



APOSTILA DE **QUÍMICA** EsPCEx

www.elitemil.com.br



ELITE MIL - ONDE TUDO COMEÇA

Olá, combatente, aqui quem fala é o **1º Ten Thiago Henrique, fundador e CEO do Elite Mil – Cursos Preparatórios**. Para todos nós, da Equipe Elite Mil, é uma satisfação imensa poder compartilhar com vocês esse material didático que, certamente, fará parte da sua jornada rumo à aprovação.

Essa apostila foi desenvolvida para servir como **material complementar de estudo para os alunos Elite Mil** matriculados em nossas turmas presenciais e também em nossos cursos on-line. Portanto, para que você tenha um aprendizado otimizado, **utilize este material em conjunto com as nossas aulas**, fazendo anotações, adicionando informações e sublinhando pontos importantes.

Caso você não seja ainda um aluno Elite Mil ou ainda, caso deseje presentear alguém com o nosso curso, gostaria de te oferecer a possibilidade de adquirir um dos nossos cursos com um **DESCONTO ESPECIAL** de 15%. Basta clicar em um dos links abaixo:

Curso EsPCEX: <http://bit.ly/apostila-espcecx-elitemil>

Curso ESA: <http://bit.ly/apostila-esa-elitemil>

Se você ainda não me segue nas redes sociais, já vá pagando 10 flexões e, em seguida, faça parte dos milhares de jovens que são impactados diariamente com os conteúdos que produzo!

CANAL NO TELEGRAM: https://t.me/thiagohenrique_elitemil

CANAL NO YOUTUBE: Thiago Henrique – Elite Mil

INSTAGRAM: http://instagram.com/thiagohenrique_elitemil

Não esqueça também de visitar o **Blog Elite Mil**, pois lá temos diversas postagens com informações riquíssimas para você.

www.elitemil.com.br/blog

Ah, e se você quiser receber vários **bizus** sobre estudos, treinamento físico, preparação psicológica, dentre outros temas, diretamente no seu e-mail, clique no link abaixo e faça parte da nossa lista!

www.elitemil.com.br/lista-vip

Por fim, gostaria de agradecer a sua confiança e dizer que estou muito feliz em poder fazer parte da sua vitória. **Sinto um imenso orgulho de cada um de vocês**, pois sei que, por trás de cada aluno e aluna, existe uma grande história de superação e diversos desafios enfrentados diariamente.

Mantenha o seu foco! FÉ NA MISSÃO!

1º Ten Thiago Henrique – CEO Elite Mil – Cursos Preparatórios.

Sumário

Química Geral - Matéria e substância	3
Química Geral - Matéria e substância II	4
Química Geral - Estrutura Atômica Moderna.....	6
Química Geral - Estrutura Atômica – Elementos Químicos	7
Química Geral - Estrutura Atômica – Configuração Eletrônica	8
Química Geral - Estrutura Atômica – Números Quânticos	10
Estudo da Tabela Periódica.....	10
Química Geral - Propriedades Periódicas	11
Química Geral - Ligações Químicas	14
O Carbono - INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA.....	18
Química - Ligações Químicas 2.....	22
Química Orgânica - Classificação de cadeias carbônicas	26
Química Geral - Ligações Químicas III.....	28
Química Orgânica - Hidrocarbonetos I	30
<i>Química Geral</i> - Geometria e Polaridade das moléculas	32
Química Orgânica Hidrocarbonetos II	35
Química Geral - Forças Intermoleculares	37
Química Orgânica - Hidrocarbonetos III – Ciclanos e aromáticos.....	40
Química Geral - Número de Oxidação	41
Química Orgânica - Funções oxigenadas I – álcool, enol, fenol	42
Química Geral - Funções Inorgânicas (Ácidos).....	45
Química Orgânica - Funções Oxigenadas II.....	48
Química Geral - Funções Inorgânicas (bases)	50
Química Orgânica - Funções Oxigenadas III.....	52
Química Geral - Funções Inorgânicas (sais)	54
Química Orgânica - Funções Nitrogenadas I	56
Química Geral - Funções Inorgânicas (Óxidos)	58
Química Orgânica - Funções Nitrogenadas II	61
Química Geral - Reações Químicas I	62
<i>Química Orgânica</i> - Reações Orgânicas I	65
Química Geral - Balanceamento de equações químicas	66
<i>Química Orgânica</i> - Reações Orgânicas II	68
Química Geral - Estequiometria I.....	71
<i>Química Orgânica</i> - Reações Orgânicas III	72
Química Geral - Estequiometria II	75
Química Geral - Estequiometria IV	83
Química Orgânica - Polímeros.....	84
Química Geral - Determinação de Fórmulas	87
Química Orgânica - Séries Orgânicas / Petróleo.....	89
Química Geral - Análise imediata - Separação de Misturas.....	91
ISOMERIA.....	94
Físico – Química - Cinética Química I	97
Físico – Química - Cinética Química II	100
Físico – Química - Cinética Química III	101
Físico – Química - Cinética Química IV	105
Físico – Química - Termoquímica I.....	107
Físico – Química - Termoquímica II.....	109
Físico – Química - Termoquímica III.....	112
Físico – Química - Termoquímica IV – Lei de Hess	113
Físico – Química - Propriedade dos Gases I.....	114
Físico – Química - Propriedade dos Gases II.....	117
Físico – Química - Soluções I - Solubilidade	119
Físico – Química - Soluções II - Unidades de concentração.....	123
Físico – Química - Soluções III - Diluição e Misturas	125
Físico – Química - Soluções IV - Análise Volumétrica – Titulação.....	126
Físico – Química - Equilíbrio Químico I - Sistemas em equilíbrio; constante de equilíbrio	128
Físico – Química - Equilíbrio Químico II – Estequiometria no equilíbrio.	131
Físico – Química - Equilíbrio Químico III - Princípio de L ^e Chatelier : Deslocamento do equilíbrio.	133

