um.

Dessa forma, temos:

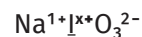
Elemento químico com carga	Na^{+}	I^{-}
Número de átomos	1	1
Carga total (Carga \times nº átomos)	$+1 \cdot 1 = +1$	$-1 \cdot 1 = -1$
Somatório igual a zero (0)	$+1 - 1 = 0$	

d) Iodato de sódio ($NaIO_3$)

Podemos afirmar que o oxigênio é o mais eletronegativo de todos e, como está no grupo 16 (VIA), terá Nox igual a -2.

Agora temos os elementos químicos sódio (Na) e iodo (I), porém o sódio é o menos eletronegativo e apresenta carga fixa (Nox = +1), enquanto o iodo, não sendo o mais eletronegativo, pode ter Nox variado.

Já que conhecemos os Nox dos elementos sódio (Na) e oxigênio (O), agora vamos atribuir as cargas e determinar o número de oxidação do enxofre (S).



Como esse composto apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o Na^{+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+1) é multiplicada por um.

Para o I^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por um.

Para o O^{2-} , temos três átomos, logo, a carga (-2) é multiplicada por três.

Dessa forma, temos:

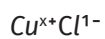
Número de átomos	1	1	3
Carga total (Carga × nº átomos)	$+1 \cdot 1 = +1$	$+x \cdot 1 = +x$	$-2 \cdot 3 = -6$
Somatório igual a zero (0)	$+1 + x - 6 = 0$ $+x - 5 = 0$ $x = +5$		

e) Cloreto cuproso (CuCl)

Podemos afirmar que o cloro (Cl) é o mais eletronegativo dos dois e, como está no grupo 17 (VIIA), terá Nox igual a -1.

Agora temos o elemento químico cobre (Cu), que não apresenta Nox fixo e, por isso, temos que calcular.

Já que conhecemos os Nox do elemento cloro (Cl), agora vamos determinar o número de oxidação do cobre (Cu).



Como esse composto apresenta carga nula, igualaremos o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomos de cada elemento, pois a carga será multiplicada por esse número.

Para o Cl^{1-} , temos um átomo, logo, a carga (+1) é multiplicada por um.

Para o Cu^{x+} , temos apenas um átomo, logo, a carga (+x) é multiplicada por um.

Dessa forma, temos:

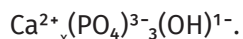
Elemento químico com carga	Cu^{x+}	Cl^{1-}
Número de átomos	1	1
Carga total (Carga × nº átomos)	$+x \cdot 1 = +x$	$-1 \cdot 1 = -1$
Somatório igual a zero (0)	$+x - 1 = 0$ $+x = +1$	

f) Bromo (Br₂)

Como esta é uma substância é uma substância simples, o Br terá Nox zero (0).

8.

a) Podemos afirmar que o Ca tem carga fixa de +2, pois é do grupo 2 (IIA). O texto diz que o fosfato tem carga -3 (PO_4)³⁻ e o íon hidroxila tem carga -1 (OH)¹⁻. Colocando, então, o Nox na fórmula, podemos determinar o X:



Como esse composto apresenta carga nula, iremos igualar o somatório das cargas a zero.

Atenção ao número de átomo ou espécies, como fosfato e hidróxido, pois a carga será multiplicada por esse número.

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

$$2X - 9 - 1 = 0$$

$$2X - 10 = 0$$

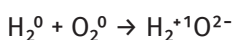
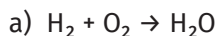
$$2x = +10$$

$$X = 10/2$$

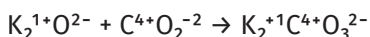
$$X = 5$$

Resposta: letra e.

9. Partindo das referências do item "Como calcular o número de oxidação?", vamos verificar se houve variação do Nox.



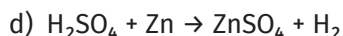
Como o Nox dos elementos H e O varou, a reação ocorre com oxirredução.



Como o Nox dos elementos K, O e C não variou, a reação não ocorre com oxirredução.

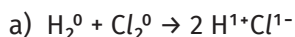


Como o Nox dos elementos Ca, O e C não variou, a reação não ocorre com oxirredução.



Como o Nox dos elementos Zn e H variou, a reação ocorre com oxirredução.

10. Primeiro, devemos determinar o Nox de cada elemento.

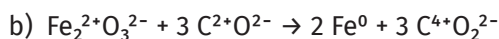


Elemento hidrogênio (H): observe que o número de oxidação foi de 0 para +1, logo, *sofreu oxidação* e, por isso, é o *agente redutor*.

Semirreação de oxidação: $H \rightarrow H^{+1} + e^{-}$. Nessa reação, o elétron é produto.

Elemento cloro (Cl): observe que o número de oxidação foi de 0 para -1, logo, *sofreu redução* e, por isso, é o *agente oxidante*.

Semirreação de redução: $Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{1-}$. Nessa reação, o elétron é reagente.



Elemento carbono (C): observe que o número de oxidação foi de +2 para +4, logo, *sofreu oxidação* e, por isso, é o *agente redutor*.

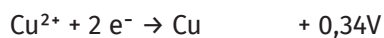
Semirreação de oxidação: $C^{2+} \rightarrow C^{4+} + 2 e^-$. Nessa reação, o elétron é produto.

Elemento ferro (Fe): observe que o número de oxidação foi de +2 para 0, logo, *sofreu redução* e, por isso, é o *agente oxidante*.

Semirreação de redução: $Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe^0$. Nessa reação, o elétron é reagente.

11. Para resolver as questões de pilha, temos que pegar as semirreações de redução da **Tabela 2.2**, que está na seção "*Diferença de potencial (ddp) padrão*":

a) Níquel (Ni) e Cobre (Cu)



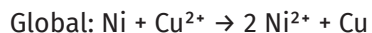
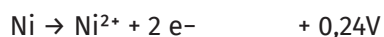
A semirreação de redução é a de maior potencial de redução, logo, é a do cobre (Cu).



A semirreação oxidação é a de menor potencial de redução.



A reação de oxirredução, reação global, é a soma das semirreações de redução com a de oxidação.

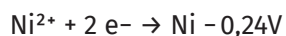
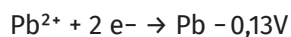


A ddp produzida por essa pilha é a soma das duas ddp, ou seja, $+0,34 + 0,24 = +0,58V$.

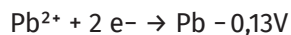
O anodo é a região onde ocorre a oxidação, logo, é o Ni.

O catodo é a região onde ocorre a redução, logo, é o Cu^{2+} .

b) Chumbo (Pb) e Níquel (Ni)



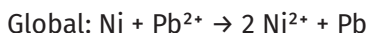
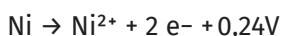
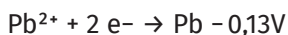
A semirreação de redução é a de maior potencial de redução, logo, é a do chumbo (Pb).



A semirreação de oxidação é a de menor potencial de redução.



A reação de oxirredução, reação global, é a soma das semirreações de redução com a de oxidação.

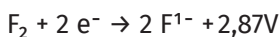
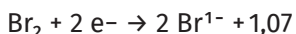


A ddp produzida por essa pilha é a soma das duas ddps, ou seja, $+0,34 + 0,24 = +0,11\text{V}$.

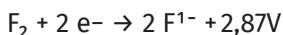
O anodo é a região onde ocorre a oxidação, logo, é o Ni.

O catodo é a região onde ocorre a redução, logo, é o Pb^{2+} .

c) Bromo (Br) e fluor (F)



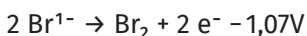
A semirreação de redução é a de maior potencial de redução, logo é a do fluor (F_2).



A semirreação oxidação é a de menor potencial de redução.



A reação de oxirredução, reação global, é a soma das semirreações de redução com a de oxidação.

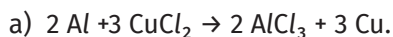


A ddp produzida por essa pilha é a soma das duas ddps, ou seja, $+2,87 - 1,07 = +1,80\text{V}$.

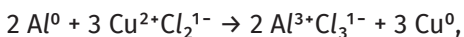
O anodo é a região onde ocorre a oxidação, logo, é o Br^{1-} .

O catodo é a região onde ocorre a redução, logo, é o F_2 .

12.



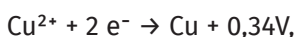
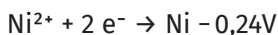
b) Avaliando o Nox da reação a seguir:



o Al sofreu oxidação, logo, é o agente redutor;

o Cu^{2+} sofreu redução, logo, é o agente oxidante.

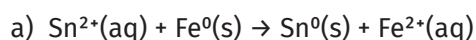
13. Pegando, na tabela de redução-padrão (**Tabela 2.2**), as semirreações do zinco (Zn) e cobre (Cu), que estão descritas na sequência,



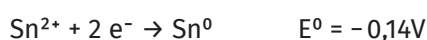
podemos observar que o Zn perde elétrons, ou seja, oxida, e o íon cobre recebe elétrons. Dessa forma, podemos afirmar que:

- a) a placa de Zn oxida e
- b) o íon cobre da solução reduz, por isso, ela perde a cor azul.

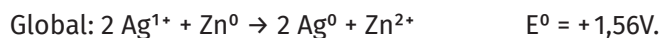
14.



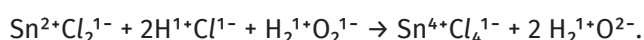
Pela equação dada, podemos ver que o ferro oxida e o íon estanho reduz, logo, o Sn tem que ter maior ddp de redução e o Fe, menor ddp de redução, resultando em uma ddp final positiva. Para provar, montaremos a pilha que se segue:



- b) Analisando a ddp da tabela, vemos que a prata tem maior potencial de redução e o zinco, menor, logo, temos que inverter. Porém, observe que precisamos igualar os elétrons, por isso, vamos multiplicar por dois a semirreação da prata. Vale lembrar que a ddp é valor absoluto e não é multiplicada.



15. Para escolhermos a opção correta, é importante avaliarmos o Nox de todos os elementos. Lembre-se de que o oxigênio, na água oxigenada (H_2O_2), é -1.



Após a colocação do Nox, podemos observar que o Sn oxidou, perdeu elétron (vai de +2 para +4), enquanto o oxigênio da água oxigenada reduziu, ganhou elétron (foi de -1 para -2). Dessa forma, o Sn é agente redutor, enquanto a água oxigenada é agente oxidante.

Resposta: letra b.

16. A ddp deve ser, no mínimo, igual ou maior que a da pilha, sendo assim, devemos calcular a ddp da pilha para escolher a opção.



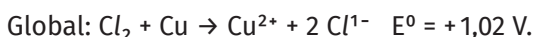
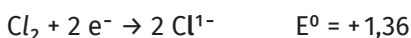
Resposta: letra b.

17. Analisando a ddp fornecida, observamos que o mercúrio, maior ddp, reduz, e o zinco, menor ddp, oxida.



Resposta: letra a.

18. A ddp deve ser, no mínimo, igual ou maior que a da pilha, sendo assim, devemos calcular a ddp da pilha para escolher a opção.

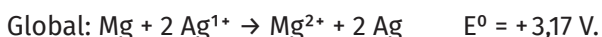


Resposta: letra b.

19. Para escolhermos a opção, precisamos montar a pilha:



Observando as semirreações, vemos que a prata (Ag) sofre redução, pois apresenta maior potencial de redução, e o Mg sofre oxidação. Para equilibrar os elétrons, precisamos multiplicar a equação da prata por dois, porém, vale lembrar que a ddp não será alterada.



I. O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a redução. (verdadeiro)

II. O magnésio é o agente oxidante da pilha. (falso)

III. A diferença de potencial (ddp) da pilha representada na figura é de 3,17V. (verdadeiro)

IV. O sentido do fluxo dos elétrons se dá do catodo para o anodo. (falso)

Resposta: letra d.

20. O anodo de sacrifício é sempre um metal com menor potencial de redução do elemento a ser protegido, nesse caso, o ferro.



Para isso, o(s) metal(is), que será(ão) usado(s) para a proteção deve(m) apresentar menor potencial de redução ou maior de oxidação que o ferro. Nesse caso, o único metal que pode ser usado é o zinco.

Resposta: letra a.

Cálculos químicos: números que nos permitem ver

03

metas

Apresentar os cálculos utilizados na Química para quantificar a matéria e prever a quantidade de reagentes e produtos em uma reação química.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar massa atômica e massa molecular;
- identificar a constante de Avogadro e utilizar o conceito de mol;
- comparar e converter o comportamento dos gases ideais nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP);
- aplicar as leis ponderais para a solução de problemas que envolvem a quantificação de reagentes e produtos;
- resolver problemas de cálculo estequiométrico.

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, por exemplo. Desse modo, a maneira de medir o produto a ser adquirido vai depender de suas características, o que torna mais fácil a aquisição dele. Na Química, utilizamos massa, volume e uma unidade própria, o mol, para mensurar a quantidade de materiais que serão usados, por exemplo, como reagentes em uma reação. Nesta unidade, desenvolveremos conceitos e relações numéricas que possibilitem esses cálculos.

Massa atômica

Vamos imaginar um cubo maciço de chumbo de 207 gramas.

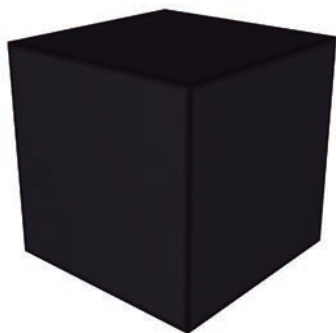


Figura 3.1: Bloco de chumbo. Fonte: <https://pixabay.com/pt/illustrations/cubo-bloco-black-caixa-3d-250082/>. Acesso em: 11 abr. 2021.

Tendo esse bloco de chumbo massa de 207 gramas, calcula-se que ele seja formado por 600.000.000.000.000.000.000.000 (seiscentos sextilhões) de átomos de chumbo. Com base nessa informação, você poderia imaginar o tamanho de um único átomo de chumbo? A dimensão de um átomo é incrivelmente pequena, ficando difícil até mesmo imaginá-la. 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 ele tem massa 1. Observe que essa 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, 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 de massa atômica (u).

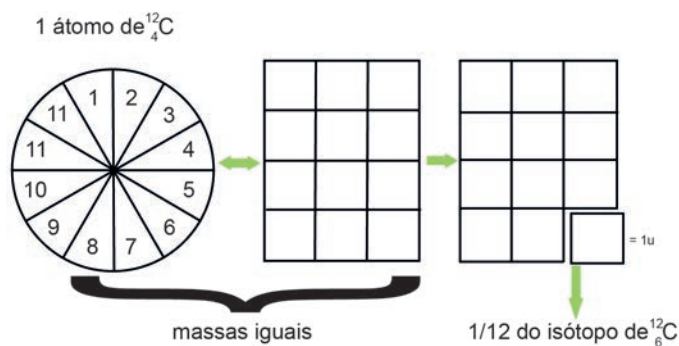


Figura 3.2: Representação do padrão de massa atômica.

Pense, agora, em uma balança imaginária capaz de pesar átomos. Vamos pegar um átomo de sódio e colocá-lo em um dos pratos dessa balança. No outro, vamos colocando pedaços de papel, cada um valendo 1 u (unidade de massa atômica). 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.

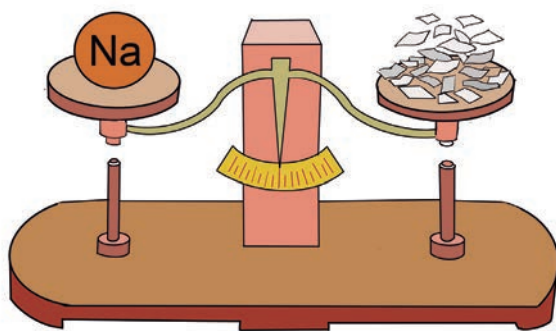


Figura 3.3: Representação de uma balança para determinação da massa atômica do sódio.

“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 na unidade 2 do volume 1), que são átomos do mesmo elemento químico que apresentam massas diferentes.

Vejamos o exemplo do cloro. Retirando átomos de cloro de uma amostra desse 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).

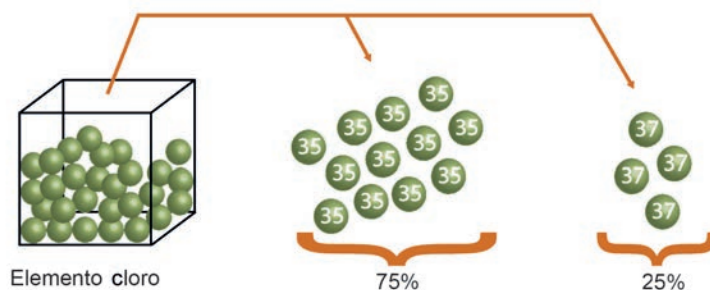


Figura 3.4: Representação da abundância dos isótopos do cloro.

Sendo assim, quando falamos da massa do elemento cloro, não podemos utilizar nem o valor 35 nem o valor 37, mas a média ponderada dessas massas.

Logo, a massa do elemento cloro pode ser calculada como:

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

Sendo assim, a massa atômica do elemento cloro encontrado na tabela periódica é igual a 35,5.

“Atenção: 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. (Anote a resposta em seu caderno.)

Massa molecular

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

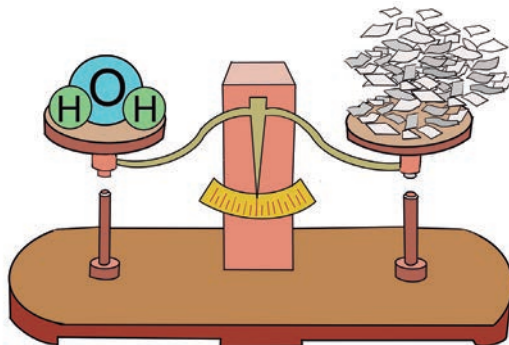


Figura 3.5: Representação de uma balança para determinação da massa molecular da água.

Se uma molécula de água precisa de 18 pedaços para equilibrar a balança, 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}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: água – H_2O

MA do H = 1 u e MA do O = 16 u

MM CO_2 = $1 \times 2 + 16$

MM CO_2 = 18 u

Exemplo: gás carbônico – CO_2

MA do C = 12 u e MA do O = 16 u

MM CO_2 = $12 + 16 \times 2$

MM CO_2 = 44 u

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

2. Calcule a massa molecular (MM) das substâncias a seguir, consultando as massas atômicas na tabela periódica.

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 – $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$:

3. A água pesada (D_2O) apresenta, na sua molécula, o isótopo de hidrogênio de massa 2 chamado *deutério* (D), além de oxigênio de massa 16. 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. Essas 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*.

Assim como uma dúzia equivale a 12, **um mol corresponde a $6,0 \times 10^{23}$** .

Para se ter uma ideia desse número:

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

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

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

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

Logo: $600.000.000.000.000.000.000.000 = 6,0 \times 10^{23}$. Esse número é conhecido como *constante de Avogadro*.

Observe a **Figura 3.6**, a seguir:

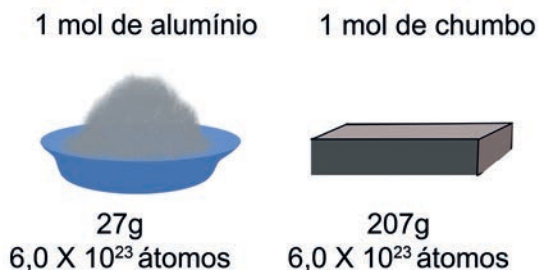


Figura 3.6: Representação de 1 mol de duas substâncias.

Perceba que, quando representamos um mol de alumínio e outro de chumbo, apesar de terem o mesmo número de átomos, as substâncias apresentam massas diferentes.



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

Outro exemplo:

Vamos determinar a massa de 1 mol de álcool etílico, cuja fórmula é C_2H_5OH .

A partir dos dados da tabela periódica, temos:

MA do C = 12; MA do H = 1 e MA do O = 16.

Calculamos a MM (massa molecular):

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

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

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

Vamos ver, agora, alguns exemplos de problemas envolvendo o conceito de mol.

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

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

1 mol de ácido sulfúrico = 98 gramas

2 mols de ácido sulfúrico = 196 gramas.

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

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

1 mol de carbonato de cálcio = 100 gramas

0,25 mol de carbonato de cálcio = x gramas.

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

III. Para determinar o número de moléculas existente em 0,5 mol de propanona, conhecida como acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$), basta estabelecer a relação:

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

0,5 mol de propanona = x moléculas

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

Volume molar

Quando trabalhamos com gases, a grandeza volume se torna importante.



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

Utilizando uma norma, os cientistas definiram as condições normais de temperatura e pressão (CNTP), nas quais a temperatura fixada foi de 0°C (273 K) e a pressão de, 1 atm (760 mmHg). O 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.

“Atenção: volume molar é o volume ocupado por um mol de gás ideal, que, nas CNTPs, é de 22,4 litros.”

Vamos voltar a alguns exemplos utilizando o conceito de volume molar. Vejamos como podemos calcular o volume, medido nas CNTPs, de um balão que contém 80 g

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:

$$1 \text{ mol de } \text{CH}_4 = 16 \text{ g } (1 \times 12 + 4 \times 1 = 16)$$

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

$$x = \frac{80 \times 1}{16} = 5 \text{ mol de } \text{CH}_4.$$

Agora, vamos calcular o número de mols referentes ao ozônio:

$$1 \text{ mol de } \text{O}_3 = 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

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

$$x = \frac{3,0 \times 10^{24}}{6,0 \times 10^{23}} = 5 \text{ mol de } \text{O}_3$$

Total de mols no balão: 5 mols de CH_4 + 5 mols de O_3 = 10 mols.

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

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

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

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

Logo, volume do balão é de 224 L.

Utilizando o conceito de que o volume de um gás não depende do tipo da substância, mas da quantidade de matéria presente, vamos analisar a seguinte situação: 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

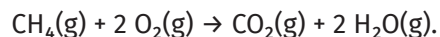
estão voltando a utilizar o GLP (gás liquefeito de petróleo, constituído principalmente por butano).

a) Forneça as equações químicas para a combustão completa do metano e do butano, separadamente.

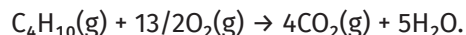
b) Calcule o volume de cada um desses gases, necessários para a produção de 22,4 litros de CO_2 .

Primeiramente, vamos escrever as equações de combustão completas de cada um desses gases.

Combustão do metano:

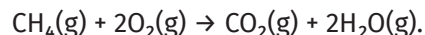


Combustão do GLP (principalmente butano):



A seguir, temos os cálculos dos volumes.

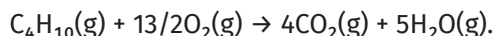
Para o metano:



1 volume de CH_4 produz 1 volume de CO_2 .

Logo, para produzir 22,4 L de CO_2 , são necessários 22,4 L de CH_4 : $V(\text{CH}_4)$ 22,4 L

Para o butano:



1 volume de C_4H_{10} produz 4 volumes de CO_2 .