Físico – Química - Equilíbrio Iônico	135
Físico – Química - Equilíbrio Iônico II – pH pOH e Kw	136
Físico – Química - Equilíbrio Iônico III – Hidrólises Salinas	138
Físico – Química - Equilíbrio Iônico IV– Produto de solubilidade (PS, Kps ou Ks)	140
Físico – Química - Eletroquímica I.....	141
Físico – Química - Eletroquímica II.....	144
Físico – Química - Eletroquímica III - Eletrólise.....	147
Físico – Química - Eletroquímica IV – Estequiometria da Eletrólise	149
Físico – Química - Radioatividade I	150
Físico – Química - Radioatividade II – Cinética das Radiações.....	153
LISTAS DE EXERCÍCIOS	155
Química Geral Matéria e substância	155
Estrutura Atômica	157
Tabela Periódica	158
Propriedades Periódicas	160
Ligações Químicas	162
Classificação das Cadeias Carbônicas	164
Hidrocarbonetos.....	165
Geometria Molecular.....	167
Forças Intermoleculares	168
Ciclanos e Aromaticos	171
Funções Oxigenada - (Álcool, Enol, Fenol)	172
Funções inorgânicas (Ácidos).....	174
Função oxigenadas (Éter, Aldeídos, Cetonas, Ácidos Carboxílicos)	175
BASES	178
FUNÇÕES OXIGENADAS.....	179
Sais	181
Funções Nitrogenadas(Amina, Amidas)	182
Óxidos	184
Funções nitrogenadas Nitrilas, Isonitrilas, Nitrocomposto	185
Reações Orgânicas: Adição, Desidratação, Eliminação, Esterificação, Óxido- redução, Polimerização, Substituição.....	186
Balanceamento de Equações Químicas Algébrico, Redox, Oxirredução	189
Estequiometria Massa Atômica, Massa Molar, Massa Moléculares, Quantidade Matéria, Número Avogrado.	191
Polímeros	194
Determinação de fórmulas.....	195
Série Orgânicas Petróleo.....	196
Separação de Misturas	197
Isomeria Espacial Geométrica, Espacial Ótica, Plana	199
Termodinâmica: Conceitos, Energia livre de Gibbs, Entalpia de Formação, Entalpia de formação, Entropia, Lei de Hess.....	201
Propriedades dos Gases: Densidade Gasosa, Difusão e Fusão Gasosa, Equação de Clapeyron, Estequiometria de Gases, Hipótese de Avogrado, Misturas Gasosas e Transformações Gasosas.	205
Soluções: Solubilidade, Unidades de concentração, Análise volumétrica, Diluição e Mistura.	207
Equilíbrio Químico.....	209
Eletroquímica: Eletrólise (Galvanização, Aquosa, Ígnea, Quantitativa)	211
Gabarito:	213

QUÍMICA

Química Geral - Matéria e substância

A Química pode ser definida como sendo a ciência que estuda a matéria e suas transformações.

As propriedades utilizadas para descrever a matéria são classificadas em gerais, funcionais e específicas.

A. Propriedades gerais da matéria São propriedades comuns a todo tipo de matéria. Suas medidas ajudam na identificação do tipo de matéria, mas não são, por si só, suficientes para essa análise. As propriedades gerais da matéria mais importantes estão listadas a seguir.

- **Massa:** grandeza física que corresponde à quantidade absoluta de matéria que compõe aquele material. Todos os corpos possuem massa.

- **Extensão:** corresponde ao espaço ocupado, ao volume ou à dimensão de um corpo.

- **Impenetrabilidade:** é a impossibilidade de dois corpos ocuparem, simultaneamente, o mesmo lugar no espaço.

- **Divisibilidade:** todos os corpos podem ser divididos em porções menores sem se alterarem a sua constituição e, por isso, todos os corpos são divisíveis (incluindo o átomo).

- **Compressibilidade:** os corpos têm a propriedade de poder reduzir o seu volume sob a ação de uma força externa.

- **Elasticidade:** os corpos têm a propriedade de voltar à sua forma inicial, no momento de dissipação de todas as forças que lhe foram aplicadas. Além disso, é possível exercer uma força capaz de estender seu tamanho.

- **Descontinuidade:** toda matéria é descontínua, por mais compacta que pareça. Existem espaços entre uma molécula e outra, e esses espaços podem ser maiores ou menores, tornando a matéria mais ou menos dura.

- **Inércia:** a matéria conserva seu estado de repouso ou de movimento uniforme, a menos que uma força resultante não nula aja sobre ela. No jogo de sinuca, por exemplo, a bola só entra em movimento quando impulsionada pelo jogador e demora algum tempo até parar de novo. As propriedades massa e volume dependem da quantidade de amostra no sistema e são denominadas propriedades extensivas.

B. Propriedades funcionais da matéria São propriedades que permitem agrupar substâncias, por apresentarem propriedades químicas semelhantes. As principais funções que apresentam essas propriedades são: ácidos, bases, sais e óxidos.

C. Propriedades específicas da matéria São propriedades que servem para identificar uma substância. São particulares e exclusivas de cada material. Elas não dependem da quantidade de substância, mas, de sua natureza. A seguir, são apresentadas as principais propriedades específicas da matéria.

C.1. Propriedades físicas: Temperatura de fusão (TF) É a temperatura em que uma amostra passa do estado

sólido para o estado líquido. Nessa temperatura, a substância encontra-se parte no estado sólido e parte no estado líquido.

Temperatura de ebulição (TE) É a temperatura em que uma amostra sofre ebulição, fazendo a transição do estado líquido para o gasoso. Nessa temperatura, a substância encontra-se parte no estado líquido e parte no estado gasoso.

Densidade (d) É a relação entre a massa do material e o volume que ele ocupa. A unidade apresentada pelo sistema internacional de medidas (SI) é quilogramas por metro cúbico (kg/m³), porém, em química, utilizamos também kg/L e g/mL.

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

A unidade de densidade no (SI) é g/cm³ ou Kg/m³

Dica: 1g/cm³ = 1Kg/m³ = 1kg/L = 1000 g/L = 1000000 mg/L

As propriedades TF, TE e densidade não dependem da quantidade de amostra analisada e são denominadas **propriedades intensivas**.

C.2. Propriedades organolépticas Sabor, aroma e textura estão relacionados à capacidade sensorial de identificação de substâncias por meio dos cinco órgãos dos sentidos (olfato, visão, tato, audição e paladar), como o gosto identificado pela boca, o cheiro aferido pelo nariz etc.

C.3. Propriedades químicas (reações químicas) caracterizam, individualmente, uma substância por meio da alteração da sua composição (fenômeno químico).

Propriedade extensiva: seu valor é aditivo, depende da quantidade de matéria (massa).

Propriedade intensiva: seu valor é constante e independe da quantidade de matéria.

Unidades de matéria e energia

Massa: kg (SI)

$$1 \text{ kg} = 1000\text{g} = 10^3 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1000\text{mg} = 10^3 \text{ mg}$$

Não se confunda: A massa é uma grandeza diferente de peso! O peso é dado pela multiplicação da massa pela aceleração da gravidade local.