Ou seja, o volume de C_4H_{10} necessário é quatro vezes menor que o de CO_2 :

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ L.}$$

Utilizando as relações numéricas, também podemos resolver a questão a seguir.

Qual 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?

Calculando a massa de 1 mol de CO_2 ,

$$\text{MA do C} = 12 \text{ e MA do O} = 16$$

$$\text{MM} = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44$$

$$1 \text{ mol de gás carbônico} = 44 \text{ gramas.}$$

Como sabemos que 1 mol de qualquer gás, nas CNTPs, ocupa um volume igual a 22,4 L, podemos fazer a seguinte relação numérica:

$$\begin{aligned} 1 \text{ kg são } 1000 \text{ g,} \\ \text{logo } 4,4 \text{ kg correspondem a } 4400 \text{ g.} \end{aligned}$$

$$44 \text{ g} \rightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$4400 \text{ g} \rightarrow x \text{ L}$$

$$x = 2240 \text{ L.}$$

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

4. 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 0,207 g de chumbo, quantos mols de átomos desse elemento químico estão presentes nessa embalagem?

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

a) 0,001

b) 0,002

c) 0,003

d) 0,004

e) 0,005

Leis ponderais

Agora, trataremos das relações numéricas 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) e as quantidades que nela serão usadas (a quantidade de cada reagente), podendo fazê-lo de várias formas: pitadas, número de colheres ou xícaras, número de unidades ou múltiplos, como dúzias (as grandezas químicas de quantidade). Também apresenta o modo de preparo (o passo a passo) e, por fim, termina 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 aqueles desenvolvidos em um laboratório.

Esse procedimento desenvolvido em laboratório é fundamentado pela 1ª Lei Ponderal ou Lei de Lavoisier, já descrita na unidade 2 do volume 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 isso, 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, e, com isso, conseguimos 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

Chamamos de cálculo estequiométrico ou estequiometria os cálculos que nos permitem estabelecer relações entre as quantidades de reagentes e produtos. Assim, as leis ponderais são obedecidas e é possível realizar previsões das quantidades de todas as espécies envolvidas numa reação.

Procuraremos, por meio de exemplos, 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.

Estequiometria envolvendo mol-mol

Nesses exemplos, vamos trabalhar apenas com a relação numérica de quantidade de matéria: *mol*.

Exemplo I

A água oxigenada (H_2O_2) é usada para a limpeza de ferimentos, pois sua decomposição produz gás oxigênio, um importante bacte-

ricida. A equação balanceada que representa a decomposição da água oxigenada está representada a seguir:



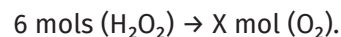
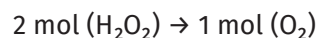
Qual seria o número de mol de gás oxigênio produzido, quando 6 mols de água oxigenada são totalmente decompostos?

Para chegarmos ao resultado, devemos seguir alguns passos, que serão fundamentais para resolvermos as questões envolvendo estequiometria.

- 1º passo: obter a proporção molar entre as espécies O_2 e H_2O_2 , usando, para tal objetivo, os coeficientes na equação devidamente balanceada das espécies anteriormente definidas. Temos, então:

2 mols (H_2O_2) \rightarrow 1 mol (O_2) (proporção molar entre água oxigenada e gás oxigênio).

- 2º passo: 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 relações do H_2O_2 apresentam a mesma unidade, assim como ocorre com o O_2 , permitindo que cheguemos à resposta:

$$x = \frac{6 \times 1}{2}$$

$$x = 3 \text{ mols de } \text{O}_2$$

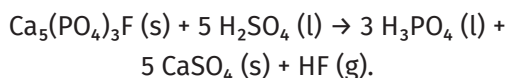
Você acabou de ver um cálculo básico, cuja finalidade era obter o número de mol de O_2 produzido na reação de decomposição da água oxigenada. Para efetuar esse cálculo,

utilizamos a Lei de Proust, que nos diz que as substâncias, em uma reação química, mantêm uma relação de proporcionalidade. Nesse caso, triplicando a quantidade de água oxigenada (H_2O_2), produziremos o triplo de gás oxigênio (O_2).

Vejamos alguns outros exemplos envolvendo mol-mol:

Exemplo II

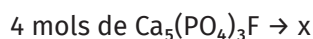
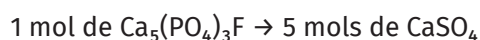
O ácido fosfórico, H_3PO_4 , pode ser produzido a partir da reação entre a fluoroapatita, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, e o ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acordo com a seguinte equação química:



Qual a quantidade produzida, em mol, de sulfato de cálcio (CaSO_4), a partir de 4 mols de fluoroapatita?

Solução:

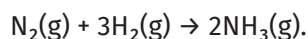
Pela equação química, observa-se que:



$$x = \frac{5 \times 4}{1} = 20 \text{ mols de } \text{CaSO}_4.$$

Exemplo III

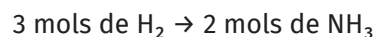
O gás amônia pode ser obtido pela reação entre o hidrogênio e o nitrogênio, conforme a reação a seguir:



Determine o número necessário de mols de H_2 para a produção de 12 mols de gás amônia.

Solução:

Pela equação química, observa-se que:



$$x = \frac{3 \times 12}{2} = 18 \text{ mols de } \text{H}_2.$$

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

6. Quando aquecemos carbonato de alumínio, presente na composição dos solos calcários e na areia, ocorre sua decomposição térmica, representada pela seguinte equação química:



Determine o número de mol de carbonato de alumínio decomposto, de modo a obtermos 15 mols de gás carbônico.

7. A combustão do metanol (CH_3OH) pode ser representada pela equação não balanceada: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

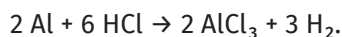
Quando se utilizam 5,0 mols de metanol nessa reação, quantos mols de gás carbônico são produzidos?

Estequiometria envolvendo mol-massa

Nos próximos exemplos, vamos utilizar a relação mol e massa em grama.

Exemplo I

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:



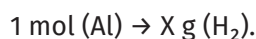
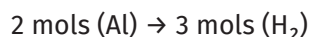
Vejamos como isso ocorre a partir das questões propostas a seguir.

Qual é a massa, em gramas, de gás hidrogênio produzido?

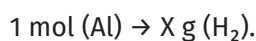
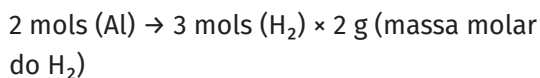
Para chegarmos ao resultado, temos de, como primeiro passo, obter a proporção molar entre as espécies:



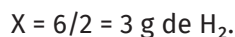
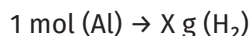
Completando a proporção (segundo passo) com as informações do enunciado, temos:



Repare que, na coluna do gás hidrogênio, há diferentes unidades (nº de mol e massa em gramas), o que nos leva à conversão de 3 mols de H₂ para o valor correspondente em massa, como se segue:



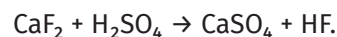
Observe que, agora, as relações do alumínio e do hidrogênio apresentam entre elas a mesma unidade. Reescrevendo a relação estequiométrica, teremos:



Vejamos alguns outros exemplos envolvendo mol-massa.

Exemplo II

O ácido fluorídrico, utilizado nas gravações de vidro, é obtido a partir da fluorita (CaF₂), segundo a reação representada pela equação não balanceada:

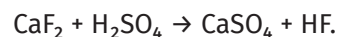


Determine a massa, em gramas, de ácido fluorídrico (HF) obtida quando reagem 5 mols de fluorita que apresentam 100% de pureza.

Dados: massas atômicas H = 1; F = 19; Ca = 40.

Solução:

1º passo: 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.

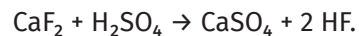
1 S 1 S, logo, há a mesma quantidade de átomos.

4 O 4 O, logo, há a mesma quantidade de átomos.

2 F 1 F, logo, deve-se multiplicar o produto por dois.

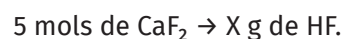
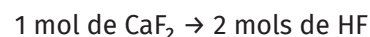
2 H 2 H, logo, há a mesma quantidade de átomos.

Por isso, a reação balanceada fica da seguinte forma:

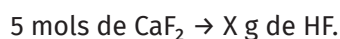
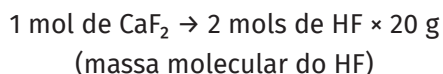


2º passo: Em seguida, vamos relacionar os dados com a pergunta do enunciado.

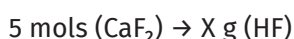
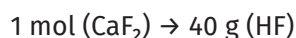
Pela equação química, observa-se que:



Repare que, na coluna do HF, há diferentes unidades (nº de mol e massa em gramas), o que nos leva a converter 2 mols de HF para o valor correspondente em massa, como se segue:



Agora que as unidades de cada substância envolvida na questão estão iguais, vamos reescrever a relação estequiométrica:



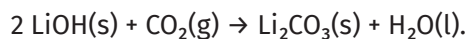
$$x = \frac{5 \times 40}{1} = 200 \text{ g de HF.}$$

lá na plataforma

Você já percebeu a importância do balanceamento de uma equação química, não é? Então, aproveite o simulador que consta lá na plataforma para praticar mais esse procedimento fundamental em cálculos químicos.

Exemplo III

O hidróxido de lítio LiOH pode ser utilizado para retirar CO₂ da atmosfera, conforme a equação a seguir:

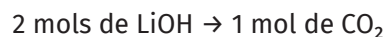


Determine o valor da massa, em kg, de LiOH que seria necessária para absorver totalmente 1.000 mols de CO₂.

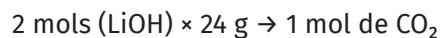
Dados: massas atômicas H = 1; Li = 7; O = 16.

Solução:

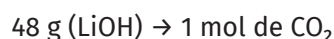
Pela equação química, observa-se que:



Como a massa molar (1 mol) do LiOH é 24 g (7 × 1 + 16 × 1 + 1 × 1), igualando as unidades do LiOH, teremos:



Reescrevendo a relação estequiométrica, teremos:



$$x = \frac{48 \times 1000}{1} = 48.000 \text{ g,}$$

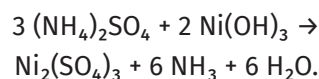
que, dividindo por mil, dará 4,8 kg.

Que tal algumas atividades para você verificar se entendeu como se desenvolvem as questões desses tipos?

Atividade

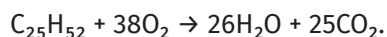
(Anote as respostas em seu caderno.)

8. A equação balanceada da reação entre sulfato de amônio e hidróxido de níquel III está representada a seguir:



Com base nisso, determine a massa NH₃ produzida quando são consumidos 6 mols de (NH₄)₂SO₄.

9. Queima-se uma vela de parafina, no ar ambiente, para formar água e dióxido de carbono. A parafina é composta por moléculas de vários tamanhos, mas utilizaremos a fórmula C₂₅H₅₂. Tal reação é representada pela equação:



Responda:

- Quantos mols de oxigênio são necessários para queimar 0,5 mol de parafina?
- Qual é a massa dessa quantidade de oxigênio?

10. Ao mergulharmos uma placa de prata metálica em uma solução de ácido nítrico (HNO_3), ocorrerá a seguinte reação:



Calcule a massa de água produzida, em gramas, quando é consumido 1 mol de prata metálica.

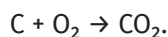
11. Na reação de amônia (NH_3) com oxigênio (O_2) para formar NO e água, qual é a massa de água formada a partir de 160 g de O_2 ? Quantos mols de NO são formados a partir da mesma quantidade de O_2 ?

Estequiometria envolvendo massa-volume

Vamos resolver juntos alguns exemplos que necessitam da massa molar de uma substância envolvida e do volume molar de um gás, que, nas CNTPs, corresponde a 22,4 L.

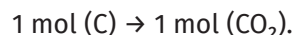
Exemplo I

Em uma churrasqueira, são colocados 240 g de carvão (C) que queimam segundo a reação representada:

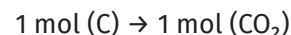


Considerando a combustão completa (queima total), determine o volume de CO_2 produzido, sem se esquecer das CNTPs.

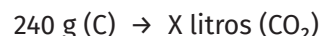
1º passo: vamos obter a proporção molar entre as espécies:



2º passo: em seguida, vamos relacionar os dados com a pergunta do enunciado.



Repare que as duas colunas apresentam unidades distintas. Por isso, é necessário convertê-las. Na primeira coluna, teremos que converter o número de mol para massa em gramas (massa molar do carbono = 12 g/mol, informação retirada da tabela periódica) e, na segunda, teremos que converter o número de mol para volume em litros (volume molar nas CNTPs = 22,4 L). Temos, então:



$$x = \frac{240 \times 22,4}{12} = 448 \text{ L de CO}_2.$$

Exemplo II

O carbonato de cálcio é o principal constituinte de diversos materiais da natureza, como mármore, calcário, casca de ovos, entre outros. Em um 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).

- 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 CNTPs, quando 200 g de carbonato de cálcio se decompõem totalmente.

Dados: volume molar nas CNTPs: 22,4 L/ mol. Utilize a classificação periódica para obter massas atômicas.

Solução:

a) Montar e balancear a equação: reagente → produtos



Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 Ca 1 Ca, logo, há a mesma quantidade de átomos.

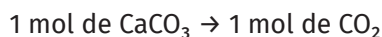
1 C 1 C, logo, há a mesma quantidade de átomos.

3 O 3 O, logo, há a mesma quantidade de átomos.

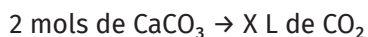
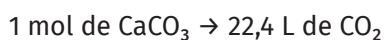
Conclusão: a reação está balanceada.

b) Usando a tabela periódica, observa-se que 1 mol de CaCO_3 equivale a 100 g ($40 \times 1 + 12 \times 1 + 16 \times 3$), logo, 200 g são 2 mols.

Sendo assim, pela equação química:



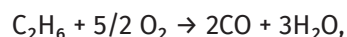
Temos que converter os dados da segunda coluna para a mesma unidade. Como o volume de 1 mol = 22,4 L, podemos escrever a seguinte relação estequiométrica:



$$x = \frac{2 \times 22,4}{1} = 44,8 \text{ L de } \text{CO}_2.$$

Exemplo III

O monóxido de carbono (CO) é um gás incolor, inodoro e muito tóxico. Ao ser inalado, 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. Recentemente, na Zona Sul do município do Rio de Janeiro, houve um acidente em um banheiro de um apartamento, que levou ao óbito duas vítimas pela inalação do monóxido de carbono, resultante da combustão da mistura de hidrocarbonetos, principalmente o metano (CH_4) e o etano (C_2H_6) em um aquecedor. Com base na equação da combustão incompleta do etano (C_2H_6), representada a seguir,



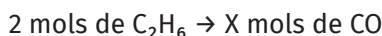
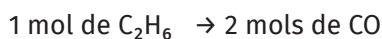
determine o volume de CO produzido, nas CNTPs, a partir da combustão incompleta de 60 gramas de etano.

Dados: V (CNTP) = 22,4 L/ mol e MM do etano = 30 g/ mol

Solução:

Utilizando um dos dados do problema, temos que 1 mol de C_2H_6 equivale a 30 g. Logo, 60 g correspondem a 2 mols.

Sendo assim, temos a equação química:



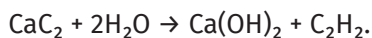
$$x = \frac{2 \times 2}{1} = 4 \text{ mols de CO.}$$

Como 1 mol de qualquer gás nas CNTPs equivale a 22,4 L, temos como resposta $4 \times 22,4 = 89,6 \text{ L}$.

Atividade

(Anotar a resposta em seu caderno.)

12. 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:



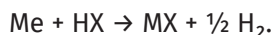
Qual é a massa aproximada de carbureto de cálcio (CaC_2) que será necessária para que se obtenha 50 L de acetileno nas CNTPs?

Estequiometria envolvendo massa-massa

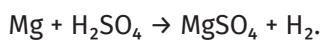
Nos próximos problemas, precisaremos utilizar as relações numéricas mol e massa em gramas para as resoluções.

Exemplo I

Metais fortemente eletropositivos têm a capacidade de deslocar os hidrogênios ionizáveis dos ácidos, como mostra o modelo:



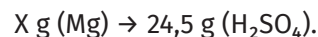
O gás hidrogênio produzido se manifesta em forma de bolhas que confirmam a ocorrência da reação. Ao observarmos o magnésio, vemos que certa massa dele consome completamente 24,5 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4), conforme a equação a seguir:



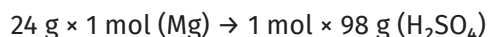
A partir do exemplo proposto, vejamos, a seguir, o passo a passo da solução para cada caso apresentado.

a) Determine a massa do metal utilizado.

Solução:



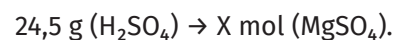
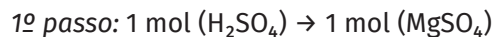
Para mantermos a mesma unidade nas duas colunas, precisamos das massas molares: $Mg = 24 \text{ g/mol}$ e $H_2SO_4 = 98 \text{ g/mol}$.



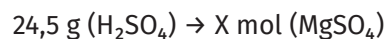
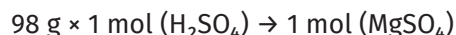
$$x = \frac{24 \times 24,5}{98} = 6 \text{ g de Mg}.$$

b) Calcule o número de mol do produto iônico formado.

Solução:



Convertendo apenas a coluna do H_2SO_4 , temos: massa molar do $H_2SO_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



$$x = \frac{24,5 \times 1}{98} = 0,25 \text{ mol de } MgSO_4.$$

Exemplo II

O ácido sulfúrico é um dos produtos químicos de maior importância comercial, sendo utilizado como matéria-prima para diversos itens, 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.

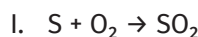
a) Apresente as equações químicas balanceadas para as reações das etapas I, II e III.

b) Determine a quantidade máxima, em gramas, de ácido sulfúrico que pode ser produzida a partir da combustão completa de 1.600 g de enxofre.

Solução:

a) Montar e balancear as equações I, II e III:

Reagentes → Produtos

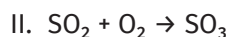


Átomos dos reagentes = átomos dos produtos

1 S → 1 S, logo, há a mesma quantidade de átomos.

2 O → 2 O, logo, há a mesma quantidade de átomos.

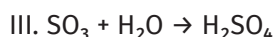
Conclusão: a reação está balanceada.



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 $\text{SO}_2 + 1,5 \text{ O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$.



Conferindo o número de átomos de cada elemento, observamos que essa equação está balanceada.

b) Pela tabela periódica, temos: 1 mol de S é igual a 32 g e 1 mol de H_2SO_4 é igual a 98 g ($1 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4$).

Analisando a formação do ácido sulfúrico H_2SO_4 , verifica-se que:

1 mol de S → 1 mol de H_2SO_4 , logo,

32 g de S → 98 g de H_2SO_4

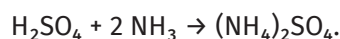
1.600 g de S → X de H_2SO_4

$$x = \frac{1600 \times 98}{32} = 4900 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Atividade

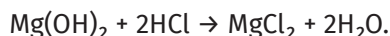
(Anotar as respostas em seu caderno.)

13. Analise a reação a seguir:



Calcule a massa de sulfato de amônia obtida quando reagimos 68 g de amônia com excesso de ácido sulfúrico.

14. 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 36,5 mg de HCl no estômago, qual é a massa de hidróxido de magnésio, em mg, necessária para uma neutralização completa?

lá na plataforma

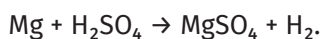
Nós vimos que as substâncias reagem em proporções fixas e definidas pelo balanceamento da equação. E se colocarmos para reagir uma quantidade maior que a necessária? Vá lá na plataforma e simule situações com excesso de um dos reagentes.

Estequiometria envolvendo rendimento da reação e pureza dos reagentes

Perdas durante o processo devido a falhas, reações reversíveis e outros fatores contribuem para que dificilmente uma reação tenha rendimento de 100%. Com rendimentos inferiores a 100%, a quantidade de produtos obtida é menor que a esperada teoricamente. Ou seja, um rendimento diferente de 100% interfere diretamente na quantidade de produtos formados. Vamos resolver um exemplo em que o rendimento da reação é citado.

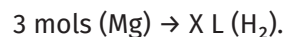
Exemplo I

Calcule o volume de gás hidrogênio, produzido nas CNTPs, na reação de 3 mols de magnésio, supondo rendimento de 80%.

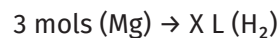
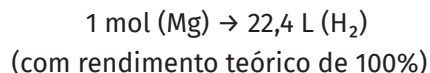


1º passo: 1 mol (Mg) \rightarrow 1 mol (H₂)

2º passo: 1 mol (Mg) \rightarrow 1 mol (H₂) (com rendimento teórico de 100%)



Fazendo a conversão de que 1 mol corresponde a 22,4 L nas CNTPs, teremos:



$$x = \frac{3 \times 22,4}{1} = 67,2 \text{ L}$$

(com rendimento teórico de 100%).

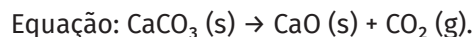
Como o rendimento informado no problema é de 80%, o volume obtido será 80% de 67,2 L, ou seja, $0,8 \times 67,2 = 53,76 \text{ L de H}_2$.

É muito raro encontrarmos, na natureza, um material 100% puro. As substâncias estão misturadas umas às outras. No entanto, as impurezas não reagem. Assim, na hora do cálculo, temos que trabalhar apenas com a quantidade pura.

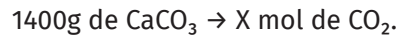
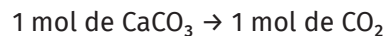
Exemplo II

A decomposição térmica do carbonato de cálcio (CaCO₃) produz CaO e gás carbônico. Calcule o número de mols deste gás produzido na decomposição térmica de 2 kg de carbonato de cálcio com 70% de pureza.

(Massas molares em g/ mol: Ca = 40; C = 12; O = 16)

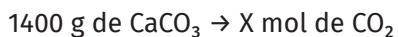
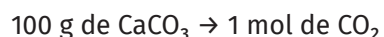


Visto que as impurezas não reagem, a massa de carbonato de cálcio que realmente reagiu foi a 70% da massa utilizada, ou seja: 70% de 2 kg ou 70% de 2000 g = 1400g de CaCO₃.



Calculando a massa molar do CaCO_3 , para podermos igualar as unidades da primeira coluna, teremos que $1 \text{ mol} = (40 + 12 + 3 \times 16) = 100 \text{ g}$.