Volume:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L ou } 1000 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$1 \text{ cm}^3 \text{ ou } 1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ ou } 10^{-3} \text{ L}$$

Temperatura

É a relação da capacidade que um corpo tem de transmitir ou receber calor, está relacionada também com o estado de agitação das partículas que formam o corpo. A unidade padrão de temperatura para SI é Kelvin (K). Mas costuma-se utilizar também a escala Celsius.

Transformar celsius para Kelvin:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$$

Energia: capacidade que um corpo, uma substância ou um sistema físico têm de realizar trabalho

1 cal (Calorias) = 4,18 J

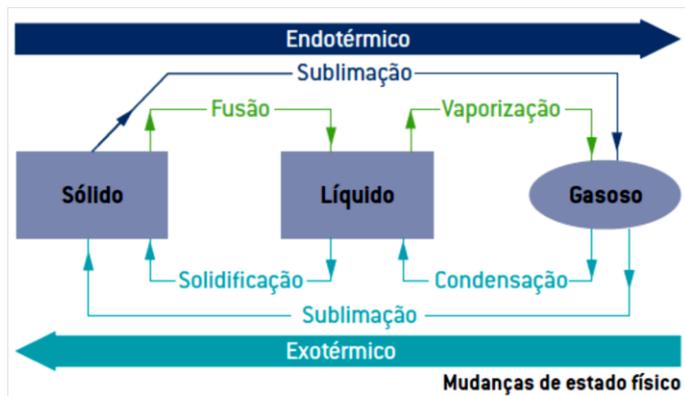
Quantidade de matéria:

1 mol = 6,022x 10²³ unidades de espécies químicas

Química Geral - Matéria e substância II

Estados Físicos da Matéria

SÓLIDO: forma e volume constantes. **LÍQUIDO:** forma variável e volume constante. **GASOSO:** forma e volume variáveis.



Vaporização é a passagem do estado líquido para o estado gasoso (gás ou vapor). Veja, a seguir, as três formas em que a vaporização pode ocorrer.

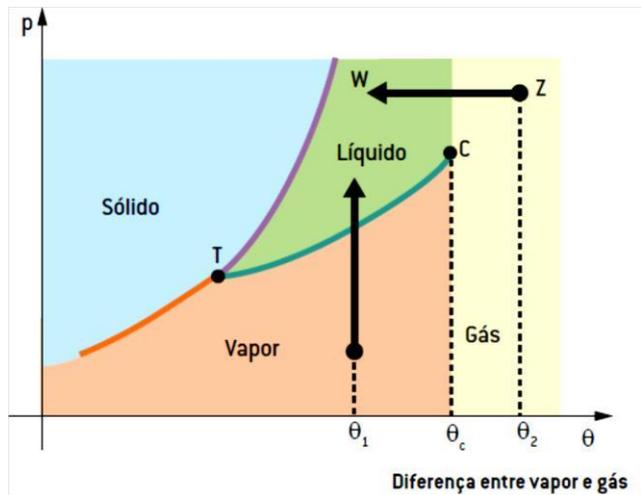
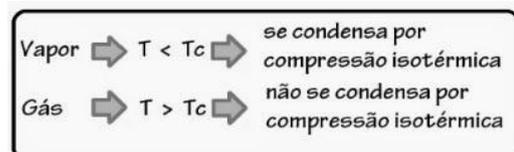
• **Evaporação:** é um processo natural (espontâneo), lento e superficial do sistema, sem agitação nem surgimento de bolhas.

• **Ebulição:** é a vaporização rápida em que todas as moléculas do sistema estão na temperatura de ebulição com a formação e desprendimento de bolhas (fervura).

• **Calefação:** é uma vaporização intensa, quase instantânea. Ocorre em razão de pouca quantidade de líquido estar sob intensa fonte de calor.)

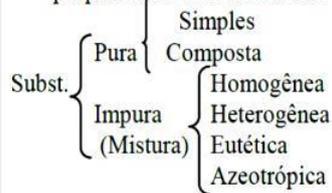
Quando o vapor se transforma em líquido, dizemos que há **condensação** e, quando o gás se transforma em líquido, dizemos que há **liquefação**.

Na transformação XY, representada no diagrama anterior, a substância passa do estado gasoso para o estado líquido, porém abaixo da temperatura crítica. Temos, então, o vapor passando para o estado líquido, ou seja, a condensação. Na transformação ZW, a substância passa do estado de gás para o estado líquido, acima da temperatura crítica, e, assim, temos o gás passando para o estado líquido, ou seja, a liquefação.

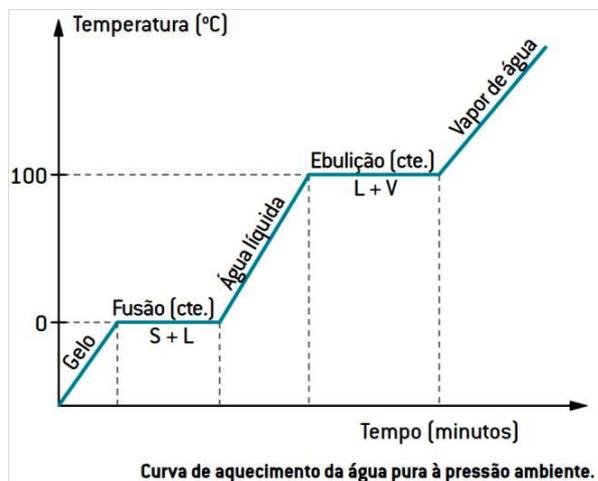


Substâncias Químicas

Substância: É um tipo específico de matéria com propriedades características.



Substância pura: É um material único, isento de outros materiais e que apresenta constantes físicas bem-definidas. (Patamar constante de temperatura na transição de fase).



A. Substância pura simples ou elementar:

Nessa classificação, a substância é formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico.

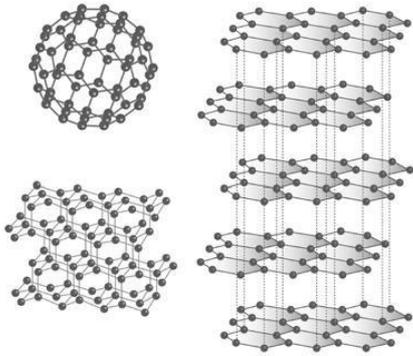
Exemplos: N₂(g), Cl₂(g), O₃(g), Al (s), Zn(s) etc.

B. Substância pura composta ou composto químico combinação entre átomos de elementos químicos diferentes. Exemplos: H₂O, CO₂, NaCl, H₃PO₄ etc.

C. Alotropia É a propriedade na qual um mesmo elemento químico pode agrupar-se de maneiras diferentes, formando substâncias distintas. Constituem exemplos de elementos que apresentam variedades alotrópicas o carbono, o oxigênio, o fósforo e o enxofre. Os alótropos têm as mesmas propriedades químicas entre si, ou seja,

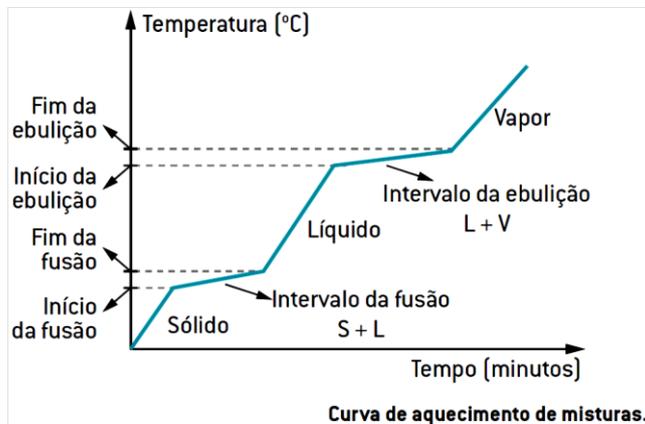
reagem da mesma forma com os mesmos reagentes; por apresentarem estrutura ou atomicidade distinta, suas propriedades físicas serão, porém, diferentes. Assim, as variedades alotrópicas podem diferir umas das outras em relação ao número de átomos constituintes – alótropos **por atomicidade** – ou em relação à organização dos átomos em sua estrutura – alótropos **estruturais**.

Exemplos a. Carbono Grafite (Cn) ≠ Diamante (Cn), onde n = número muito grande e indeterminado. A diferença entre Cgr e Cd está no arranjo cristalino.



b. Oxigênio Gás oxigênio O₂ ≠ Gás ozônio O₃. A diferença entre O₂ e O₃ está na atomicidade. O₂ é menos energético que O₃, logo é mais estável nas condições ambientais.