Logo,

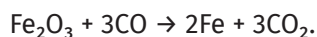


$$x = \frac{1400 \times 1}{100} = 14 \text{ mols de } \text{CO}_2.$$

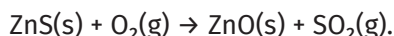
Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

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



16. Um químico dispõe de 194 g de uma amostra de sulfeto de zinco. Calcule o volume de anidrido sulfuroso obtido, nas CNTPs, quando se submete tal amostra a uma ustulação (processo descrito no esquema abaixo) que apresenta rendimento de 70%.



Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- a unidade de massa atômica (u) corresponde a 1/12 da massa do carbono - 12;

- a quantidade de substância 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 dela;
- 1 mol de qualquer gás nas CNTPs ocupa o volume de 22,4 litros;
- a quantidade de matéria se mantém constante em uma reação química;
- as substâncias reagem sempre em uma 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.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

17. Leia o texto a seguir.

(Enem 2020 – adaptada) O crescimento da frota de veículos em circulação no mundo tem levado à busca e ao desenvolvimento de tecnologias que permitam minimizar emissões de poluentes atmosféricos. O uso

de veículos elétricos é uma das propostas mais propagandeadas por serem de emissão zero. Podemos comparar a emissão de carbono na forma de CO_2 para os dois tipos de carros (à combustão e elétrico). Considere que os veículos tradicionais à combustão, movidos a etanol, emitem uma média de 2,6 mol de CO_2 por quilômetro rodado, e os elétricos emitem o equivalente a 0,45 mol de CO_2 por quilômetro rodado (considerando as emissões na geração e transmissão da eletricidade). Foram analisadas as emissões de CO_2 envolvidas em dois veículos, um movido a etanol e outro elétrico, em um mesmo trajeto de 1000 km.

CHIARADIA, C. A. Estudo da viabilidade da implantação de frotas de veículos elétricos e híbridos elétricos no atual cenário econômico, político, energético e ambiental brasileiro. Guaratinguetá: Unesp, 2015 (adaptado).

Com base nas informações do texto:

- calcule a massa molar do gás carbônico;
- calcule a massa molar de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- escreva a equação que representa a combustão completa do etanol;
- determine a massa de etanol necessária para a produção média de gás carbônico por quilômetro rodado;
- determine o número de mol de água produzida juntamente com 2,6 mol de CO_2 ;
- calcule a quantidade equivalente de etanol economizado, em quilograma, com o uso do veículo elétrico nesse trajeto de 1000 km.

Respostas da Unidade

1. A massa atômica representa a média ponderal dos isótopos e é calculada conforme a fórmula seguinte:

$$MA = \frac{\text{número de massa} \times \% (1^\circ \text{ isótopo}) + \text{número de massa} \times \% (2^\circ \text{ isótopo})}{100}$$

Logo,

$$MA = \frac{10 \times 20 + 11 \times 80}{100}$$

$$MA = 10,8.$$

2.

a) NH_3

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

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

$$MM = 17$$

b) CH_4

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

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

$$MM = 16$$

c) $C_6H_{12}O_6$

MM = massa do carbono $\times 6$ + massa do hidrogênio $\times 12$ + massa do oxigênio $\times 6$

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

$$MM = 180$$

d) CH_3COOH

MM = massa do carbono $\times 2$ + massa do hidrogênio $\times 4$ + massa do oxigênio $\times 2$

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

$$MM = 60$$

e) $CO(NH_2)_2$

MM = massa do carbono $\times 1$ + massa do oxigênio $\times 1$ + massa do nitrogênio $\times 2$ + massa do hidrogênio $\times 4$

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

$$MM = 60$$

3.

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

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

$$MM = 20$$

4.

Consultando a tabela periódica, vemos que o Pb tem MA = 207. Logo,

$$1 \text{ mol de Pb} \rightarrow 207 \text{ g}$$

$$X \text{ mol} \rightarrow 207 \text{ g}$$

$X = 0,001 \text{ mol de átomos ou } 10^{-3} \text{ mol de átomos.}$

5.

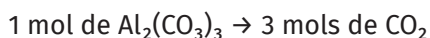
$$1 \text{ mol de glicose} = 180 \text{ g.}$$

$$\text{Logo, } 1 \text{ mol de Pb} \rightarrow 180 \text{ g}$$

$$X \text{ mol/L} \rightarrow 0,9 \text{ g/L}$$

$$X = 0,005 \text{ mol/L.}$$

6.



$$X \text{ mol} \rightarrow 15 \text{ mols de } CO_2$$

$$X = 5 \text{ mols.}$$

7. Balanceando a equação $CH_3OH + 3/2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$, 1 mol de CH_3OH produz 1 mol de CO_2 , logo, para 5 mol de metanol, são produzidos 5 mols de gás carbônico.

Resposta: 5 mols.

8.

$$\text{Massa molar do } NH_3: 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$3 \text{ mols de } (NH_4)_2SO_4 \text{ } \underline{\hspace{1cm}} 6 \times 17 \text{ g de } NH_3$$

$$6 \text{ mols de } (NH_4)_2SO_4 \text{ } \underline{\hspace{1cm}} X \text{ g de } NH_3$$

$$X = 204 \text{ g.}$$

9.

$$a) 1 \text{ mol de } C_{25}H_{52} \text{ } \underline{\hspace{1cm}} 38 \text{ mols de } O_2$$

$$0,5 \text{ mol de } C_{25}H_{52} \text{ } \underline{\hspace{1cm}} X \text{ mol de } O_2$$

$$X = 19 \text{ mols de } O_2.$$

$$b) 1 \text{ mol de } O_2 \text{ } \underline{\hspace{1cm}} 32 \text{ g}$$

$$19 \text{ mols de } O_2 \text{ } \underline{\hspace{1cm}} X \text{ g}$$

$$X = 608 \text{ g.}$$

10.

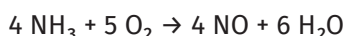
$$\text{Massa molar da } H_2O: 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$3 \text{ mols de Ag } \underline{\hspace{1cm}} 2 \times 18 \text{ g de } H_2O$$

$$1 \text{ mol de Ag } \underline{\hspace{1cm}} X \text{ g de } H_2O$$

$$X = 12 \text{ g.}$$

11. Escrevendo e balanceando a equação, temos:



$$\text{Massa molar do } O_2: 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa molar da } H_2O: 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$5 \times 32 \text{ g de O}_2 \text{ ____ } 6 \times 18 \text{ de H}_2\text{O}$

$160 \text{ g de O}_2 \text{ ____ } X \text{ g de H}_2\text{O}$

$X = 108 \text{ g de H}_2\text{O}.$

12.

Massa molar de CaC_2 : $40 + 2 \times 12 = 64 \text{ g/mol}$

$64 \text{ g de CaC}_2 \text{ ____ } 22,4 \text{ L de C}_2\text{H}_2$

$X \text{ g de CaC}_2 \text{ ____ } 50 \text{ L de C}_2\text{H}_2$

$X = 142,8 \text{ g}.$

13.

Massa molar do NH_3 : $14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol}$

Massa molar do $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: $14 \times 2 + 8 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 132 \text{ g/mol}$

$2 \times 17 \text{ g de NH}_3 \text{ ____ } 132 \text{ g de (NH}_4)_2\text{SO}_4$

$68 \text{ g de NH}_3 \text{ ____ } X \text{ g de (NH}_4)_2\text{SO}_4$

$X = 264 \text{ g}.$

14.

Massa molar do Mg(OH)_2 : $24 + 2 \times 16 + 2 \times 1 = 58 \text{ g/mol}$

Massa molar do HCl : $1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$

$58 \text{ g de Mg(OH)}_2 \text{ ____ } 2 \times 36,5 \text{ g de HCl}$

$X \text{ mg de Mg(OH)}_2 \text{ ____ } 36,5 \text{ mg de HCl}$

$X = 29 \text{ mg de Mg(OH)}_2$

15. Considerando apenas a pureza do minério, temos 80% de 20 t, ou seja, $0,8 \times 20 = 1,6 \text{ t}.$

Pelo balanceamento da equação, temos a relação: $1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ mols de Fe}.$

Calculando as massas molares: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol}$ e $\text{Fe} = 56 \text{ g/mol},$

$160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \times 56 \text{ g de Fe}$

$1,6 \text{ t de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow X \text{ g de Fe}$

$X = 1,12 \text{ t de Fe}.$

16. Calculando a massa molar: $\text{ZnS} = 970 \text{ g/mol}$ e o volume molar = $22,4 \text{ L},$

$97 \text{ g de ZnS} \rightarrow 22,4 \text{ L de SO}_2$

$194 \text{ g de ZnS} \rightarrow X \text{ L de SO}_2$

$X = 44,8 \text{ L de SO}_2.$

$44,8 \text{ L}$ para 100% de rendimento. Como o rendimento informado no enunciado foi de 70%, o volume de SO_2 obtido foi: $0,7 \times 44,8 \text{ L} = 31,36 \text{ L de SO}_2.$

17.

a) Para o cálculo da massa molar do CO_2 , temos que consultar as massas atômicas na tabela periódica.

MA do C = 12 u e MA do O = 16 u

Logo, CO_2 terá $\text{MM} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ u}.$

Logo, massa molar = $44 \text{ g.mol}^{-1}.$

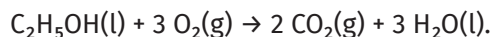
b) Para o cálculo da massa molar do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol), temos que consultar as massas atômicas na tabela periódica.

MA do H = 1 u ; MA do C = 12 u e MA do O = $16 \text{ u}.$

Logo, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ terá $\text{MM} = 12 \times 2 + 5 \times 1 + 16 + 1 = 46 \text{ u}.$

Logo, massa molar = $46 \text{ g.mol}^{-1}.$

c) A combustão completa de álcool, assim como a da maioria dos compostos orgânicos, produz CO_2 e H_2O . Lembrando que a combustão só ocorre em presença de O_2 , a equação é:



d) Analisando a combustão do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, verifica-se que:

$1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow 2 \text{ mols de CO}_2.$

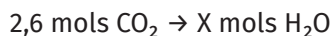
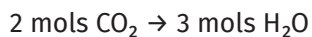
Logo,

$46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow 2 \text{ mols de CO}_2$

$X \text{ g} \rightarrow 2,6 \text{ mols de CO}_2$

$$x = \frac{2,6 \times 46}{2} = 59,8\text{g}.$$

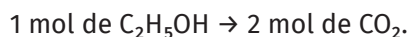
e) Analisando a combustão do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, verifica-se que:



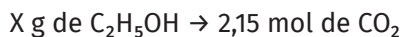
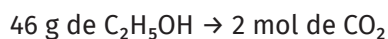
$$x = \frac{2,6 \times 3}{2} = 3,9 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}.$$

f) O carro movido a etanol libera 2,6 mols de CO_2/km . O carro elétrico libera 0,45 mol de CO_2/km . Logo, o carro movido a etanol libera a mais $2,6 - 0,45 = 2,15$ mols de CO_2/km .

Analisando a combustão do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, verifica-se que:



Logo,



$$x = \frac{2,15 \times 46}{2} = 49,45\text{g/km}.$$

Como o trajeto é de 1000 km, a massa de etanol correspondente será $49,45 \times 1000 = 49.450 \text{ g}$, ou seja, aproximadamente 50.000 g = 50 kg.

Soluções: as misturas homogêneas e suas propriedades

04

metas

Introduzir aspectos relacionados às misturas homogêneas, a que denominamos *soluções*, os conceitos de solução, soluto e solvente, assim como apresentar problemas envolvendo as principais unidades que exprimem as concentrações das soluções.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar solução, soluto e solvente, solução iônica e solução molecular e, ainda, solução diluída, saturada e insaturada;
- identificar as principais unidades de concentração: concentração massa-massa, percentagem massa-massa, percentagem massa-volume, concentração comum e concentração molar;
- resolver situações-problema envolvendo as unidades de concentração.

Introdução

As soluções são misturas homogêneas (que apresentam apenas uma fase) que fazem parte do nosso cotidiano. Nesta unidade, estudaremos situações 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, embalagens de medicamentos, de alimentos e de 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. Ficaria bem diferente se colocássemos areia em vez de sal, pois, nesse caso, a areia não se dissolveria e o aspecto da mistura no copo seria heterogêneo.

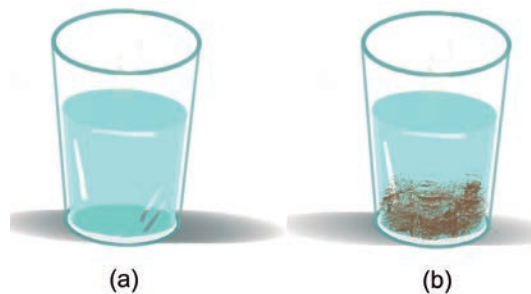


Figura 4.1: (a) Copo contendo água e sal de cozinha dissolvido; (b) copo contendo água e areia.

// atenção

Solução é uma mistura homogênea.

Toda solução é formada por *soluto* e *solvente*. O solvente é a substância que dissolverá a outra (no exemplo anterior, a água). Toda vez que utilizamos água como solvente, dizemos que preparamos uma solução aquosa. Já o soluto será a substância a ser dissolvida (cloreto de sódio, como no exemplo).

Portanto, quando nos referirmos a uma solução de hidróxido de potássio, por exemplo, 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 nela. Quando misturamos 100 g de água (aproximadamente 5,5 mols) com 174 g de acetona (3 mols), teremos a água como solvente e a acetona como soluto, formando uma solução líquida.

// atenção

Soluto é o componente que participa em menor quantidade de matéria (número de mol). Dizemos, então, que o soluto é a espécie dissolvida.

Solvente é o 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. Vamos pensar agora em uma substância gasosa muito conhecida por nós, o ar atmosférico. 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. (Anote a resposta em seu caderno.)

Solução iônica e solução molecular

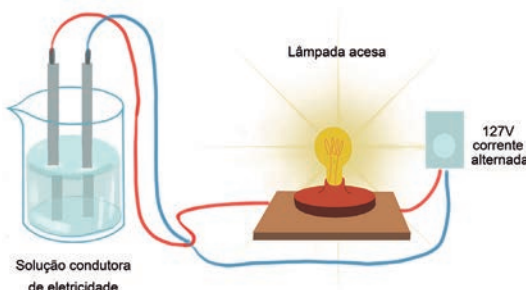
Você já deve ter assistido a um filme em que uma pessoa, em um relaxante banho de banheira, encontra-se imersa em uma solução aquosa. De forma silenciosa, um assassino entra no banheiro e joga um material elétrico, ligado à tomada, na banheira. A pessoa recebe uma grande descarga elétrica e morre eletrocutada.

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 de *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. Veja, nas imagens a seguir, que soluções iônicas conduzem corrente elétrica e soluções moleculares não conduzem.

a) Solução iônica



b) Solução molecular

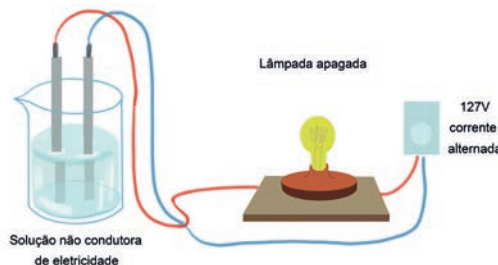


Figura 4.2: Condutibilidade elétrica das soluções.

Atividade

2. Comparando as imagens da figura anterior, podemos pensar que a principal característica de uma solução iônica é:

- 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 o desenho de três soluções, a seguir:

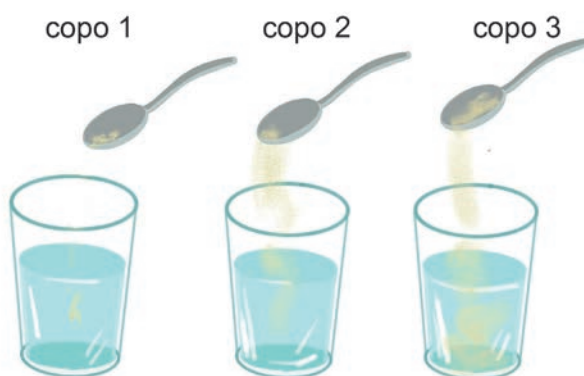


Figura 4.3: Três copos com água e sacarose.

O primeiro copo possui 2 g de sacarose (açúcar), o segundo, 5 g, e o terceiro, 9 g de sacarose. Se perguntarmos em qual dos copos a água está mais doce, certamente obteremos como resposta o copo 3, pois, nele, 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.

Vamos pensar nos seguintes questionamentos: há limite para se concentrar uma solução? Podemos adicionar soluto indefinidamente?

Solução saturada e insaturada

Para responder às perguntas, voltemos ao nosso copo inicial, aquele com água e cloreto de sódio. Se adicionarmos 40 g de sal (aproximadamente 10 colheres de café) a um copo com 100 mL de água, observaremos que, mesmo depois de mexermos bem, restará, de maneira visível, uma parte 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, a qual depende da quantidade de solvente disponível e da temperatura. Quando uma solução apresenta a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido, ela é chamada de *solução saturada*. Quando uma solução apresenta quantidade de soluto menor do que o máximo que pode ser dissolvido, é chamada de *solução insaturada*.

// atenção

Solução saturada é a que contém a máxima quantidade de soluto em uma dada quantidade de solvente, nas condições experimentais.

Solução insaturada é a que contém uma quantidade de soluto menor que a máxima possível, nas condições experimentais.

Quando tentamos dissolver uma quantidade acima da máxima permitida, teremos uma solução saturada, apresentando corpo de fundo com massa igual à excedente.

Vejamos o exemplo que se segue.

A 25° C, a quantidade máxima de NaCl que se pode dissolver em 100 g de água é 37,8 g. Então, quando juntamos qualquer massa de NaCl inferior a 37,8 g nas condições descritas, chegaremos a uma solução insaturada. Se, nessa mesma temperatura, juntarmos 40 g de NaCl com 100 g de água, encontraremos uma solução saturada com 2,2 g de NaCl de corpo de fundo.

Atividade

(Anote as respostas em seu caderno.)

3. A mistura de 500 g de um sólido X com 400 g de água a 60° C leva a um depósito de 140 g de X. Uma nova mistura de 150 g de X com 150 g de água, à mesma temperatura, apresenta:

- a) 150 g de X totalmente dissolvidos.
- b) 135 g de X dissolvidos.
- c) 10 g de X depositados no fundo.
- d) 5 g de X depositados no fundo.

4. Em um laboratório, um aluno misturou 0,50 g de uma substância A com 100 mL de água a 20° C. Sabendo-se que a solubilidade de A em água a 20° C é igual a 3,0 g de A por 1 litro de água, podemos dizer que a mistura preparada pelo aluno é homogênea? Por quê?

lá na plataforma

Veja lá na plataforma um vídeo sobre soluções químicas e utilize um simulador para preparar diversos tipos de soluções.

Unidades de concentração

Além de conhecer as substâncias que participam da solução, também é muito importante estabelecer a relação entre a quantidade de soluto presente e a quantidade de solvente. Assim, interpretar um rótulo de vinho no qual o teor alcoólico é de 11% em volume (11% v/v), por exemplo, é saber que, em cada 100 mL desse vinho, estão presentes 11 mL 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 100 mL de soro, estão dissolvidos 0,9 g de NaCl.

Essas relações numéricas são chamadas *concentração da solução* ou *unidades de concentração*. Elas traduzem a relação quantidade de soluto/quantidade de solução (ou solvente), especificando com símbolos a forma correta de escrevê-la.

$$\text{unidade de concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução (ou de solvente)}}$$

Existem várias maneiras diferentes de expressar a concentração de uma solução. Nós vamos estudar aqui as unidades de concentração mais comumente utilizadas.

Porcentagens (%)

Podemos expressar as relações entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução utilizando porcentagens em massa, em massa/volume e em volume. Vamos estudá-las a seguir.

a) *Porcentagem em massa (% m/m)*: relaciona a massa de soluto, em gramas, contida em 100 g de solução.

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$$

Vejamos os exemplos a seguir.

Exemplo I

Um químico preparou uma solução salina dissolvendo 35 g de Na_2SO_4 em 140 g de H_2O . Calcule a porcentagem em massa da solução preparada.

Massa do soluto = 35 g

Massa da solução = massa do soluto + massa do solvente = 35 + 140 = 175 g

Substituindo os dados na equação;

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$$

temos:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{35}{175} \times 100 = 20\%.$$

Exemplo II

Que massa de NaOH está presente em 400 g de solução 15% m/m desse soluto?

% m/m = 15

Massa da solução = 400 g

Substituindo os dados na equação:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 100$$

temos:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{m}{400} \times 100 = 15\%$$

$$m = \frac{15}{100} \times 400 = 60 \text{ g de NaOH.}$$

Atividade

5. A solubilidade de um soluto genérico X, a uma temperatura tal, é 25 g/100 g de H_2O .

Determine a porcentagem em massa da solução saturada de X nessas condições. (*Anote a resposta em seu caderno.*)

b) *Porcentagem em massa/volume* (% m/v): relaciona a massa de soluto, em gramas, contida em 100 mL de solução.

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

c) *Porcentagem em volume/volume* (% v/v): relaciona o volume de soluto, em mililitros, contido em 100 mL de solução.

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volume de soluto (mL)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

A % v/v indica que, em uma solução de 100 mL de álcool a 95% v/v, existem 95 mL de álcool e 5 mL de água.

Essa porcentagem, no Brasil, é utilizada para expressar a graduação alcoólica e é descrita como graus GL (° GL). Um álcool 95° GL corresponde a um álcool 95% v/v.

lá na plataforma

Veja lá na plataforma um pouco mais sobre graduação alcoólica.

Exemplo III

Que massa de KMnO_4 é necessária à preparação de 4,5 litros de solução 12% m/v?

% m/v = 12

Volume da solução = 4,5 L ou 4.500 mL.

Substituindo os dados na equação:

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

temos:

$$12 = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{4500} \times 100$$

$$m = \frac{12}{100} \times 4500$$

$$m = 540 \text{ g de KMnO}_4.$$

Atividade

6. A presença de mercúrio na água, na forma de seu cátion divalente Hg^{2+} , traz muitos problemas de saúde ao ser humano. A presença de 0,25 mg de Hg^{2+} em cada litro de água analisada é considerada limite de tolerância. Determine a porcentagem massa/volume de Hg^{2+} presente na água analisada. (Anotar a resposta em seu caderno.)

Concentração comum ou concentração em g/L

Essa unidade de concentração relaciona a massa do soluto (em gramas) com o volume da solução (em litros):

$$C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}.$$

Atenção:

1. Observe que o volume utilizado não é o do solvente, mas o volume total da solução (soluto + solvente).

2. Você pode encontrar g/L escrito como g.L^{-1} .

Sigamos com nossos exemplos.