Mistura: Reunião de duas ou mais substâncias puras em quaisquer quantidades em um mesmo recipiente, sem alteração de suas características individuais, pois, se isso ocorrer, haverá uma reação química, e não uma mistura.



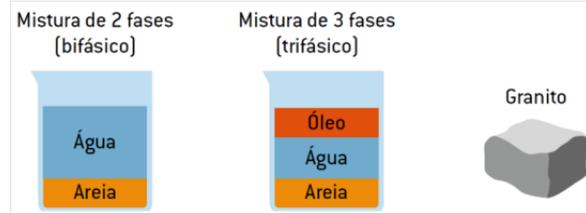
Misturas homogêneas (soluções): misturas uniformes, que apresentam as mesmas composições, propriedades e aparências ao longo de todo o volume, como o sal dissolvido na água ou o ar que respiramos.



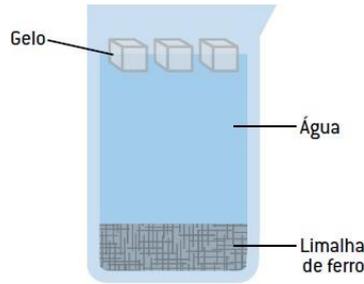
Misturas heterogêneas: não têm as mesmas composições, propriedades e aparência ao longo de todo o volume, como a areia, as rochas e a madeira.

- **Componente** é cada substância (tipo de molécula ou arranjo de íons) participante da mistura.

- **Fase** é cada extensão do sistema que apresenta as mesmas propriedades, contínua ou não.

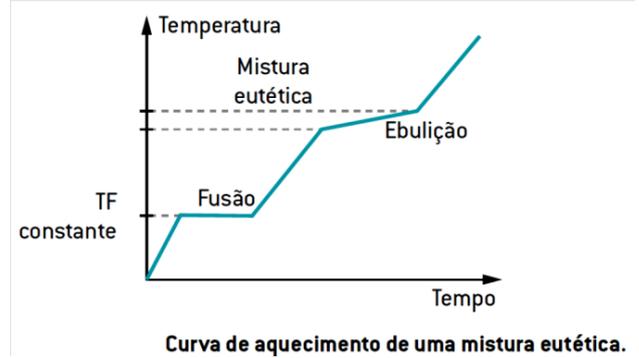


Note que, em uma mistura, o número de fases não é necessariamente igual ao número de componentes.



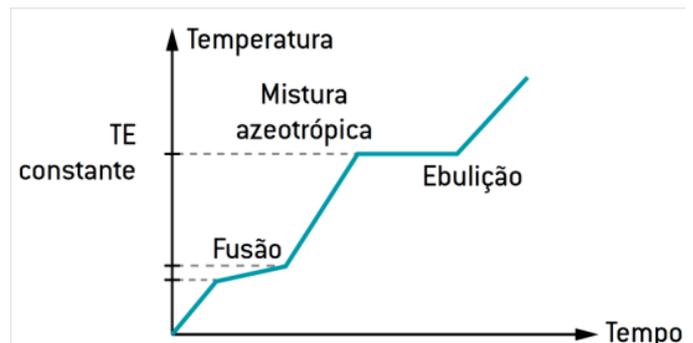
Misturas eutéticas: mantêm a fusão a temperatura constante. São misturas sólidas que fundem/ solidificam a uma temperatura de fusão constante e temperatura de ebulição variável.

Exemplo: algumas ligas metálicas, dentre elas a solda usada em eletrônica (37% de chumbo e 63% de estanho).



Misturas azeotrópicas: mantêm a ebulição a temperatura constante. São misturas líquidas que fervem/condensam a uma temperatura de fusão variável e temperatura de ebulição constante.

Exemplo: água e álcool na proporção de 4% de água e 96% de álcool (álcool 96 °GL).



Química Geral - Estrutura Atômica Moderna

Modelos atômicos

Demócrito e Leucipo (500 a.c.): o conceito de **átomo** (do grego a, "sem" e tomos, "divisão"), assim toda matéria existente no Universo seria formada por átomos independentes e indivisíveis.

Modelo Atômico de Dalton (1808):

1. Os elementos são constituídos por partículas muito pequenas chamadas **átomos**. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos: têm o mesmo tamanho, a mesma massa e as mesmas propriedades químicas. Os átomos dos diferentes elementos distinguem-se entre si em, pelo menos, uma propriedade.