Exemplo IV

Se adicionarmos 4,0 g de hidróxido de sódio a um balão volumétrico de 500 mL e completarmos o volume com água até a marca do balão, prepararemos uma solução que apresenta 4,0 g de NaOH (soluto) e volume de 0,5 litro de solução. Logo, sua concentração comum será a seguinte:

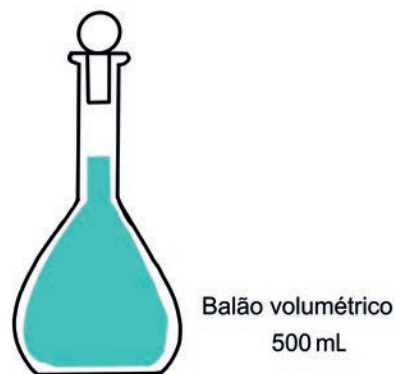


Figura 4.4: Balão volumétrico (recipiente apropriado ao preparo de soluções).

Substituindo os dados na equação, temos:

$$C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

$$C = \frac{4,0}{0,5}$$

$$C = 8,0 \text{ g/L (leia-se 8,0 gramas por litro).}$$

Exemplo V

No rótulo de um frasco de Na_2SO_4 , lê-se a seguinte informação: 45 g/L. Um aluno, instruído por seu professor, retira desse frasco 200 mL da solução nele contida. Determine a massa de Na_2SO_4 presente na amostra retirada.

Concentração comum = 45 g/L

Volume de solução = 200 mL ou 0,2 L.

Substituindo os dados na equação, temos:

$$C = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

$$45 = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{0,2}$$

$$m = 45 \times 0,2$$

$$m = 9 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4.$$

lá na plataforma

Veja lá na plataforma um vídeo para aprender a preparar o soro caseiro.

Atividade

7. O soro caseiro é muito difundido para o tratamento da desidratação infantil. Para prepará-lo, recomenda-se dissolver quatro colheres de açúcar (15 g por colher) e três pitadas de sal (0,5 g por pitada) em um recipiente contendo dois litros de água. Pensando nisso, determine: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

- 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.

Concentração molar, concentração em quantidade de matéria, concentração em mol/L ou molaridade (M)

Essa unidade de concentração relaciona o número de mols do soluto (n) com o volume da solução (em litros).

$$M = \frac{\text{quantidade de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}}.$$

O número de mols do soluto pode ser calculado como:

$$n = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{MM},$$

em que MM corresponde à massa molar do soluto.

Podemos substituir o número de mol na expressão da molaridade. Assim teremos:

$$M = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{MM \times \text{volume de solução (L)}}.$$

Atenção: a unidade utilizada para molaridade é mol/L, que você pode encontrar como mol.L⁻¹.

Vale a pena dar uma olhada na nossa Unidade 3 do Volume 2!

lá na plataforma

Utilize, lá na plataforma, um simulador para preparar soluções com diferentes molaridades.

Continuemos analisando os exemplos.

Exemplo VI

Vamos colocar 16,8 g 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.

$$\text{NaHCO}_3 \text{ MM} = 23 + 1 + 12 + (3 \times 16) = 84 \text{ g}$$

Podemos, então, calcular a molaridade substituindo os dados na equação:

$$M = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{MM} \times \text{volume de solução (L)}}.$$

Assim, temos:

$$M = \frac{16,8}{84 \times 2}$$

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

Exemplo VII

Uma solução de ácido muriático (HCl) apresenta concentração de 0,6 mol/L. Considerando 100 mL dessa solução, determine:

- o número de mol de ácido presente;
- a massa de HCl presente.

Inicialmente, vejamos que:

concentração molar = 0,6 mol/L;

volume da solução = 100 mL ou 0,1 L.

Substituindo os dados na equação, temos:

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$0,6 = \frac{n}{0,1}$$

$$n = 0,6 \times 0,1.$$

Número de mol de ácido presente: $n = 0,06 \text{ mol}$.

Agora, consultando a tabela periódica, podemos determinar a massa de 1 mol de HCl (massa molar).

$$\text{MM}_{\text{HCl}} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g}.$$

Com base no resultado obtido no item anterior e substituindo os dados na equação:

$$n = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{MM}},$$

temos:

$$0,06 = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{36,5}$$

$$m = 0,06 \times 36,5$$

$$m = 2,19 \text{ g de HCl}.$$

Podemos, ainda, calcular a massa de ácido, substituindo os dados na equação:

$$M = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{MM} \times \text{volume de solução (L)}}.$$

Dessa forma, temos:

$$0,6 = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{36,5 \times 0,1}$$

$$m = 0,6 \times 0,1 \times 36,5$$

$$m = 2,19 \text{ g de HCl}.$$

Exemplo VIII

Um 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 do hidróxido de sódio

(NaOH). Sobre esse produto, responda os itens a seguir.

a) Qual é o solvente?

Por ser solução aquosa, o solvente é a água (também quando não se faz qualquer referência ao solvente, este será água).

b) Qual é 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?

A massa molar do NaOH é: $MM = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g}$.

Logo, se 1 mol de NaOH tem massa de 40 g, 2,0 mols têm massa de 80 g.

e) Quantos gramas de soluto há em cada mililitro de solução?

Já determinamos no item anterior que, em 1 litro de solução, há 80 g de soluto.

Então, vamos transformar a unidade litro para mililitro: $1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL}$.

Logo, existem 80 g de soluto em 1.000 mL de solução.

$$\frac{80}{1000} = 0,08 \text{ g/mL}.$$

Vamos fazer as atividades a seguir utilizando o que aprendemos.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

8. Um aditivo para radiadores de automóveis é composto por uma solução aquosa de etilenoglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$). Sabendo-se que, em um frasco de 500 mL dessa solução, há 620 g desse soluto, calcule a concentração molar dela.

9. (Ufla – adaptada) Com relação a soluções salinas, responda aos itens a, b e c.

Foram misturadas, em um recipiente, 100 mL de solução aquosa de ácido sulfúrico $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ com 100 mL 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.

a) Escreva a equação balanceada que representa a reação entre os dois compostos.

b) Calcule a concentração (em mol.L^{-1}) da solução salina formada.

c) Calcule a concentração em mol.L^{-1} de uma solução salina de sulfato de sódio (Na_2SO_4) que contenha 10,65 g desse sal em 500 mL de solução.

Dado: $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g.mol}^{-1}$.

10. (PUC-RJ/ 2014 – adaptada) Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui concentração $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. A concentração de OH^- em g.L^{-1} nessa solução é:

- a) 0,056.
- b) 0,56.
- c) 5,6.
- d) 56.
- e) 560.

11. (PUC-RJ/ 2015 – adaptada) 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. d) 0,01.
b) 4. e) 0,001.
c) 0,1.

Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb)

Essas unidades de concentração são comumente utilizadas para expressar substâncias presentes no meio ambiente, especialmente poluentes e substâncias tóxicas.

Podemos utilizá-las 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).

Vamos, então, pensar em partes por milhão (ppm).

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 1000000$$

10⁶

Podemos observar que essa unidade de concentração – ppm – é dez mil vezes maior (10.000) que em porcentagem.

Vamos, agora, pensar em partes por bilhão (ppb).

$$\text{ppb} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 1000000000$$

10⁹

Podemos observar que essa unidade de concentração – ppb – é dez milhões de vezes maior (10.000.000) que em porcentagem.

lá na plataforma

Leia, lá na plataforma, um texto sobre a toxicidade do mercúrio.

Exemplo IX

(UEA/ 2014 – adaptada) Os efluentes industriais devem ser criteriosamente tratados, a fim de 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 400 mg de cromo. Como a densidade desse efluente é 1 g/mL, calcule o teor de cromo encontrado na amostra, em ppm.

Podemos observar, pela informação da densidade, que a unidade de concentração é gramas por mililitro (g/mL); logo, teremos que fazer as transformações:

400 mg, dividindo por 1.000, resulta em 0,4 g.

5L para mL, multiplicando por 1.000, resulta em 5.000 mL.

Calculando a densidade em gramas por mililitro (g/mL), temos:

$$d = \frac{0,4}{5000} = 0,00008 \text{ g / mL.}$$

Pensar em ppm é pensar em um milhão de mL, então, basta multiplicar por 1.000.000, resultando em 80 ppm.

Exemplo X

(UFJF – adaptada) 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.

Pensando em ppm, temos:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 1000000,$$

em que

$$400 = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 1000000.$$

Como uma pessoa deve ingerir, para suprir a necessidade diária, 60 mg de vitamina C, temos;

$$400 = \frac{60}{\text{massa de solução}} \times 1000000.$$

Logo:

$$\text{massa de solução (massa de suco)} = \frac{60}{400} \times 1000000$$

$$\text{massa de solução (massa de suco)} = 150000 \text{ mg de suco.}$$

Para converter miligramas em gramas, vamos dividir por mil, o que resultará em 150 gramas.

Calculando o volume a partir da densidade do suco (1,00 g/mL), temos:

$$d = \frac{m}{v \text{ (mL)}}$$

$$1,00 = \frac{150}{v}$$

$$v = \frac{150}{1,00} = 150 \text{ mL.}$$

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

12. (Unifesp) 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. Entre os metais pesados, há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração de cerca 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. | d) 2. |
| b) 10. | e) 1. |
| c) 5. | |

13. (Uerj) 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, de modo que 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. | c) 1,00. |
| b) 0,10. | d) 10,00. |

Diluição

Você provavelmente já preparou uma bebida 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 obtermos uma mistura homogênea. Nós dissolvemos o pó de refresco na água. Ao experimentarmos essa solução, verificamos que o sabor estava muito forte. Para resolvermos essa situação, acrescentamos mais água, até o sabor ficar agradável. Nessa operação, nós diluímos o refresco que foi preparado. Observe que dissolver e diluir são duas ações bem distintas, e esses conceitos não devem ser confundidos.

// atenção

Dissolver é adicionar o soluto no solvente, preparando uma mistura homogênea (preparação do refresco).

Diluir é adicionar solvente a uma solução de modo que ela 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.

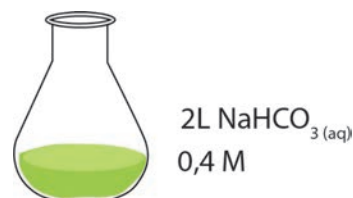


Figura 4.5: Erlenmeyer com 2 litros de solução de bicarbonato de sódio 0,4 mol/L (NaHCO_3).

Vamos diluir esse sistema com três litros de água.

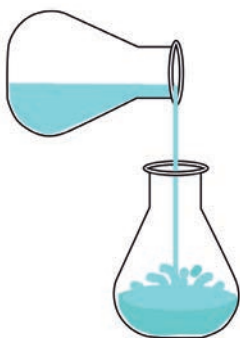


Figura 4.6: Representação do processo de diluição da solução de bicarbonato de sódio.

A solução final terá volume de cinco litros, mas e a concentração dessa solução? Com a adição de água, essa solução ficou mais “fraca”, ou seja, mais diluída. Logo, a concentração obtida após a diluição será certamente menor que 0,4 mol/L. Vamos calculá-la.

Na solução inicial, temos:

$$M = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$V = 2 \text{ litros.}$$

Como

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}},$$

temos que

$$0,4 = \frac{n}{2}$$

$$n = 0,4 \times 2$$

$$n = 0,8 \text{ mol de NaHCO}_3.$$

// atenção

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, em um volume de cinco litros de solução. Assim, a nossa concentração molar final (M_f) será

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}},$$

$$M = \frac{0,8}{5}$$

$$M = 0,16 \text{ mol/L.}$$

Podemos concluir que, no processo de diluição, a concentração da solução diminuiu, 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

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}},$$

temos:

$$n_i = M_i \times V_i$$

$$n_f = M_f \times V_f.$$

Como

$$n_i = n_f,$$

temos:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f.$$

Se trabalharmos com a unidade de concentração C (concentração comum em g/L), podemos também afirmar que:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f.$$

lá na plataforma

Veja, lá na plataforma, dois vídeos que ensinam a preparar soluções diluídas para serem usadas na prevenção de doenças.

Vamos utilizar o exemplo a seguir para verificar como pode ser efetuado o cálculo da concentração final de uma solução.

Exemplo XI

Acrescentamos 300 mL de água a 200 mL de uma solução de 10 g/L de cloreto de sódio. Qual será a concentração final dessa solução?

Organizando as informações, temos que:

$$V_i = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$C_i = 10 \text{ g/L}$$

$$V_f = V_i + V_{\text{água}} = 200 + 300 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

Aplicando a expressão de diluição, temos:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$10 \times 0,2 = C_f \times 0,5$$

$$C_f = \frac{10 \times 0,2}{0,5}$$

$$C_f = 4 \text{ g/L}$$

Veja que, como o volume inicial e o final estão com a mesma unidade, podemos trabalhar com os dados em mililitros e chegaremos no mesmo resultado:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$10 \times 200 = C_f \times 500$$

$$C_f = \frac{10 \times 200}{500}$$

$$C_f = 4 \text{ g/L}$$

Então, temos que a concentração final da solução de cloreto de sódio é de 4 g/L.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

14. A uma amostra de 100 mL de KOH de concentração 20 g/L foi adicionada água suficiente para completar 500 mL. A concentração, em g/L, dessa nova solução é igual a:

- a) 2.
- b) 3.
- c) 4.
- d) 5.
- e) 8.

15. Calcule o volume de água que deve ser adicionado a 100 mL de solução de 0,6 mol/L de ácido clorídrico (HCl), a fim de torná-la 0,2 mol/L.

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?

17. Que volume de HCl concentrado (16 mol/L) deve ser utilizado para preparar 4,0 litros de HCl 0,10 mol/L?

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 que, para ser usada em um processo industrial, haja necessidade de 10L de soda 7,5%. Partindo 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.

19. Quantos mL de solvente puro devem ser adicionados a 150 mL de uma solução de NaOH, com concentração igual a 1,00 mol/L, a fim de torná-la 0,25 mol/L?

Mistura de soluções de mesmo soluto

Quando misturamos em casa, um copo de suco de laranja com outro de refresco de laranja, o resultado são dois copos de uma solução mais concentrada do que o refresco e mais diluída que o suco. Ou seja, a concentração final está entre as concentrações iniciais utilizadas.

Nessa operação, as massas de laranja utilizadas no suco e no refresco se somam e os volumes do suco e do refresco também!

Podemos estudar o processo de mistura observando os desenhos e considerando o processo descrito a seguir.

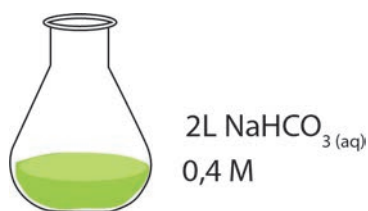


Figura 4.7: Solução 1 - Erlenmeyer com 2 litros de solução de bicarbonato de sódio 0,4 mol/L (NaHCO_3).

Vamos misturar esse sistema com 1 litro de outra solução de bicarbonato 0,1 mol/L.

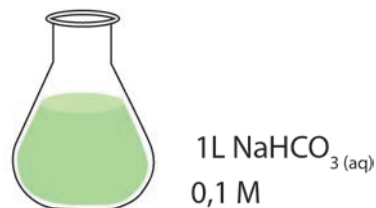


Figura 4.8: Solução 2 - Erlenmeyer com 1 litro de solução de bicarbonato de sódio 0,1 mol/L (NaHCO_3).

A solução final terá volume de três litros, mas e a concentração dessa solução? Com a mistura, a solução mais concentrada ficou mais diluída e a mais diluída ficou mais concentrada. Isso significa que a concentração obtida após a mistura será certamente menor que 0,4 mol/L e maior do que 0,1 mol/L.

Vamos calculá-la.

Na solução 1, temos:

$$M = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$V = 2 \text{ litros.}$$

Como

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}},$$

temos que:

$$0,4 = \frac{n}{2}$$

$$n = 0,4 \times 2$$

$$n = 0,8 \text{ mol de NaHCO}_3.$$

Na solução 2, temos:

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

$$V = 1 \text{ litro.}$$

Como

$$M = \frac{n}{V \text{ (L)}},$$

temos que:

$$0,1 = \frac{n}{1}$$

$$n = 0,1 \times 1$$

$$n = 0,1 \text{ mol de NaHCO}_3.$$

// atenção

No processo de mistura, as quantidades de soluto se somam e os volumes das soluções também.

Então, depois de misturarmos as duas soluções, teremos 0,9 mols de NaHCO_3 dentro do recipiente, só que, agora, em um volume de três litros de solução. Então, a nossa concentração molar final (M_f) será:

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$M = \frac{0,9}{3}$$

$$M = 0,3 \text{ mol / L.}$$

A concentração da solução final pode ser obtida sabendo-se que o número de mols do soluto da solução 1 (n_1) é somado ao número de mols do soluto da solução 2 (n_2).

Como

$$M = \frac{n}{V(L)},$$

temos:

$$n_1 = M_1 \times V_1$$

$$n_2 = M_2 \times V_2.$$

Como

$$n_f = n_1 + n_2$$

e

$$V_f = V_1 + V_2,$$

temos:

$$M_f = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}.$$

Ou seja:

$$M_f = \frac{M_1 V_1 + M_2 V_2}{V_1 + V_2}.$$

Se trabalharmos com a unidade de concentração C (concentração comum em g/L), podemos também afirmar que:

$$C_f = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}.$$

Vamos utilizar o exemplo a seguir para verificar como pode ser efetuado o cálculo da concentração final de uma solução.

Exemplo XII

Acrescentamos 300 mL de uma solução de 5 g/L de cloreto de sódio a 200 mL de uma solução de 10 g/L dessa mesma substância. Qual será a concentração final dessa solução?

Organizando as informações, temos que:

$$V_1 = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L};$$

$$C_1 = 5 \text{ g/L};$$

$$V_2 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L};$$

$$C_2 = 10 \text{ g/L};$$

$$V_f = V_1 + V_2 = 300 + 200 = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L.}$$

Aplicando a expressão de mistura, temos:

$$C_f = \frac{5 \times 0,3 + 10 \times 0,2}{0,3 + 0,2}$$

$$C_f = \frac{1,5 + 2,0}{0,5}$$

$$C_f = \frac{3,5}{0,5}$$

$$C_f = 7 \text{ g / L.}$$

Veja que, como o volume inicial e o final estão com a mesma unidade, podemos trabalhar com os dados em mililitros e chegaremos no mesmo resultado:

$$C_f = \frac{5 \times 300 + 10 \times 200}{300 + 200}$$

$$C_f = \frac{1500 + 2000}{500}$$

$$C_f = \frac{3500}{500}$$

$$C_f = 7 \text{ g/L.}$$

Então, temos que a concentração final da solução de cloreto de sódio é 7 g/L.

Propriedades coligativas: tonoscopia, ebulioscopia, crioscopia e osmometria

Você já parou para pensar em 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 onde neva no inverno? Por que a água ferve mais rápido em locais de altitude elevada? 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.

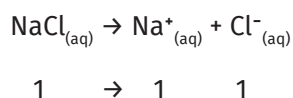
As soluções, como estudado anteriormente, são sistemas homogêneos formados por solvente e soluto. Nesse caso, a presença de um soluto não volátil interferirá na pressão de vapor do solvente puro e, consequentemente, alterará as propriedades físicas dele: ponto de ebulição (passagem do líquido

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 ao número de partículas de soluto que se encontram dispersas (dissolvidas) em um solvente, independentemente 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: as moleculares e as 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 1 molar, apresenta 1 mol de partículas por litro de solução.

Nas soluções iônicas, os solutos se dissociam. Uma solução de cloreto de sódio (NaCl) de concentração 1 molar, devido à dissociação, apresenta 2 mols de partículas por litro de solução.



(O total de íons dissociados em solução é igual a dois.)

a) 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, em uma mesma temperatura, cada líquido apresenta sua pressão de vapor, pois ela está relacionada com a volatilidade do líquido.

b) *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 facilmente, aumentando sua pressão de vapor, conforme mostrado na tabela e no gráfico a seguir.

Tabela 4.1

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

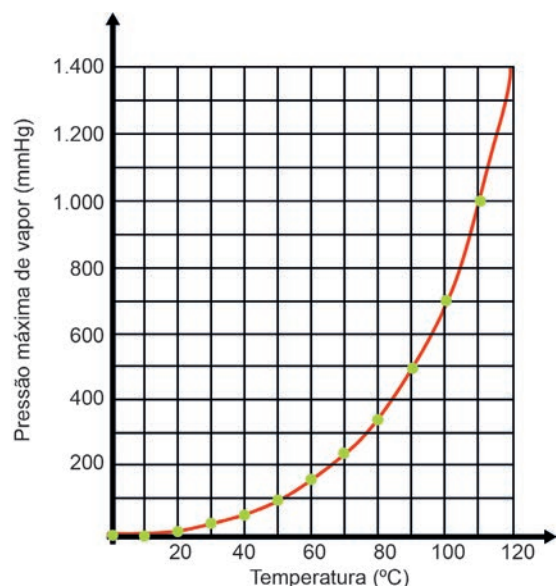


Figura 4.9: Variação da pressão de vapor da água pura em função da temperatura.

c) 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.

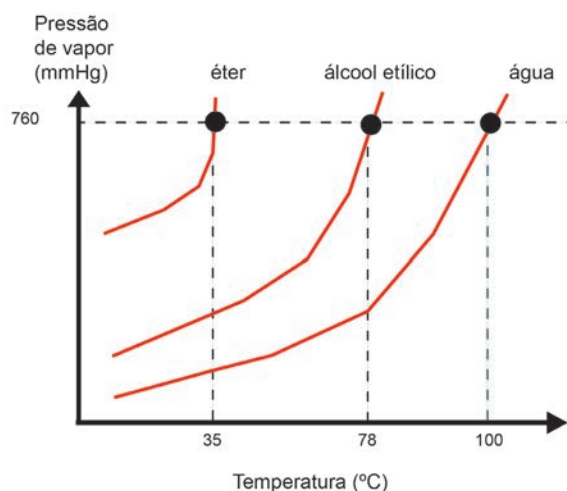


Figura 4.10: Pressão máxima de vapor do éter, do álcool etílico e da água em função da temperatura.

Pelo gráfico, podemos observar, a 760 mmHg (1 atm; pressão no nível do mar), os seguintes pontos de ebulição: éter etílico = 35° C; álcool etílico = 78° C e água = 100° C.

d) *Tonoscopia ou tonometria*

Essa propriedade coligativa estuda a diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente quando um soluto não volátil é dissolvido. Logo, quanto maior a concentração de partículas, menor a pressão de vapor do solvente.

e) *Crioscopia ou criometria*

Nos radiadores dos automóveis que estão em locais onde a temperatura é muito baixa, são colocados aditivos anticongelantes, e esse procedimento diminui a temperatura de congelamento da água, prevenindo o dano no radiador. Esse fenômeno é estudado pela propriedade coligativa denominada crioscopia, que descreve o abaixamento na temperatura de congelamento de um solvente puro 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.

f) *Ebulioscopia ou ebuliometria*

Quando acrescentamos sal na água que está prestes a ferver, observamos que a temperatura de ebulição aumenta. Esse aumento é estudado pela propriedade coligativa denominada *ebulioscopia*. O aumento na temperatura de ebulição é provocado pela dissolução do soluto não volátil. Logo, quanto maior a concentração de partículas, menor a pressão de vapor do solvente e maior a temperatura de ebulição.

g) *Osmometria*

A osmometria é uma propriedade coligativa que está relacionada com a pressão osmótica das soluções. 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). Isso ocorre por meio de uma membrana semipermeável, que permite somente a passagem de água.

Exemplo XIII

(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 experiência descrita a seguir.

Ele 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 ele:

- a) permite a entrada de calor do ambiente externo para o interior da seringa.
- b) provoca, por atrito, um aquecimento da água contida na seringa.
- c) produz um aumento de volume que aumenta o ponto de ebulição da água.

d) proporciona uma queda de pressão no interior da seringa, o que diminui o ponto de ebulição da água.

e) possibilita uma diminuição da densidade da água, o que facilita sua ebulição.

Resposta: letra d.

Considerando o procedimento anterior, a água volta a ferver porque esse deslocamento proporciona uma queda de pressão no interior da seringa, o 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.

Resumo

- Solução é uma mistura homogênea formada por soluto e solvente.
- Soluto é o componente que está em menor quantidade na solução.
- Solvente é o componente que está em maior quantidade na solução.
- 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:
 - Porcentagens (%): porcentagem em massa (%m/m), porcentagem em massa/volume (%m/v) e porcentagem volume/volume (%v/v);

- Concentração comum ou concentração em g/L;

- Concentração molar, concentração em quantidade de matéria, concentração em mol/L ou molaridade (M);

- Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb).

- Diluir é adicionar solvente a uma solução, de modo que ela se torne menos concentrada.
- No processo de diluição, a quantidade de soluto não se altera.
- A concentração molar final da solução, no processo de diluição, pode ser calculada como:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

- A concentração comum final da solução, no processo de diluição, pode ser calculada como:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

- A concentração molar final da solução, no processo de mistura, pode ser calculada como:

$$M_f = \frac{M_1V_1 + M_2V_2}{V_1 + V_2}$$

- A concentração comum final da solução, no processo de mistura, pode ser calculada como:

$$C_f = \frac{C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2}$$

- A presença de um soluto não volátil modifica a pressão de vapor de um solvente puro e, conseqüentemente, altera suas propriedades físicas: ponto

de ebulição, ponto de fusão (passagem do sólido para líquido) e osmose (passagem do solvente por uma membrana semipermeável).

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

20. O álcool em gel, usado como antisséptico e desinfetante, contém 70% v/v de álcool etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$). Calcule o volume de álcool etílico, em litros, necessário para preparar 50 L de álcool em gel.

21. No rótulo de uma garrafa de água mineral, lê-se:

Conteúdo: 1 litro	
Sais minerais	Composição
Bicarbonato de magnésio	15,30 mg
Bicarbonato de potássio	10,20 mg
Bicarbonato de bário	0,040 mg
Fluoreto de sódio	0,800 mg
Cloreto de sódio	7,600 mg
Nitrato de sódio	17,00 mg

Nessa água mineral, calcule:

- a concentração de cloreto de sódio em g/L;
- a concentração de nitrato de sódio – NaNO_3 – em mol/L.

22. Diluição é uma operação muito empregada no nosso dia a dia quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um

suco concentrado. Considere 100 ml de determinado suco em que a concentração do soluto seja de 0,4 mol/L. Calcule o volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para 0,04 mol/L.

Respostas da Unidade

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 solvente, 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 ela apresenta íons (característica das soluções ácidas, básicas e salinas) e, dessa forma, conduzirá corrente elétrica. Letra e.

3. A 60°C , observa-se que somente 360 g do sólido X se dissolvem em 400 g de água ($500 - 140 = 360$).

Como a temperatura foi mantida (60°C), pode-se observar que 135 g do sólido X se dissolvem em 150 g de água. Letra d.

4. Como 1 L corresponde a 1000 mL, pode-se afirmar que a 20°C há a dissolução de 0,3 g da substância A em 100 mL. Consequentemente, 0,5 g é maior que o limite 0,3 g e, dessa forma, ficará no fundo 0,2 g.

A mistura final será classificada como heterogênea e não homogênea.

5. Observa-se que a solução apresenta uma massa final de 125 g (100 g de solvente e 25 g de soluto), logo, o percentual de soluto na solução será calculado da seguinte forma:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{25}{125} \times 100$$

$$\% \frac{m}{m} = 20\%.$$

6. Observa-se que a solução apresenta 0,00025 g (0,25/1000 = 0,00025 g) de Hg^{2+} em 1000 mL de solvente, logo, o percentual de soluto na solução será calculado da seguinte forma:

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{massa de soluto(g)}}{\text{volume de solução(mL)}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{v} = \frac{0,00025}{1000} \times 100$$

$$\% \frac{m}{v} = 2,5 \times 10^{-5}\%.$$

7.

a) Massa total de sal usada é $0,5 \times 3 = 1,5$ g.

O volume da solução será de 2 L (nesse caso, despreza-se o volume do sal).

$$C = \frac{\text{massa de soluto(g)}}{\text{volume de solução(L)}}$$

$$C = \frac{1,5}{2}$$

$$C = 0,75 \text{ g/L}.$$

b) Massa total de açúcar usada é $15 \times 4 = 60$ g.

O volume da solução será de 2000 mL (nesse caso, despreza-se o volume do sal).

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{massa de soluto(g)}}{\text{volume de solução(mL)}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{v} = \frac{60}{2000} \times 100$$

$$\% \frac{m}{v} = 3\%.$$

8. Primeiro, é preciso determinar o número de mol no total:

$$n = \frac{620}{62}$$

$$n = 10 \text{ mol}.$$

Depois, é necessário transformar mL em L:

$$500/1000 = 0,5 \text{ L}.$$

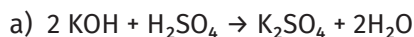
E, posteriormente, calcula-se a concentração molar:

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$M = \frac{10}{0,5}$$

$$M = 20 \text{ mol/L}.$$

9.



b) Calculando o número de mol do KOH:

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L};$$

$$M = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$n = M \times V$$

$$n = 0,4 \times 0,1$$

$$n = 0,04 \text{ mol}.$$

Calculando o número de mol do H_2SO_4 :

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L};$$

$$M = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

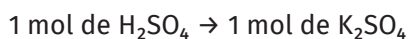
$$n = M \times V$$

$$n = 0,2 \times 0,1$$

$$n = 0,02 \text{ mol}$$

Pela reação, observa-se que:

2 mol de KOH



0,04 mol de KOH

0,02 mol de $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow x$ mol de K_2SO_4

$$x = \frac{0,02 \times 1}{1} = 0,02 \text{ mol.}$$

O volume total da solução será o volume da solução do ácido e da base:

V (solução de K_2SO_4) = 200 mL = 0,2 L.

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$M = \frac{0,02}{0,2}$$

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

c) MM de Na_2SO_4 = 142 g/mol.

m de Na_2SO_4 = 10,65 g.

O número de mol do sal é:

$$n = \frac{10,65}{142}$$

$$n = 0,075 \text{ mol}$$

$$M = \frac{0,075}{0,5}$$

$$M = 0,15 \text{ mol / L.}$$

10. No texto, há a informação de 0,01 mol por cada litro, então é só transformar esse valor em gramas:

massas molares: K = 39 g/mol; O = 16 g/mol e H = 1 g/mol.

Massa molar do hidróxido de potássio (KOH): 56 g/mol.

Logo, a concentração em g/L é: $C = 0,01 \times 56 = 0,56 \text{ g/L.}$

Resposta: letra b.

11. No texto há, a informação de 0,04 gramas por cada litro, então é só transformar esse valor em mol:

massas molares: Na = 23 g/mol; O = 16 g/mol e H = 1 g/mol.

Massa molar do hidróxido de potássio (NaOH): 40 g/mol.

Logo, a concentração em mol/L é: $M = 0,04/40 = 0,001 \text{ g/L.}$

Resposta: letra e.

12. Temos;

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 1000000$$

sendo:

m_1 igual à massa de soluto;

m_2 igual à massa da solução.

$$20 = \frac{m_1}{100} \times 1000000$$

$$m_1 = \frac{20}{1000000} \times 100$$

$$m_1 = 0,002 \text{ g}$$

Como o resultado é solicitado em mg, basta, então, multiplicar por 1.000, resultando em 2 mg.

Resposta: letra d.

13.

Temos:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{massa de solução (g)}} \times 1000000,$$

sendo:

massa de soluto = 1 g;

massa da solução = 100 kg. Multiplicando isso por 1.000, para converter quilograma em gramas, temos 100×1000 igual a 100.000 gramas de água.

$$\text{ppm} = \frac{1}{100000} \times 1000000$$

$$\text{ppm} = 10 \text{ ppm}$$

Resposta: letra d.

14. Aplicando a fórmula de diluição:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$20 \times 100 = C_f \times 500$$

$$C_f = 4 \text{ g/L.}$$

Resposta: letra c.

$$15. M_i = 0,6 \text{ mol/L}$$

$$V_i = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$M_f = 0,2 \text{ mol/L.}$$

Aplicando a expressão:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$0,6 \times 0,1 = 0,2 \times V_f$$

$$V_f = 0,3 \text{ L} = 300 \text{ mL.}$$

Sabemos, então, que o volume final será 300 mL, e que partimos de 100 mL. Logo, o volume de água que deverá ser adicionado é $300 - 100 = 200 \text{ mL}$.

$$16. M_f = 1/4 M_i$$

Na diluição:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$M_i \times 0,5 = 1/4 M_i \times V_f$$

Eliminando M_i dos dois lados da equação, temos que:

$$0,5 = 1/4 V_f$$

$$V_f = 4 \times 0,5 = 2 \text{ L.}$$

O técnico deverá quadruplicar o volume da solução inicial, ou seja, adicionar 1500 mL de água.

17. Na diluição, temos:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$16 \times V_i = 0,1 \times 4,0$$

$$V_i = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL.}$$

18. Na diluição, temos:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Substituindo os valores,

$$25 \times V_i = 7,5 \times 10$$

$$V_i (\text{sol A}) = 3 \text{ L}$$

$$V_f = V_i + V_{\text{água}} = 3 + V_{\text{água}} = 10 \text{ L}$$

$$V_{\text{água}} = 7 \text{ L.}$$

Resposta: letra b.

19. Na diluição, temos:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$1,00 \times 0,15 = 0,25 \times V_f$$

$$V_f = 0,6 \text{ L} = 600 \text{ mL.}$$

$$V_f = V_i + V_{\text{solvente puro}} = 150 + V_{\text{(solvente puro)}} = 600 \text{ mL.}$$

$$V_{\text{solvente puro}} = 450 \text{ mL} = 0,45 \text{ L.}$$

20. A porcentagem em volume é expressa por:.

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volume de soluto (mL)}}{\text{volume de solução (mL)}} \times 100$$

Os dados do enunciado são:

$$\% \frac{v}{v} = 70;$$

$$\text{volume de solução} = 50 \text{ L} = 50000 \text{ mL.}$$

Substituindo os dados, temos:

$$70 = \frac{\text{volume de soluto (mL)}}{50000} \times 100$$

$$\text{volume de soluto} = \frac{70 \times 50000}{100} = 35000 \text{ mL} = 35 \text{ L.}$$

21.

a) A concentração de cloreto de sódio em g/L é expressa como:

$$C = \frac{\text{massa de soluto(g)}}{\text{volume de solução(L)}}.$$

A massa de cloreto de sódio descrita no rótulo é 7,600 mg. Dividindo por mil, temos a massa em gramas 0,0076 g.

O volume descrito no rótulo é de 1 litro.

Logo:

$$C = \frac{0,0076}{1}$$

$$C = 0,0076 \text{ g / L.}$$

b) A massa de nitrato de sódio descrita no rótulo é 17,00 mg. Dividindo por mil, temos a massa 0,017 g.

O volume descrito no rótulo é de 1 litro.

A massa molar do nitrato de sódio (NaNO_3) é: $23 + 14 + 3 \times 16 = 85 \text{ g/mol}$.

Logo,

$$M = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{MM} \times \text{volume de solução (L)}}.$$

$$M = \frac{0,017}{85 \times 1}$$

$$M = 0,0002 \text{ mol / L.}$$

22. Organizando os dados, temos que:

$$V_i = 100 \text{ mL};$$

$$C_i = 0,4 \text{ mol/L};$$

$$V_f = V_i + V_{\text{água}} = 100 + V_{\text{água}};$$

$$C_f = 0,04 \text{ mol/L.}$$

Aplicando a expressão de diluição, temos:

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$0,4 \times 100 = 0,04 \times V_f$$

$$V_f = \frac{0,4 \times 100}{0,04}$$

$$V_f = 1000 \text{ L.}$$

Como

$$V_f = V_i + V_{\text{água}}$$

$$1000 = 100 + V_{\text{água}}$$

$$V_{\text{água}} = 1000 - 100$$

$$V_{\text{água}} = 900 \text{ mL.}$$

Termoquímica e cinética química

05

metas

Apresentar e classificar as reações endotérmicas e exotérmicas, além de mostrar de que forma os fatores temperatura, pressão, concentração, estado físico, superfície de contato e energia de ativação interferem na velocidade da reação química.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- conceituar 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

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, nesse ciclo, durante toda a nossa existência. 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, além de combustíveis eficientes e menos poluentes. Vale ressaltar, entretanto, que a energia necessária para o funcionamento dessas máquinas, em grande parte, é oriunda da queima dos combustíveis fósseis tratados.

Sabemos que, para estarmos vivos e exercermos as nossas atividades diárias, precisamos da energia que provém da digestão e da respiração.

Essas diferentes energias provêm das transformações químicas que ocorrem no nosso cotidiano e podem acontecer de forma lenta, rápida ou instantânea. Por isso, a avaliação do tempo em que a reação ocorre é fundamental para, se necessário, acelerar ou retardar essas transformações.

A avaliação da energia envolvida durante a transformação química e o calor usado nas mudanças de estado físico das substâncias são objetos de estudo da *termoquímica*, enquanto o tempo para que a reação ocorra é o objeto de estudo da *cinética química*.

Termoquímica

A termoquímica se ocupa do estudo quantitativo do calor que acompanha as transformações químicas e físicas, como aquele liberado na queima do gás butano, usado no cozimento dos nossos alimentos, o calor liberado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta os veículos, o calor absorvido na ebulição da água, o liberado em nosso organismo durante a digestão e a respiração etc.

Transformações endotérmicas ou exotérmicas

As transformações exotérmicas liberam calor e, por isso, é observado um aumento na temperatura do ambiente em torno da reação, característica das reações de combustão. Já as transformações endotérmicas absorvem calor e, por esse motivo, observa-se uma redução na temperatura do ambiente em torno da reação, característica da dissolução do sal *sulfato de cério-III*.



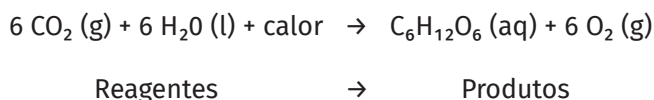
Figura 5.1: Fluxograma do calor para transformações exotérmicas e endotérmicas.

Equações químicas endotérmicas ou exotérmicas

Até este momento, nós escrevíamos a reação química apresentando apenas os componentes químicos *reagentes* e *produtos*, porém, a partir de agora, passaremos a inserir o componente físico calor na equação química. Para compreendermos o uso correto do calor na equação termoquímica, vamos tomar como exemplo a fotossíntese e a respiração.

- *Fotossíntese*

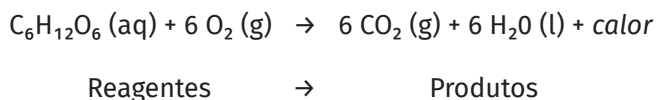
A fotossíntese representa o processo de transformação das substâncias gás carbônico e vapor d'água em glicose e gás oxigênio. Porém, para que isso ocorra, é fundamental a presença da energia luminosa, conforme escrito a seguir:



Analisando a equação química da fotossíntese, constatamos que o calor é absorvido pelos reagentes gás carbônico e vapor d'água. Dessa forma, podemos afirmar que a fotossíntese é um processo *endotérmico*.

- *Respiração*

A respiração, inverso da fotossíntese, representa o processo de transformação das substâncias glicose e gás oxigênio em gás carbônico e vapor d'água. Na respiração, ocorre a produção de ATP (adenosina trifosfato), que é usada para suprir a necessidade energética dos seres vivos, conforme escrito na sequência:



Analisando a equação química da respiração, constatamos que os reagentes glicose e gás oxigênio geram os produtos gás carbônico, vapor d'água e calor. Dessa forma, podemos afirmar que a respiração é um processo *exotérmico*.

Entalpia (H): medindo o calor liberado ou absorvido

A energia armazenada nas substâncias (reagentes ou produtos) recebe o nome de *conteúdo calórico* ou *entalpia*, representada pela letra H. A diferença entre as entalpias dos produtos (H_p) e dos reagentes (H_r) corresponde à variação de entalpia ($\Delta H = H_p - H_r$), que representará o calor liberado ou absorvido por uma reação química. Cada substância armazena certo conteúdo de calor, que é alterado quando ela sofre uma transformação química.

Como a maior parte das reações químicas é realizada em recipientes abertos, ou seja, à pressão atmosférica local, utilizaremos a variação de entalpia padrão (ΔH°) como recurso indireto da medida do calor de uma reação química. Essa quantidade de calor liberada ou absorvida pela reação pode ser expressa em calorias (cal) ou em Joules (J). O Sistema Internacional de Medidas (S.I.) 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 1,0 g de água tenha sua temperatura aumentada de 1° C. Cada caloria corresponde a 4,18 J.

Cálculo da variação de entalpia nas reações exotérmicas

Na reação exotérmica, ocorre a liberação de calor e, dessa forma, o conteúdo calórico dos produtos (H_p) será menor que o dos reagentes (H_r), sendo a variação de entalpia um valor negativo.

$$\Delta H^\circ = H_p - H_r \text{ será sempre menor que zero, ou seja, } \Delta H^\circ < 0.$$

Adiante, apresentamos um gráfico genérico característico de uma reação exotérmica.

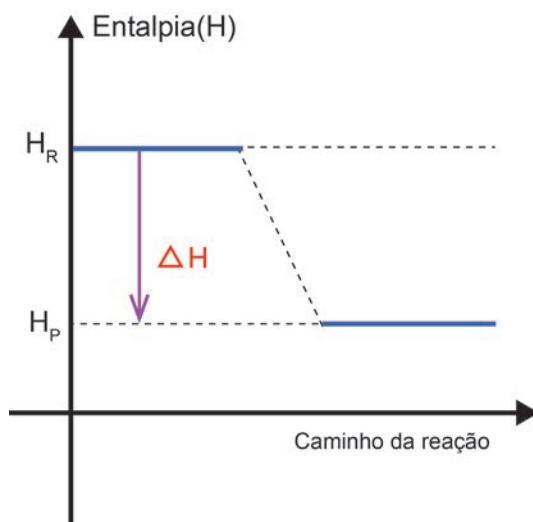


Figura 5.2: Gráfico genérico de uma reação exotérmica. Fonte: <https://www.infoescola.com/quimica/reacoes-exotermicas/>. Acesso em: 22 out. 2021.

A partir do exposto, propomos uma situação-problema, para que possamos quantificar o calor da reação por meio da diferença de entalpia e, então, classificá-la como endotérmica ou exotérmica.

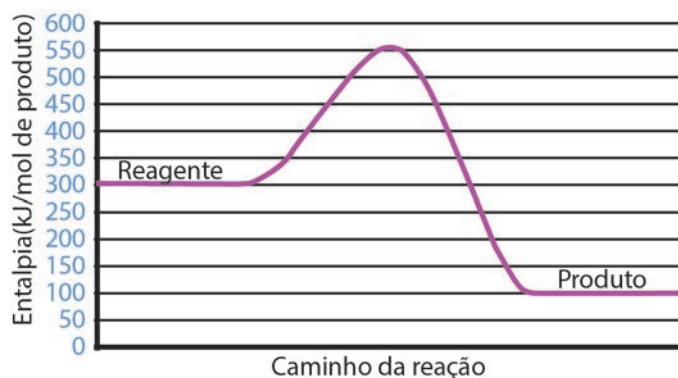


Figura 5.3: Gráfico que representa a reação da situação-problema.
 Fonte: https://pt.wikipedia.org/wiki/Rea%C3%A7%C3%A3o_exot%C3%A9rmica. Acesso em: 22 out. 2021.

Comparando a situação-problema com o gráfico genérico, já podemos classificar a reação como exotérmica, pois a entalpia (conteúdo calórico) do produto é menor que a do reagente. Porém, para confirmarmos essa classificação, faremos o cálculo do calor por meio da diferença de entalpia.

Aplicando $\Delta H^0 = H_p - H_r$, em que H_p é a entalpia do produto (100 kJ) e H_r é a entalpia do reagente (300 kJ), temos:

$$\Delta H^0 = 100 - 300$$

$$\Delta H^0 = -200 \text{ kJ.}$$

Como a variação de entalpia (ΔH^0) apresentou resultado negativo, comprovamos que a reação é exotérmica.

Cálculo da variação de entalpia nas reações endotérmicas

Na reação endotérmica, ocorre absorção de calor e, dessa forma, o conteúdo calórico dos produtos (H_p) será maior que o dos reagentes (H_r), sendo a variação de entalpia um valor positivo.

$$\Delta H^0 = H_p - H_r \text{ será sempre maior que zero, ou seja, } \Delta H^0 > 0.$$

A seguir, apresentamos um gráfico genérico característico de uma reação endotérmica.

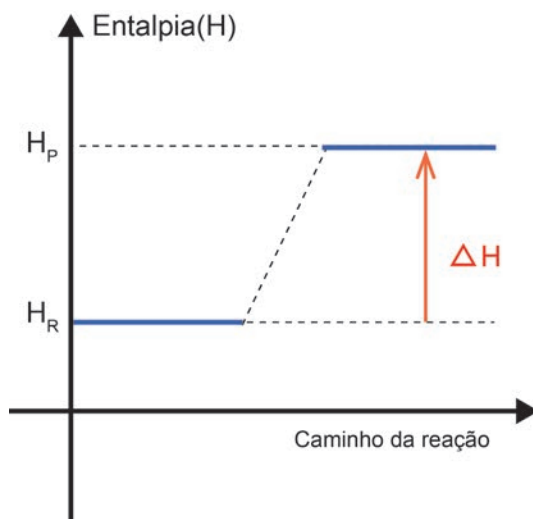


Figura 5.4: Gráfico genérico de uma reação endotérmica. Fonte: <https://www.infoescola.com/quimica/reacoes-endotermicas/>. Acesso em: 22 out. 2021.

A partir do exposto, propomos uma situação-problema, para que possamos quantificar o calor da reação por meio da diferença de entalpia e, então, classificá-la como endotérmica ou exotérmica.

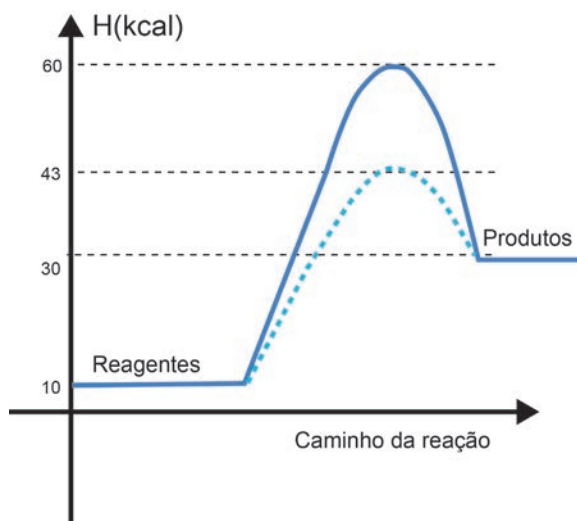


Figura 5.5: Gráfico que representa a reação da situação-problema. Fonte: Vestibular UNISC RS/2015.

Comparando a situação-problema com o gráfico genérico, já podemos classificar a reação como endotérmica, pois a entalpia (conteúdo calórico) do produto é maior que a do reagente. Porém, faremos o cálculo do calor por meio da diferença de entalpia, para confirmarmos essa classificação.

Aplicando $\Delta H^0 = H_p - H_r$, em que H_p é a entalpia do produto (30 kcal) e H_r é a entalpia do reagente (10 kcal), temos:

$$\Delta H^0 = 30 - 10$$

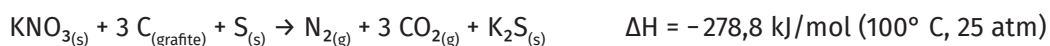
$$\Delta H^0 = + 20 \text{ kJ}.$$

Como a variação de entalpia (ΔH^0) apresentou resultado positivo, comprovamos que a reação é endotérmica.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

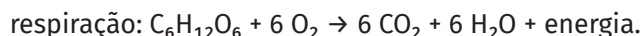
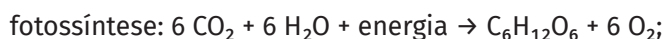
1. O nitrato de potássio é um composto químico sólido, bastante solúvel em água e muito utilizado em explosivos, presente na composição da pólvora, por exemplo. Uma equação termoquímica balanceada para a queima da pólvora é representada na sequência:



Assinale a alternativa que representa a interpretação correta da equação termoquímica para a queima da pólvora.

- a) Durante a queima da pólvora, ocorre a absorção de 278,8 kJ/mol de energia, o que acarreta um aumento da temperatura em 100° C e o aumento da pressão em 25 atmosferas.
- b) Durante a queima da pólvora, ocorre a liberação de 278,8 kJ/mol de energia, o que acarreta um aumento da temperatura em 100° C e o aumento da pressão em 25 atmosferas.
- c) Durante a queima da pólvora, ocorre a liberação de 278,8 kJ/mol de energia, levando ao aumento da temperatura para 100° C e ao aumento da pressão para 25 atmosferas.
- d) Durante a queima da pólvora, ocorre a absorção de 278,8 kJ/mol de energia, se a reação for feita em 100° C e 25 atmosferas.
- e) Durante a queima da pólvora, ocorre a liberação de 278,8 kJ/mol de energia, se a reação for feita em 100° C e 25 atmosferas.

2. As reações químicas da fotossíntese e da respiração são representadas, respectivamente, pelas equações a seguir:



Com base nas reações químicas, pode-se afirmar que:

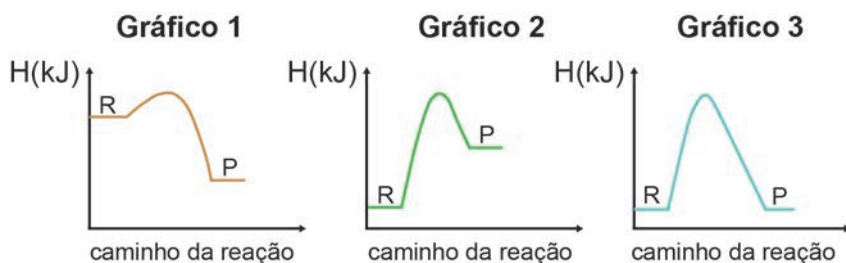
- a) ambas são exotérmicas.
- b) ambas são endotérmicas.
- c) ambas são combustões completas.
- d) os reagentes da fotossíntese apresentam menor conteúdo calórico que os produtos.
- e) energia da respiração é diferente da fotossíntese.

3. Um incêndio atingiu uma fábrica de resíduos industriais em Itapevi, na Grande São Paulo. O local armazenava três toneladas de fosfeto de alumínio (AlP). De acordo com a Companhia Ambiental do Estado de São Paulo (Cetesb), o fosfeto de alumínio reagiu com a água usada para apagar as chamas, produzindo hidróxido de alumínio e fosfina (PH_3).

A fosfina é um gás tóxico, incolor, e não reage com a água, porém, reage rapidamente com o oxigênio, liberando calor e produzindo pentóxido de difósforo (P_2O_5). Segundo os médicos, a inalação do P_2O_5 pode causar queimadura tanto na pele quanto nas vias respiratórias, devido à formação de ácido fosfórico.

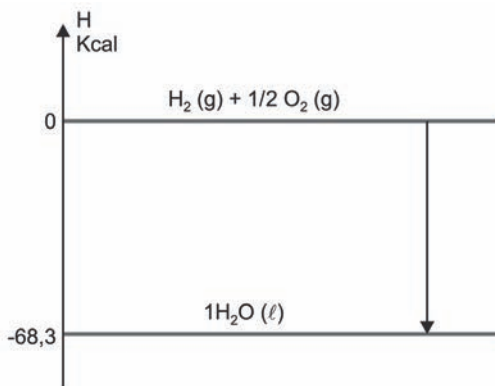
Fonte: <https://tinyurl.com/yafzufbo>. Acesso em: 11 out. 2018. Adaptado.

Os gráficos 1, 2 e 3 representam a variação da energia em função do caminho da reação para três transformações químicas, sendo R o reagente e P o produto de cada reação:



Entre os gráficos 1, 2 e 3, aquele que representa corretamente a reação da fosfina com o oxigênio descrita no texto é o:

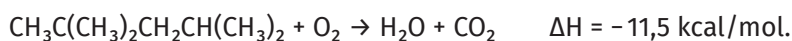
- gráfico 1, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta H^\circ < 0$.
 - gráfico 1, pois a reação é exotérmica e apresenta $\Delta H^\circ < 0$.
 - gráfico 2, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta H^\circ > 0$.
 - gráfico 2, pois a reação é exotérmica e apresenta $\Delta H^\circ < 0$.
 - gráfico 3, pois a reação é endotérmica e apresenta $\Delta H^\circ > 0$.
4. O esquema a seguir ilustra o aspecto energético da reação de formação de água líquida a partir dos gases hidrogênio e oxigênio:



Essa reação é uma:

- a) eletrólise, que gera a alteração do número de oxidação do oxigênio e do hidrogênio da molécula de água.
- b) queima, com absorção de energia durante toda a etapa da reação química entre os reagentes.
- c) combustão, que libera energia na forma de calor e pode ser utilizada na propulsão de naves espaciais.
- d) hidrólise, que ocorre com a formação de água pela reação do oxigênio com o hidrogênio.

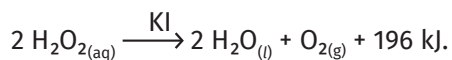
5. A qualidade da gasolina é definida de acordo com o índice de octanagem do combustível. A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos que variam sua cadeia carbônica de 4 a 12 átomos de carbono (gasolina automotiva) e de 5 a 10 átomos de carbono (gasolina de aviação). A média de átomos de carbono geral das cadeias é de 8 carbonos. As gasolinas que possuem alto índice de isoctano são consideradas combustíveis de alta qualidade e poder de combustão. A equação não balanceada a seguir representa a reação de combustão do isoctano:



A reação sofrida pelo isoctano é do tipo:

- a) exotérmica, pois apresenta entalpia dos reagentes menor que a dos produtos.
- b) endotérmica, pois apresenta entalpia dos reagentes menor que a dos produtos.
- c) exotérmica, pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes.
- d) endotérmica, pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes.

6. A equação a seguir apresenta a reação de decomposição da água oxigenada, também denominada peróxido de hidrogênio:



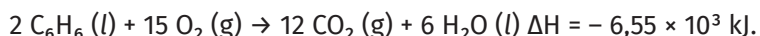
Em relação a essa reação, pode-se afirmar que:

- a) é uma reação endotérmica.
- b) ocorre mais rapidamente em concentrações mais baixas.
- c) o iodeto de potássio atua como um inibidor da reação.
- d) ocorre a redução do oxigênio na formação do O_2 .
- e) é uma reação exotérmica.

Estequiometria envolvendo o calor da reação

Utilizando o mesmo raciocínio dos cálculos estequiométricos da Unidade 3, podemos, também, resolver questões envolvendo calor. Para compreendermos a informação da equação termoquímica, ou seja, reagentes, produtos e calor ou variação de entalpia, veremos três exemplos.

1. A reação de combustão do benzeno – C_6H_6 – pode ser representada pela equação



Suponha que uma amostra contendo 4 mols de benzeno e excesso de oxigênio seja submetida à combustão completa em um sistema fechado. Determine o calor liberado nessa reação.

Podemos observar, segundo a equação química, esta relação: para cada 2 mols de C_6H_6 queimados, há liberação de $6,55 \times 10^3$ kJ. Logo, teremos a seguinte proporcionalidade entre o número de mols e calor:

Mols	_____	Calor
2 mols	_____	$6,55 \times 10^3$ kJ
4 mols	_____	Y
$Y = 6,55 \times 10^3 \times 4/2 = 13,1 \times 10^3$ kJ		

2. Os carboidratos são uma importante fonte de energia em nossa dieta alimentar. Nas células, as moléculas de monossacarídeos são metabolizadas pelo organismo em um 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, que são usadas para movimentar músculos, fazer reparos nas células, manter constante a temperatura corporal etc.

Qual será a massa de oxigênio consumida, em gramas, quando a “queima” desse açúcar metabolizado liberar 1200 kcal?

Dado: massas molares (g/mol): H = 1; C = 12; O = 16.

Foi exposto no texto que a queima de 4 g desse açúcar libera 4 kcal. Logo, teremos que relacionar a massa de açúcar, glicose, com a energia, para descobrir o açúcar consumido.

Massa	_____	Energia
1 grama de açúcar	_____	4 kcal
Y	_____	1200 kcal
$Y = 1200 \times 1/4 = 300$ g de açúcar consumido		

Agora, analisando a equação química, percebemos que 1 mol de açúcar reage com 6 mols de oxigênio. Dessa forma, podemos calcular a massa molar da glicose e relacionar com a massa de oxigênio que reagiu.

Determinando as massas molares da glicose e do gás oxigênio e relacionando-as com os 300 g de glicose, temos:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 = 12 \times 6 + 1 \times 12 + 16 \times 6 = 180 \text{ g}$$

$$6 \text{ mols de } O_2 = 6 \times (16 \times 2) = 192 \text{ g.}$$

Glicose	_____	Oxigênio
180 g	_____	192 g
300 g	_____	W
$W = 300 \times 192/180 = 320 \text{ g de gás oxigênio}$		

3. A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação a seguir:



Determine 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.

Podemos observar, segundo a equação química, a seguinte relação: para cada 1 mol de C_2H_2 queimado, há liberação de 1250 kJ. Porém, como o dado do problema veio em massa, teremos que relacionar a massa com a energia.

$$\text{Massa molar do } C_2H_2 = 12 \times 2 + 1 \times 2 = 26 \text{ g}$$

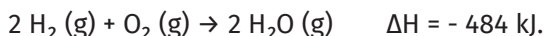
Massa	_____	Calor
26 g	_____	1250 kJ
130 g	_____	Y
$Y = 1250 \times 130/26 = 6250 \text{ kJ}$		

Essa ainda não será a resposta, pois foi dito, no problema, que o rendimento foi de 80%. Então, temos que calcular 80% dessa energia.

Energia	_____	%
6250 kJ	_____	100
Y	_____	80
$Y = 6250 \times 80/100 = 5000 \text{ kJ.}$		

Atividade

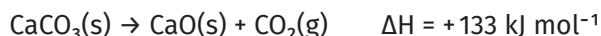
7. O hidrogênio H_2 (g) é usado como combustível de foguetes. Ele queima na presença de oxigênio, O_2 (g), produzindo vapor de água, segundo a equação:



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.

8. A decomposição de uma amostra de carbonato de cálcio consumiu 266 kJ. A partir desse resultado e da equação termoquímica a seguir, marque a conclusão a que se pode chegar.



- a) A reação de decomposição do CaCO_3 é exotérmica.
 - b) A massa de CaCO_3 que se decompôs foi 200 g.
 - c) O volume de CO_2 formado ocupa 22,4 L a 1 atm e 0°C .
 - d) Não há variação de energia nesse processo reacional.
 - e) A massa produzida de CO_2 é igual a 44 g.
9. Da reação $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$; $H = - 220 \text{ kcal/mol}$, conclui-se que:
- a) a combustão de 32 g de metano libera 440 kcal.
 - b) a combustão de 48 g de metano absorve 660 kcal.
 - c) a combustão completa de 32 g de metano necessita de 2 litros de O_2 (g).
 - d) a combustão de 160 g de metano libera 220 kcal.
 - e) a reação é endotérmica.

10. 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 (C_8H_{18})	Gasolina	1.320,6

Com base nos dados da tabela fornecida, são feitas as afirmativas que se seguem.

- 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 1 g 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:

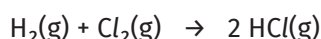
- a) I e II.
- b) I e IV.
- c) II e III.
- d) III e IV.
- e) II, III e IV.

Cinética química




Você aprendeu, com a estequiometria, que existe uma relação entre os reagentes e os produtos de uma reação química. Porém, para que a maior parte das reações se inicie, é necessário que as impulsionemos com uma energia inicial. Como exemplo, temos a combustão do gás de cozinha, que, para iniciar, precisa que acendamos um fósforo ou provoquemos uma faísca.

Além disso, uma reação química pode demorar a ocorrer ou acontecer de forma imediata. Isso depende de fatores como temperatura, superfície de contato, estado físico, pressão, concentração e energia de ativação.

Vale ressaltar que, para uma reação acontecer, é necessário que esses fatores favoreçam, entre as moléculas dos reagentes, colisões efetivas, ou seja, orientações favoráveis e com energia suficiente para romper as ligações existentes nos reagentes e possibilitar a formação de produtos. Tomemos como exemplo a formação do cloreto de hidrogênio (HCl):



Quadro 5.1

Orientação das colisões	Resultados
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

Em que:

Átomo de H (●)

Átomo de Cl (●)

Fatores que interferem na velocidade

Para amadurecer e conservar os alimentos, praticamos muitas ações no dia a dia sem nem mesmo entendermos a razão pela qual as fazemos. Por exemplo, no inverno, muitas vezes embrulhamos as frutas ainda verdes (mamão, abacate, banana etc) em papel e as guardamos em um canto aquecido, para que elas amadureçam mais rápido, porém, quando já estão maduras, as colocamos na geladeira, para evitar que estraguem rapidamente. Outro exemplo é o processo usado para acender uma churrasqueira: começamos por pedaços menores de carvão e, depois de acesa, usamos os pedaços maiores para manter a brasa por um tempo maior.

Essas e outras questões serão compreendidas por meio da análise dos fatores que interferem na velocidade de uma reação química.

Temperatura

A elevação da temperatura, isto é, o aumento da agitação molecular, faz com que a probabilidade das colisões efetivas aumente. 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, poderemos observar que, quanto maior for a superfície de contato, maior será a velocidade da reação.

Analisando a queima de duas folhas de papel com a mesma massa, sendo uma bastante amassada (em forma de bola) e a outra, aberta, observamos que a folha aberta queima muito mais rápido, pois apresenta maior área de contato com o oxigênio do ar.

Estado físico

As substâncias no estado gasoso, devido ao grau de agitação das unidades fundamentais, reagem mais rapidamente do que no estado líquido. As substâncias em estado líquido, por sua vez, reagem de forma mais rápida que aquelas em estado sólido.

Pressão

A elevação da pressão promove a aproximação das moléculas. Dessa 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 da reação.

Energia de ativação

Para ocorrer uma reação química entre duas substâncias que estão na mesma solução, é preciso que se forneça uma quantidade mínima de energia favorável à quebra da ligação dos reagentes e à formação do complexo ativado. Essa energia mínima é denominada *energia de ativação*.

Pense no fósforo que riscamos para acender a chama do fogão. A energia liberada pelo fósforo aceso é utilizada para romper as ligações químicas existentes entre os átomos dos reagentes envolvidos na combustão do gás de cozinha. Assim, novas ligações químicas são estabelecidas e, conseqüentemente, novas substâncias são formadas (produtos).

Existem substâncias denominadas catalisadores, que conseguem diminuir a energia de ativação e, com isso, acelerar a reação. A seguir, apresentamos um gráfico de energia para avaliar as diferentes curvas:

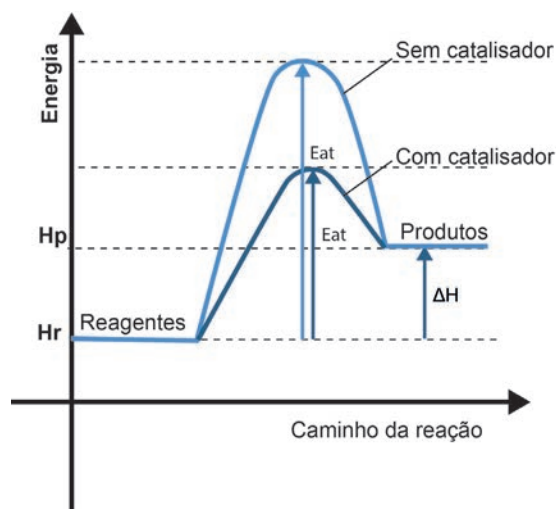


Figura 5.6: Gráfico de energia sem e com a presença de catalisador.

Fonte: <https://pt.m.wikipedia.org/wiki/Ficheiro:Graficocatalise.JPG>.

Acesso em: 22 out. 2021.

Analisando o gráfico, verificamos que os reagentes e produtos são os mesmos, apesar de seus caminhos serem diferentes. A curva mais alta não possui catalisador e, por isso, a reação demora mais para acontecer, pois ela apresenta uma maior energia de ativação. Porém, a curva mais baixa apresenta catalisador e, por isso, a reação ocorre mais rapidamente, pois ela tem uma menor energia de ativação.

Para compreendermos a influência do catalisador, fornecemos o exemplo que se segue..

1. Em uma seleção realizada por uma indústria, para chegarem à etapa final, os candidatos deveriam elaborar quatro afirmativas sobre o gráfico apresentado a seguir, e acertar, pelo menos, três delas.

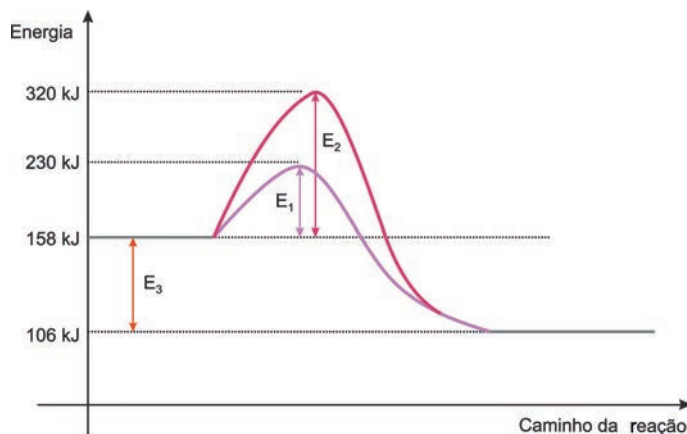


Figura 5.7: Gráfico de energia versus caminho da reação. Fonte: UPE 2ª Fase/ 2º dia SSA 2016.

Um dos candidatos construiu as afirmações dadas adiante.

- I. A reação catalisada forma o complexo ativado quando se atinge a energia de 320 kJ.
- II. O valor da quantidade de energia E_3 determina a variação de entalpia (ΔH) da reação, que é de -52 kJ.
- III. A reação é endotérmica, pois ocorre mediante aumento de energia no sistema.
- IV. A energia denominada no gráfico de E_2 representa a energia de ativação sem catalisador, que vale 182 kJ.

Quais estão corretas?

Para avaliar as afirmações, precisamos determinar as diferentes energias de ativação, E_1 e E_2 , e a variação de entalpia E_3 .

$$E_1 = 230 - 158 = 72 \text{ kJ. Reação com catalisador.}$$

$$E_2 = 320 - 158 = 162 \text{ kJ. Reação sem catalisador.}$$

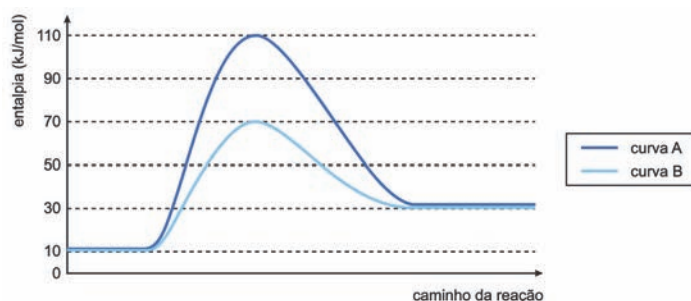
$$E_3 = 106 - 158 = -52 \text{ kJ. Reação exotérmica, pois o } \Delta H \text{ é negativo.}$$

Após esses cálculos e a análise do gráfico, podemos ver que somente a afirmação II está correta.

Atividade

(Anotar as respostas em seu caderno.)

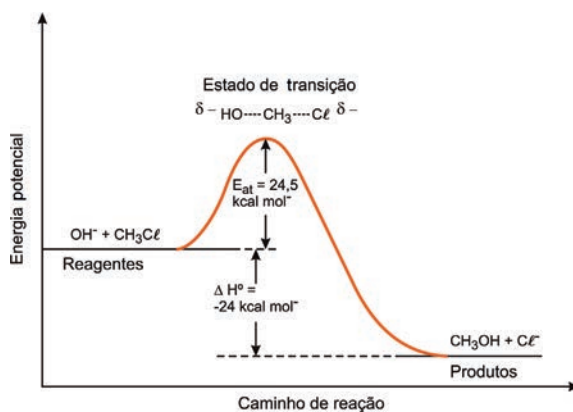
11. Observe, no gráfico, os valores de entalpia ao longo do caminho de uma reação de hidrogenação do pent-2-eno em duas condições: presença e ausência de catalisador.



a) Indique a curva que representa a reação química na presença de catalisador e calcule, em kJ/mol, sua energia de ativação.

b) Determine, ainda, a variação de entalpia dessa reação em kJ/mol e classifique em endotérmica ou exotérmica.

12. Considere o gráfico a seguir, que mostra a variação de energia da reação para a obtenção do metanol a partir do clorometano.

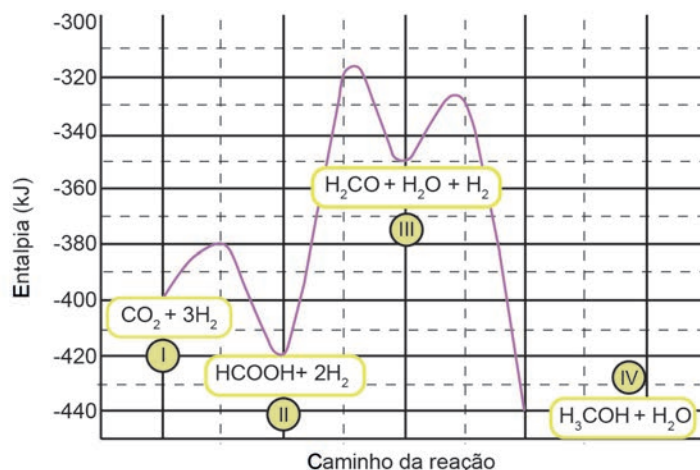


a) Em quantas etapas essa reação se processa? Justifique.

b) Essa reação é exotérmica ou endotérmica? Justifique.

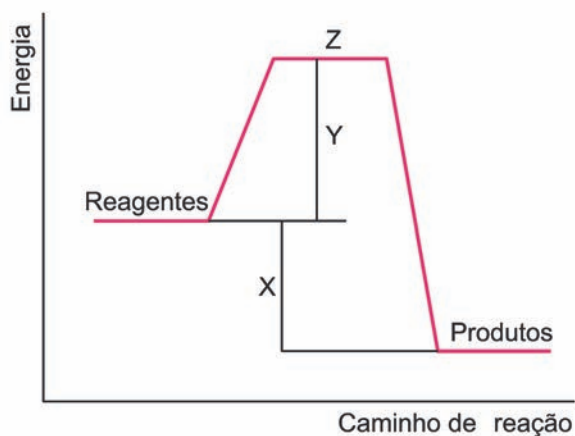
c) Qual é o valor da energia de ativação?

13. A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol.



- Indique as etapas endotérmicas e exotérmicas.
- Calcule a variação da entalpia na conversão do CO_2 em metanol.

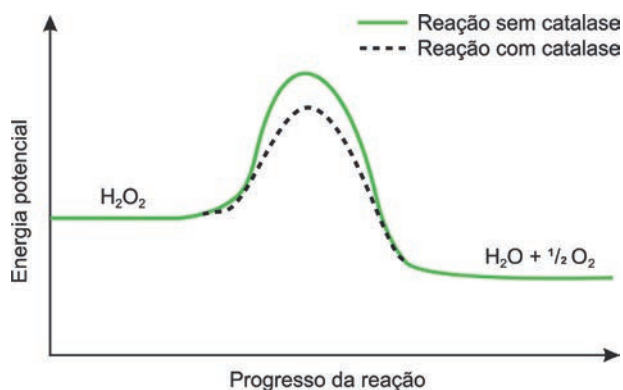
14. No gráfico a seguir, é apresentada a variação da energia durante uma reação química hipotética.



Com base no gráfico, pode-se correlacionar X, Y e Z, respectivamente, como:

- intermediário da reação, energia de ativação e variação da entalpia.
- variação da entalpia, intermediário da reação e complexo ativado.
- complexo ativado, energia de ativação e variação de entalpia.
- variação da entalpia, energia de ativação e complexo ativado.
- energia de ativação, complexo ativado e variação da entalpia.

15. O peróxido de hidrogênio é um produto secundário do metabolismo celular e apresenta algumas funções úteis, mas, quando em excesso, é prejudicial, gerando radicais que são tóxicos para as células. Para se defender, o organismo vivo utiliza a enzima catalase, que decompõe H_2O_2 em H_2O e O_2 . A energia de reação de decomposição, quando na presença e ausência da catalase, está mostrada no gráfico:



Na situação descrita, o organismo utiliza a catalase porque ela:

- a) diminui a energia de ativação.
- b) permite maior rendimento da reação.
- c) diminui o valor da entalpia da reação.
- d) consome rapidamente o oxigênio do reagente.
- e) reage rapidamente com o peróxido de hidrogênio.

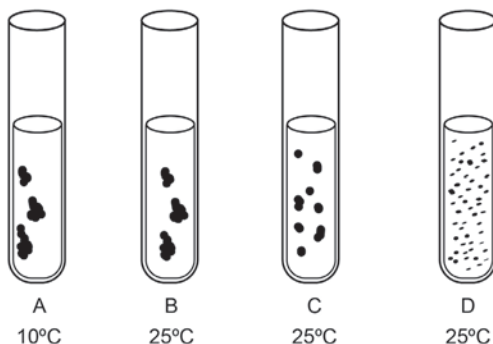
16. Um técnico de laboratório químico precisa preparar algumas soluções aquosas, que são obtidas a partir das pastilhas da substância precursora no estado sólido. A solubilização dessa substância consiste em um processo endotérmico. O profissional está atrasado e precisa otimizar o tempo ao máximo, a fim de que essas soluções fiquem prontas. Desse modo, assinale a alternativa que apresenta o que o técnico deve fazer para tornar o processo de dissolução *mais rápido*.

- a) Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água gelada para solubilizá-las.
- b) Ele deve utilizar somente água quente para solubilizar a substância.
- c) Ele deve utilizar somente água gelada para solubilizar a substância.
- d) Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água quente para solubilizá-las.
- e) A temperatura da água não vai influenciar no processo de solubilização da substância, desde que esta esteja triturada.

17. Colocamos um pedaço de palha de aço em cima de uma pia e, a seu lado, um prego de mesma massa. Notamos que a palha de aço enferruja com relativa rapidez, enquanto o prego, nas mesmas condições, enferrujará mais lentamente. Os dois materiais têm praticamente a mesma composição, mas enferrujam com velocidades diferentes. Isso ocorre devido a um fator que influencia na velocidade dessa reação, que é:

- a) temperatura.
- b) concentração dos reagentes.
- c) pressão no sistema.
- d) superfície de contato.
- e) presença de catalisadores.

18. Nos tubos de ensaio A, B, C e D foram adicionados 2,0 g de zinco e 10 mL de ácido clorídrico 1,0 mol/L. A diferença entre os tubos é a granulometria do zinco e a temperatura. Observou-se o desprendimento de gás nos quatro tubos. A partir do esquema a seguir, que representa o início do processo, assinale o que for correto.



- I. A velocidade da reação é maior no tubo B do que no tubo A.
 - II. O tubo que apresenta a maior velocidade de reação é o D.
 - III. A reação que ocorre é $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$.
 - IV. O tubo C apresenta uma velocidade de reação maior que no tubo B porque a superfície de contato do zinco é maior no tubo C.
 - V. A velocidade de reação do Zn nos tubos obedece à seguinte ordem: $A < B < C < D$.
19. Na reação de uma mistura gasosa, a energia fornecida pela faísca elétrica está relacionada com o fenômeno de:

- | | |
|---------------|-----------------|
| a) combustão. | c) inibição. |
| b) ativação. | d) vaporização. |

Velocidade média de uma reação

Para a determinação da velocidade de uma reação química, é importante identificar os reagentes e os produtos a partir de um gráfico ou tabela e, em seguida, é preciso saber determinar a velocidade média.

Gráficos de velocidade

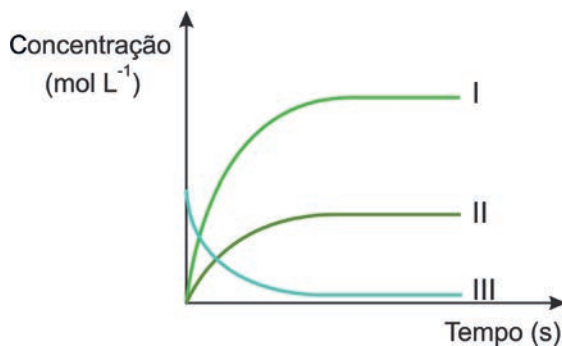
Normalmente, as curvas dos reagentes e produtos são apresentadas em gráfico, porém, sem identificação. Por isso, a primeira coisa que precisamos fazer é associar as curvas aos respectivos reagentes e produtos.

Podemos tomar como exemplo a variação da concentração das substâncias envolvidas em uma reação (reagentes e produtos), que está representada em um gráfico concentração \times tempo, e a equação dessa reação química genérica para as substâncias A, B e C.

Equação da reação:



Gráfico:



Fonte: Vestibular UPF Inverno 2018.

Considerando as informações apresentadas, podemos afirmar que a curva III representa o reagente (A), pois é a única que decai com o tempo, ou seja, ela é consumida; logo a concentração diminui com o tempo. Já as curvas I e II são os produtos formados, pois são as que crescem com ele, ou seja, são produzidas. Porém, devemos associá-las aos produtos hipotéticos B e C.

Analisando a estequiometria, observamos que 2 mols de A formam 4 mols de B e 1 mol de C, ou seja: no mesmo tempo, a curva que apresenta maior concentração é a I e, portanto, representa o produto B.

Medida da velocidade média

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, $\Delta x / \Delta t$.

Para compreendermos a influência do catalisador, apresentaremos dois exemplos.

Exemplo 1: Para a reação: $X \leftrightarrow Y + Z$, a variação na concentração de X em função do tempo é:

Tabela 5.1

X (mol/l)	1,0	0,7	0,4	0,3
Tempo (min)	0	2	5	9

Qual a velocidade média de consumo de X na reação no intervalo de 2 a 5 minutos?

Como a velocidade é determinada pela variação da concentração ($C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}$) em função da variação do tempo ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$),

1º) calcula-se a variação da concentração:

início (2 min) – concentração inicial (C_{inicial}) é 0,7 mol/l;

final (5 min) – concentração final (C_{final}) é 0,4 mol/l.

A variação da concentração ($C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}$) é igual a -0,3 mol/l, ou seja, (0,4 - 0,7), porém, trabalharemos sempre com o módulo, ou seja, apenas com o valor numérico, que é 0,3 mol/l, sem o sinal negativo.

2º) calcula-se a variação do tempo:

a variação do tempo ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$) é igual a 3 minutos (5 - 2).

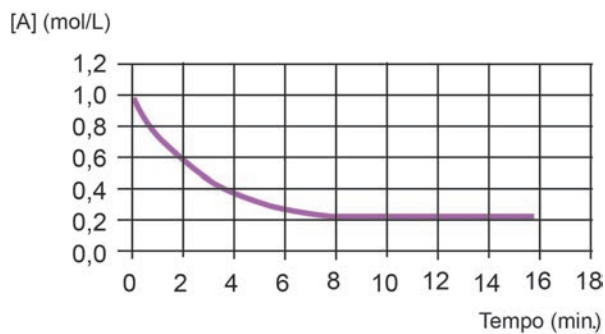
3º) calcula-se a velocidade média:

$$v = (C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}) / (t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}})$$

$$v = 0,3/3$$

$$v = 0,1 \text{ mol/l min.}$$

Exemplo 2: 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.



Fonte: UFRJ, 1999.

A decomposição de A ocorre segundo a equação: $2A(g) \leftrightarrow B(g) + C(g)$. Qual é a velocidade média de decomposição de A durante os primeiros quatro minutos?

Como a velocidade é determinada pela variação da concentração ($C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}$) em função da variação do tempo ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$),

1º) calcula-se a variação da concentração:

início (0 min) – concentração inicial (C_{inicial}) é 1,0 mol/l;

final (4 min) – concentração final (C_{final}) é 0,4 mol/l.

A variação da concentração ($C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}$) é igual a -0,6 mol/l, ou seja, (0,4 - 1,0), porém, trabalharemos sempre com o módulo, ou seja, apenas como valor numérico, que é 0,6 mol/l.

2º) calcula-se a variação do tempo:

a variação do tempo ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$) é igual a 4 minutos (4 - 0).

3º) calcula-se a velocidade média:

$$v = (C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}) / (t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}})$$

$$v = 0,6/4$$

$$v = 0,15 \text{ mol/l min.}$$

Atividade

20. A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:

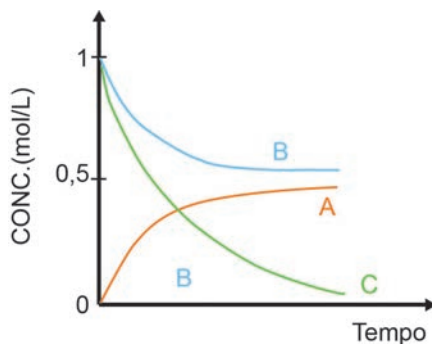


Se a velocidade da reação for 0,05 mols butano/minuto, a massa de CO_2 produzida em 1 hora é:

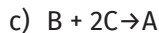
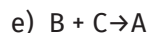
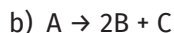
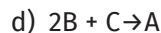
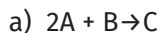
(massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u)

- | | |
|-----------|-----------|
| a) 880 g. | d) 528 g. |
| b) 264 g. | e) 132 g. |
| c) 8,8 g. | |

21. 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?

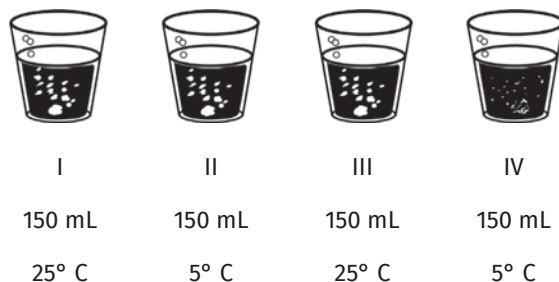


Resumo

- Toda reação termoquímica apresenta os reagentes, os produtos e o calor envolvido no processo de transformação.
 - *Entalpia* (H) é o conteúdo calórico presente nas substâncias reagentes e produtos.
 - Em toda reação exotérmica, o conteúdo calórico do produto é menor que o do reagente e, por isso, a variação de entalpia da reação é negativa ($\Delta H < 0$).
 - Toda reação exotérmica libera calor.
 - Em toda reação endotérmica, o conteúdo calórico do produto é maior que o do reagente e, por isso, a variação de entalpia da reação é positiva ($\Delta H > 0$).
 - Toda reação endotérmica absorve calor.
 - O aumento da temperatura faz a reação ocorrer de forma mais rápida.
 - O aumento da superfície de contato faz a reação ocorrer mais rapidamente.
 - O aumento da concentração faz a reação ocorrer mais rapidamente.
 - O aumento da pressão, reação gasosa, faz a reação ocorrer mais rapidamente.
 - O estado físico gasoso apresenta maior velocidade de reação.
 - O catalisador diminui a energia de ativação e, com isso, acelera a reação.
 - A velocidade média é definida pela razão da variação da concentração pela variação do tempo.
-

Atividade

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. | c) III. |
| b) II. | d) IV. |

Resposta comentada

O problema avalia dois fatores simultâneos, a temperatura e a superfície de contato. Sabemos que quanto maior a temperatura, maior a velocidade e que, quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade, também. Logo, o experimento ocorreu mais rápido no procedimento III, pois este trabalha com a maior temperatura e com a maior superfície de contato.

Respostas comentadas da unidade

1. Como pode ser observado, o ΔH é negativo ($-278,8\text{ kJ}$), ou seja, a reação é exotérmica, pois libera $278,8\text{ kJ}$ por cada mol de KNO_3 decomposto.

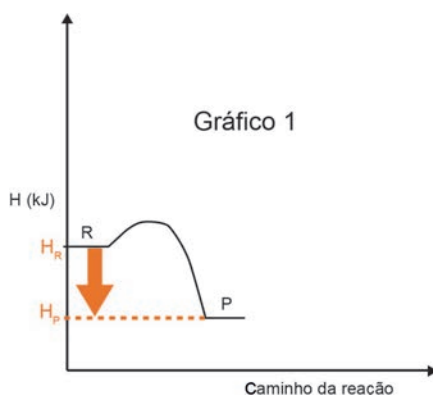
Como a entalpia é uma função de estado, esse valor depende da temperatura e da pressão, por isso essa variação vem sempre acompanhada das condições.

Resposta: letra e.

2. Como as substâncias são as mesmas na fotossíntese e na respiração, invertendo apenas a ordem (ou seja, os reagentes de um são os produtos da outra e vice-versa), podemos garantir que a energia das duas é a mesma. Porém, como a fotossíntese é endotérmica, os produtos apresentam maior conteúdo calórico.

Resposta: letra d.

3. De acordo com o texto, a fosfina (PH_3) reage rapidamente com o oxigênio, libera calor (reação exotérmica) e produz pentóxido de difósforo (P_2O_5). Isso significa que, na representação gráfica, a entalpia dos produtos deve ser menor do que a dos reagentes e o valor do ΔH deve ser negativo ($\Delta H < 0$). Isso significa que o gráfico 1 representa corretamente a reação da fosfina com o oxigênio.



Resposta: letra b.

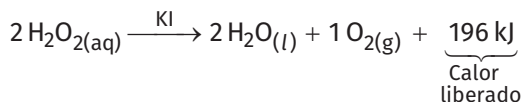
4. Essa reação é exotérmica, pois a variação de entalpia ($\Delta H = -68,3 \text{ kcal}$) é negativa. Trata-se de uma combustão e pode ser utilizada na propulsão de naves espaciais.

Resposta: letra c.

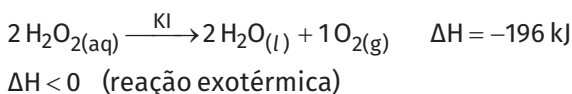
5. A reação sofrida pelo isoctano é do tipo exotérmica (libera calor), pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes, ou seja, apresenta $\Delta H < 0$ ($-11,5 \text{ kcal/mol}$).

Resposta: letra c.

6. Trata-se de uma reação que libera calor para o meio (196 kJ), portanto, exotérmica.



Outro tipo de representação:



Resposta: letra e.

7. Pelos dados, temos que relacionar massa com energia.

Analisando a reação, vemos que 2 mols de H_2 , queimados, liberam 484 kcal, logo, teremos que, primeiro, relacionar mol à massa e, depois, à energia.

$$2 \text{ mols de } H_2 = 2 \times (1 \times 2) = 4 \text{ g}$$

Massa	_____	Energia
4 g	_____	484 kJ
1 g	_____	Y
$Y = 484 \times 1/4 = 121 \text{ kJ}.$		

Resposta: letra d.

8. Como o ΔH da decomposição do $CaCO_3(s)$ é positivo, a reação é endotérmica e, por isso, absorve 133 kJ por mol de carbonato de cálcio decomposto. Logo, podemos relacionar massa à energia.

$$1 \text{ mol de } CaCO_3 = 40 \times 1 + 12 \times 1 + 16 \times 3 = 100 \text{ g}$$

Massa	_____	Energia
100 g	_____	133 kJ
Y	_____	236 kJ
$Y = 100 \times 236/133 = 200 \text{ g}.$		

Resposta: letra b.

9. Analisando a reação, vemos que 1 mol de CH_4 queimado libera 220 kJ. Logo, teremos que, primeiro, relacionar mol à massa e, depois, à energia.

Massa	_____	Energia
16 g	_____	220 kcal
32	_____	Y
$Y = 220 \times 32/16 = 440 \text{ kcal}.$		

Resposta: letra a.

10.

I. Basta dividir o calor pela massa molar de cada substância.

GNV ($212,8/16 = 13,7$); GLP ($635,9/58 = 10,9$); gasolina ($1320,6 / 114 = 11,6$).

O GNV é o combustível que apresenta o maior poder calorífico em kcal/ grama de combustível.

II. Butano tem 10 mols H na fórmula, logo, libera 5 mols de H_2O .

III.

$$114 \text{ g (1 mol)} \quad \text{_____} \quad 1320,6$$

$$1 \text{ g} \quad \text{_____} \quad Y$$

$$Y = 1320,6 \times 1/114 = 11,6 \text{ kcal/g.}$$

IV. Combustão do GNV: $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ Combustão da butano: $\text{C}_4\text{H}_{10} + 6,5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 5 \text{ H}_2\text{O}$

Resposta: letra b.

11.

a) Curva B, pois apresenta menor energia de ativação, $E_a = 70 - 10 = 60 \text{ kJ/mol}$.b) $\Delta H = H_p - H_r = 30 - 10 = + 20 \text{ kJ/mol}$, endotérmica.

12.

a) A reação se processa em uma etapa, pois encontramos um estado de transição (complexo ativado).

b) Como a entalpia dos produtos é menor do que a entalpia dos reagentes, concluímos que a reação é exotérmica ($\Delta H < 0$; $\Delta H = - 24 \text{ kcal . mol}^{-1}$).c) De acordo com o gráfico, $E_{at} = 24,5 \text{ kcal . mol}^{-1}$.

13.

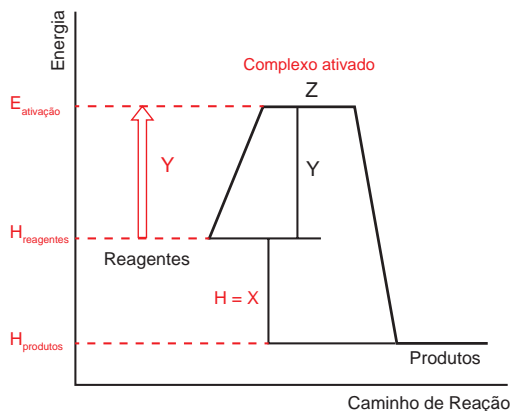
a) Etapa endotérmica (variação de entalpia positiva): II \rightarrow III.Etapas exotérmicas (variação de entalpia negativa): I \rightarrow II e III \rightarrow IV.

b) Teremos:

$$\Delta H = H_{IV} - H_I = - 440 - (- 400) = - 40 \text{ kJ}$$

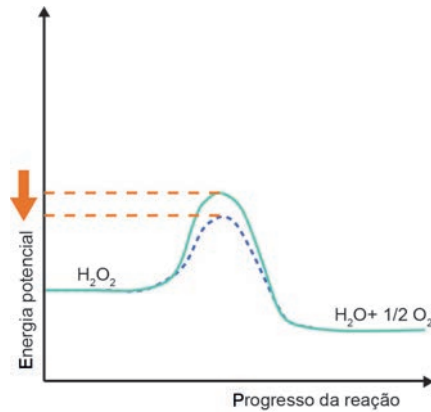
$$\Delta H = - 40 \text{ kJ}$$

14.



Resposta: letra d.

15. Na presença da catalase, a energia de ativação diminui e, consequentemente, a velocidade da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio aumenta.



Resposta: letra a.

16. Como se trata de um processo endotérmico, o melhor procedimento será utilizar água quente e, ainda, triturar as pastilhas, para aumentar a superfície de contato e, assim, agilizar o processo de dissolução.

Resposta: letra d.

17. Quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação química.

Resposta: letra d.

18.

I. Correta. A velocidade da reação é maior no tubo B do que no tubo A pois a granulometria é a mesma e a temperatura em B é maior do que em A.

II. Correta. O tubo que apresenta a maior velocidade de reação é o D pois a granulometria é maior, ou seja, apresenta a maior superfície de contato.

III. Correta. A reação que ocorre é $\text{Zn}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$.

IV. Correta. O tubo C apresenta uma velocidade de reação maior que a do tubo B porque a superfície de contato do zinco é maior no tubo C.

V. Correta. A velocidade de reação do Zn nos tubos obedece à seguinte ordem: $A < B < C < D$.

A: menor temperatura e menor superfície de contato em comparação a C e D.

B: mesma temperatura e menor superfície de contato em comparação a C e D.

C: mesma temperatura e menor superfície de contato em comparação a D.

Resposta: I, II, III, IV e V.

19. Representa a energia mínima necessária para a reação acontecer, energia de ativação.

Resposta: letra b.

20. A velocidade é de 0,05 mol/min, logo, em 1 hora (60 minutos), teremos o consumo de 3 mols.

Pela reação, para cada 1 mol de butano, produzimos 4 mols de gás carbônico (CO_2). Logo, 3 mols de butano produzirão 12 mols de gás carbônico.

Como 1 mol de gás carbônico pesa 44 g, 12 mols pesarão 528 g.

Resposta: letra d.

21. Pela curva descendente, B e C são reagentes, sendo C consumido mais rapidamente que B. Pela curva ascendente, A é produto.

Resposta: letra c.

Equilíbrio químico: a natureza dinâmica

06

meta

Apresentar o equilíbrio químico de uma reação e o Princípio de Le Chatelier.

objetivos

Esperamos que, ao final desta unidade, você seja capaz de:

- identificar os conceitos de reação reversível e de equilíbrio químico dinâmico;
- interpretar um gráfico de concentração de reagentes e produtos em função do tempo;
- analisar o significado da constante de equilíbrio;
- reconhecer os principais fatores que interferem no estado de equilíbrio;
- resolver problemas que envolvem deslocamento de equilíbrio.

Introdução

Em nosso curso de Química, estudamos alguns aspectos das transformações químicas e vimos que elas levam à formação de novas substâncias. Após determinado tempo, esses produtos reagem entre si, produzindo as substâncias iniciais (reagentes).

Nesta unidade, vamos estudar essas transformações em que reagentes e produtos coexistem em um estado chamado *equilíbrio*.

Reação reversível

A maioria das reações com as quais nós trabalhamos, quando realizadas em um sistema fechado, são reversíveis, ou seja, tanto os reagentes reagem entre si, para formar produtos, quanto os produtos reagem entre si, para formar os reagentes.

Uma reação reversível é representada pela seta dupla na equação:



Vamos ilustrar uma reação reversível com o seguinte exemplo: 1 mol de N_2O_4 , que é um gás incolor, foi colocado em um recipiente fechado, com capacidade de 1 litro, e aquecido a $100^\circ C$. Nessas condições, as colisões entre as moléculas desse gás favorecem sua decomposição, produzindo o NO_2 , que é um gás castanho, conforme a equação apresentada a seguir:

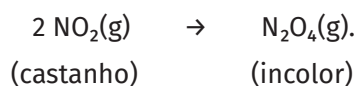


Com o tempo, diminui o número de moléculas de N_2O_4 e aumenta a quantidade de moléculas de NO_2 . Essa reação que começa o processo é chamada de *reação direta*. Observe a figura que a representa:



Figura 6.1: Esquema da reação de decomposição do N_2O_4

Observamos, assim, o aumento das moléculas de NO_2 . Portanto, nada impede que, entre as moléculas de NO_2 que foram formadas, ocorram colisões que favoreçam a regeneração de moléculas de N_2O_4 , segundo a equação:



Começa-se, assim, a reação inversa. Observe a figura a seguir.

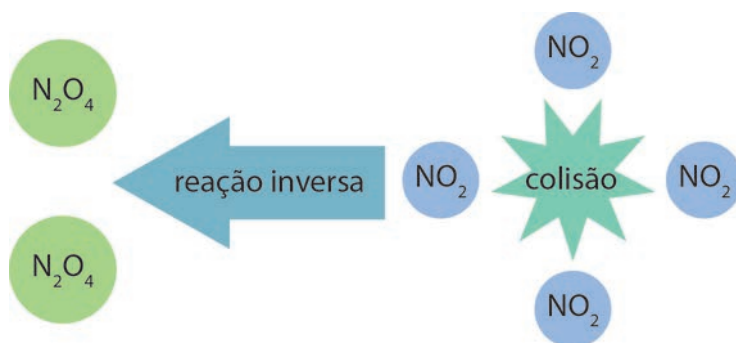
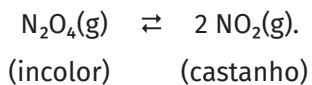


Figura 6.2: Esquema da reação de regeneração do N_2O_4

Após um tempo, essas duas reações ocorreram simultaneamente e são representadas pela equação:



Em uma reação reversível, todas as substâncias envolvidas vão coexistir. Observe a **Figura 6.3**, em que representamos o sistema inicialmente e após determinado tempo.

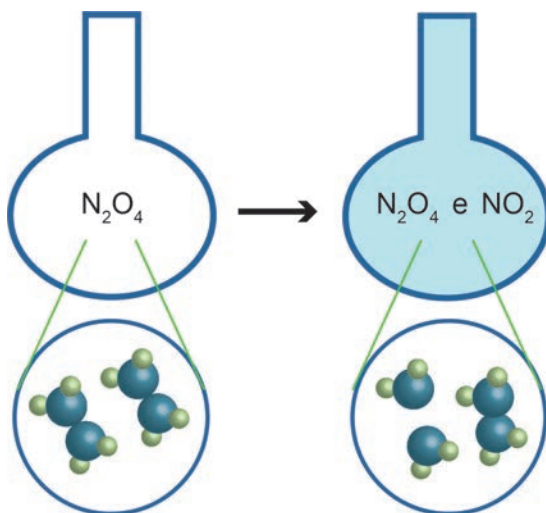


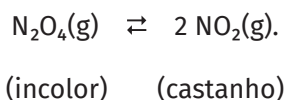
Figura 6.3: Representação dos reagentes e produtos de uma reação química

Equilíbrio químico

Utilizando o mesmo exemplo com que estávamos trabalhando, vamos, agora, considerar que a velocidade em que a reação direta está ocorrendo seja a mesma que a da reação inversa. Nessa situação, a quantidade de N_2O_4 que se decompõe (reação direta) é igual à quantidade de N_2O_4 que é formada (reação inversa) em um intervalo de tempo. Essa situação é chamada de *equilíbrio químico*.

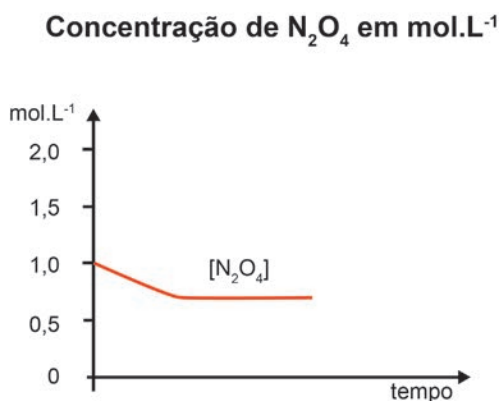
O equilíbrio químico é caracterizado quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa e, conseqüentemente, as concentrações dos participantes da reação não se alteram.

Vamos retomar a equação mencionada anteriormente:

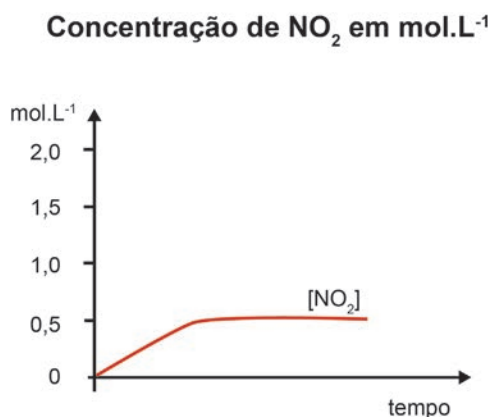


No início da reação, foi colocado 1 mol.L^{-1} de N_2O_4 em um recipiente de 1 litro. Portanto, a concentração molar de N_2O_4 é de 1 mol por litro e pode ser representada por $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. À medida que o tempo passa, o N_2O_4 é consumido e, portanto, sua concentração vai diminuindo. Observe esse comportamento, que está representado no gráfico a seguir:

Gráfico 6.1: Curva da variação da concentração do reagente em função do tempo



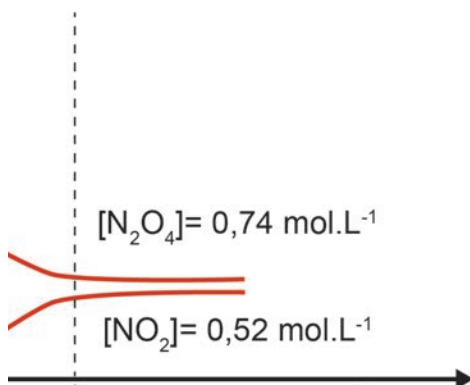
Em contrapartida, a $[\text{NO}_2]$, concentração molar de NO_2 , que inicialmente era nula, vai aumentando com o tempo.

Gráfico 6.2: Curva da variação da concentração do produto em função do tempo

Depois de um tempo, essas concentrações não mais variam, pois as velocidades das reações diretas e inversas se igualam, momento em que fica caracterizado o equilíbrio químico.

Gráfico 6.3: Curva das variações da concentração do reagente e do produto em função do tempo.
Curva de equilíbrio

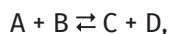
o químico da reação de N_2O_4 e NO_2



Constante de equilíbrio

Para o estudo de como um equilíbrio químico é estabelecido, foi definida uma constante de equilíbrio (K), que pode ser estipulada a partir das concentrações em mol.L^{-1} das substâncias envolvidas na reação a partir do momento em que ele se estabelece. Como vimos no item 2, a partir do momento em que o equilíbrio químico é atingido, as concentrações das substâncias não se alteram mais.

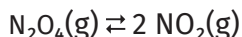
A partir de uma equação genérica



a constante de equilíbrio em função das concentrações (K_c) é definida como: $K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]}$.

Ou seja, a constante de equilíbrio é definida como $K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$.

Para a reação que tomamos como exemplo no item 2,



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]},$$

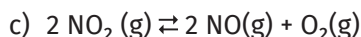
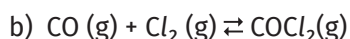
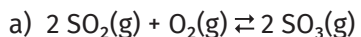
a potência que aparece no NO_2 faz referência ao balanceamento da equação. O valor da constante de equilíbrio para uma reação, em determinada temperatura, não depende das concentrações iniciais de reagentes e produtos, mas de suas concentrações no equilíbrio.

No exemplo $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$, a expressão da constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

Atividade

1. Escreva a expressão de K_c para os seguintes equilíbrios: *(Anotar as respostas em seu caderno.)*

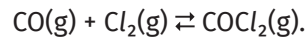


Qual informação podemos retirar do fato de conhecermos o K_c de uma reação?

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.

Observe este exemplo, agora com os dados numéricos.

O fosgênio, 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. A reação de formação desse gás pode ser representada pela equação:



No equilíbrio, a 100° C, temos as seguintes concentrações:

$$[\text{CO}] = 6 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[\text{Cl}_2] = 4 \times 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[\text{COCl}_2] = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Determine o valor de K_c .

Resolução:

A expressão de K_c para essa reação é: $K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}.$

Substituindo os valores na expressão, teremos:

$$K_c = \frac{0,12}{(6 \times 10^{-5})(4 \times 10^{-7})} = 0,005 \times 10^{12} = 5 \times 10^9.$$

Como o valor de K_c encontrado é bem alto, podemos afirmar que essa reação apresenta um alto rendimento.

Atividade

2. 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. (*Anote as respostas em seu caderno.*)

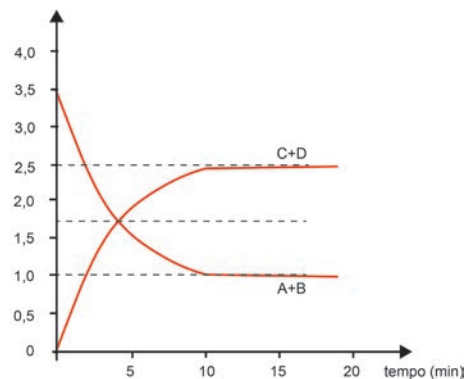


Gráfico de variação das concentrações em função do tempo

Considerando a reação $A + B \rightleftharpoons C + D$, em quantos minutos o equilíbrio químico foi alcançado? E, ainda, qual o valor de K_c para essa reação?

Constante de equilíbrio iônico

Alguns dos processos químicos mais comuns envolvem o comportamento de ácidos e bases em soluções aquosas. Como exemplo, temos a preparação de um refresco de fruta ou a diluição de um produto de limpeza em água. Esses processos podem ser representados de maneira genérica por equações como:



ou



Esses processos em equilíbrio químico podem também ser descritos e analisados por meio de uma constante de equilíbrio.

Para ácidos, teremos:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \text{ em que } K_a \text{ denomina-se } \textit{constante de ionização dos ácidos}.$$

A força de um ácido está diretamente ligada à concentração do íon H^+ na solução aquosa. Como esse íon é o numerador na expressão de K_a , podemos concluir que **quanto maior o valor de K_a , mais forte é um ácido (maior a acidez)**.

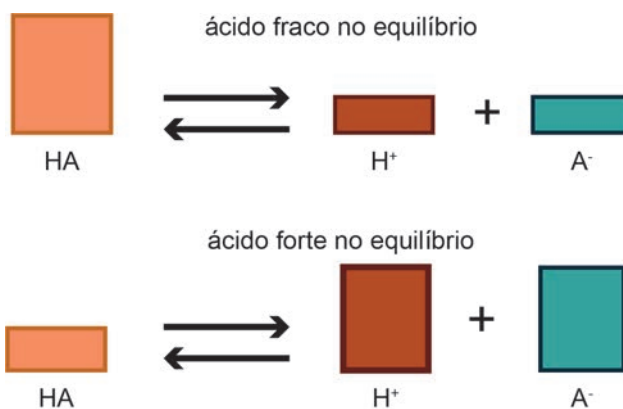


Figura 6.4: Representação da ionização de ácido fraco e de ácido forte

O mesmo podemos afirmar para as bases:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}, \text{ em que } K_b \text{ denomina-se } \textit{constante de dissociação (ionização) das bases}.$$

Assim como nos ácidos, **quanto maior o valor de K_b , mais forte é uma base (maior a basicidade)**.

Uma das características de eletrólitos fortes, substâncias que apresentam alta concentração de íons em solução, é sua condutividade elétrica, como vimos na Unidade 6 do Volume 1. Logo, quanto maior o valor de K_a ou K_b de um ácido ou de uma base, respectivamente, maior a capacidade de conduzir eletricidade em uma solução aquosa.

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.”

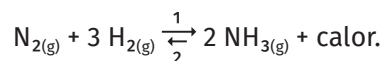
Os principais fatores externos que podem influenciar um equilíbrio são:

- concentração dos participantes;
- temperatura;
- pressão total do sistema.

Alterando as concentrações

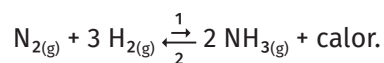
Vamos tomar como exemplo o seguinte sistema em equilíbrio: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)} + \text{calor}$.

Se adicionarmos a ele uma quantidade de H_2 , o equilíbrio se deslocará no sentido de consumir esse H_2 colocado. A reação que consome H_2 é a reação 1 (reação direta). Então, durante determinado tempo, a velocidade da reação 1 será maior que a da reação 2 ($v_1 > v_2$), o que acarretará um aumento da concentração de NH_3 .



Após certo tempo, é estabelecido um novo equilíbrio, mas sem alteração no valor da constante K_c .

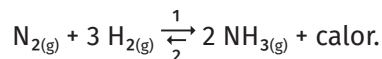
Se aumentarmos a concentração de NH_3 , o sistema se deslocará no sentido de consumir esse NH_3 . A reação que consome NH_3 é a 2 (reação inversa). Então, durante certo tempo, $v_2 > v_1$, o que acarretará um aumento da concentração de N_2 e H_2 .



Essas velocidades se tornarão iguais após um tempo e o equilíbrio será estabelecido, mas com o mesmo valor para sua constante K_c .

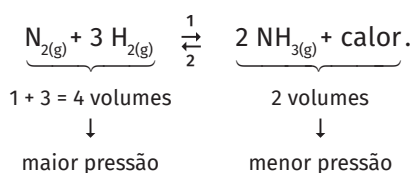
O que ocorrerá com esse equilíbrio se retirarmos NH_3 do sistema?

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 tempo, até o equilíbrio ser novamente atingido.



Alterando a pressão total de 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 a reação 1 (reação direta). Logo, o aumento de pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mols gasosos.

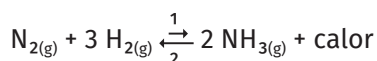
Por outro lado, se diminuirmos a pressão do sistema, ele se deslocará no sentido de maior pressão, favorecendo a reação 2 (reação inversa). Logo, a diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado de maior número de mols gasosos.

Quando alteramos a pressão total de um sistema em equilíbrio, ele será perturbado por um tempo e, depois, voltará ao equilíbrio.

Alterando a temperatura

Se aumentássemos a temperatura, estaríamos, em outras palavras, fornecendo calor para o sistema. Segundo Le Chatelier, o equilíbrio se deslocará no sentido de anular esse efeito, ou seja, consumirá calor. A reação que consome calor é chamada *reação endotérmica*. No nosso exemplo, a reação que consome calor é a 2 (reação inversa).

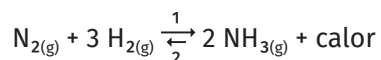
Com o aumento da temperatura, teremos



até o equilíbrio ser restabelecido.

Se diminuíssemos a temperatura, estaríamos retirando calor do sistema, com isso, o equilíbrio se deslocaria no sentido de produzir calor. A reação que produz calor é chamada *reação exotérmica*. No nosso exemplo, a reação que produz calor é a 1 (reação direta).

Com a diminuição da temperatura, teremos



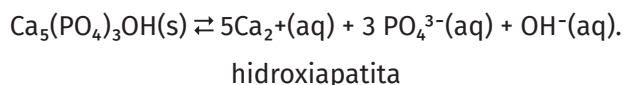
até o equilíbrio ser restabelecido.

Dessa forma, em um 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 Kc.

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:

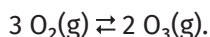


Entretanto, a fermentação dos alimentos, como o açúcar, produz íons H⁺ por meio de um processo ácido. Esses íons retiram OH⁻ para formar H₂O, de modo que os íons se tornam responsáveis pelo deslocamento do equilíbrio para a direita e, assim, pela destruição do esmalte.

A adição de flúor ajuda a prevenir as cáries porque os íons F⁻ substituem os íons OH⁻ do esmalte, formando fluorapatita – Ca₅(PO₄)₃F – muito resistente ao ataque de ácidos.

Vejamos outra situação em que podemos aplicar o Princípio de Le Chatelier.

Na alta atmosfera ou em laboratório, sob a ação de radiações eletromagnéticas (ultravioleta, onda de rádio etc.), o ozônio é formado por meio da reação endotérmica:



Como o aumento da temperatura pode alterar esse equilíbrio? Ou seja, o aumento da temperatura favorece ou dificulta a formação de ozônio?

Como, segundo o enunciado, a reação de formação de ozônio é endotérmica, o aumento de temperatura favorecerá essa reação, logo, a formação de ozônio será favorecida.

Lembre-se: o aumento da temperatura favorece a reação endotérmica.

E o aumento da pressão? Como ele altera o equilíbrio?

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume.

Nesse caso, temos:

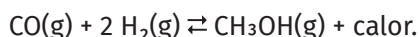
3 volumes \rightleftharpoons 2 volumes.

Logo, favorecerá a reação de formação do ozônio.

Atividade

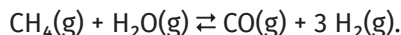
(Anotar as respostas em seu caderno.)

3. Considere o sistema em equilíbrio representado pela equação química:



Com base nesse sistema, classifique as afirmativas abaixo em verdadeiras ou falsas em relação ao deslocamento do equilíbrio.

- I. 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. ()
4. 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:



Indique duas alterações que permitiriam aumentar o rendimento dessa reação.

Resumo

Nesta unidade, você estudou que:

- A maioria das reações, quando realizadas em um sistema fechado, são reversíveis. Isso significa dizer que, após um tempo, os produtos reagem entre si, produzindo as substâncias iniciais.
- O equilíbrio químico ocorre quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
- 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:

Resposta comentada

a) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{aq})$, $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$, $[\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{aq})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, pois, em um sistema em equilíbrio, todas as espécies estão presentes.

b) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}(\text{aq})$ responsável pela coloração rosa e $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$.

c) $K_c = \frac{[\text{CoCl}_4]^{2-}}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} [\text{Cl}^{-}]^4}$; observe que,

por ser em meio aquoso, a H_2O não aparece na expressão de equilíbrio.

d) B, pois é maior a concentração de produtos $[\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{aq})$, responsável pela coloração azul. Isso ocorre em alta temperatura (água em ebulição).

e) Endotérmica, pois as altas temperaturas favorecem as reações endotérmicas.

f) A adição de HCl (ou $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$) favorece a reação que consome essa substância, ou seja, favorece a reação direta, tornando a solução mais azul.

Substituindo pelos valores das concentrações em equilíbrio apresentadas no gráfico,

$$K_c = \frac{2,5 \times 2,5}{1 \times 1} = 6,25.$$

3.

I. Desloca para a direita com o aumento da temperatura. (F)

II. Desloca para a esquerda com o aumento da concentração de metanol (CH_3OH). (V)

III. Desloca para a direita diminuindo a concentração de hidrogênio. (F)

IV. Desloca para a esquerda com a diminuição da temperatura. (F)

V. Desloca para a esquerda com o aumento da concentração de monóxido de carbono. (F)

4. Opções de resposta:

1º aumento da temperatura;

2º diminuição da pressão total;

3º aumento da concentração de gás metano.

Respostas comentadas da unidade

1.

a) $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

b) $K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] [\text{Cl}_2]}$

c) $\frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$

2. 10 minutos, pois é quando as concentrações não variam mais.

$$K_c = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$