Hidrogênio Oxigênio Nitrogênio Carbono Enxofre

2. Os compostos são constituídos por átomos de mais de um elemento.



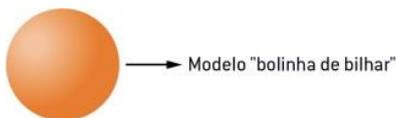
Carbono

Oxigênio

Dióxido de carbono

3. Todas as reações químicas consistem em separação, combinação ou rearranjo de átomos, mas nunca na criação ou destruição deles.

- qualquer espécie de matéria é formada por átomos;
- os átomos são partículas extremamente pequenas, esféricas, maciças, indivisíveis e indestrutíveis;
- os átomos não podem ser transformados;
- as transformações da matéria são reagrupamentos de átomos.

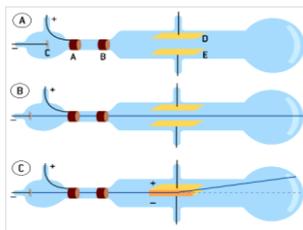


Modelo "bolinha de bilhar"

Modelo atômico de Dalton

Modelo Atômico de Thomson (1897):

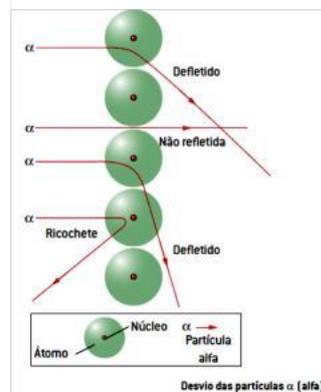
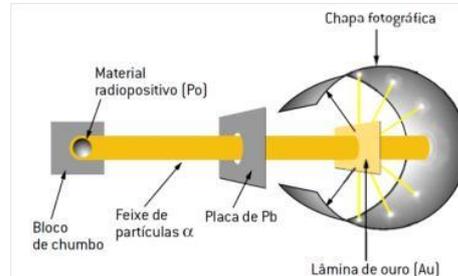
Descobriu o elétron (partícula de carga elétrica negativa) no experimento na ampola de Crookes.



O modelo do "pudim de passas", segundo o qual os átomos seriam bolhas positivas recheadas por elétrons, de carga negativa, serviu para explicar a natureza elétrica da matéria.



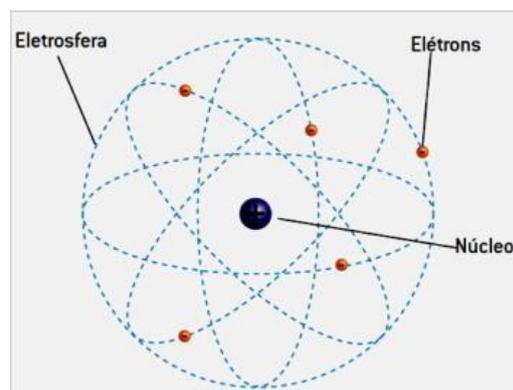
Modelo Atômico de Rutherford (1911):



1. A maior parte das partículas α passou pela lâmina de ouro sem sofrer desvios.
2. Poucas partículas α sofreram um pequeno desvio.
3. Poucas partículas α refletiam.

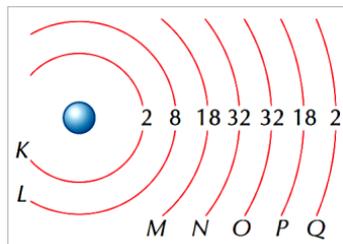
Rutherford, em 1911, concluiu que a lâmina de ouro não deveria ser formada por átomos maciços, então propôs para sua constituição uma estrutura descontínua da matéria.

O átomo teria uma região central densa (positivamente carregada), onde as partículas refletiriam; região a qual ele chamou de núcleo, e concluiu que a mesma é cercada por um grande vazio de massa desprezível, incapaz de refletir as partículas, chamada eletrosfera. Esse modelo também é denominado **modelo planetário**.



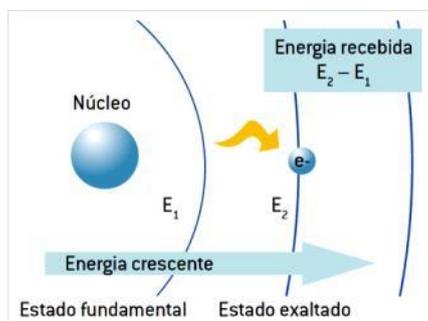
Modelo Atômico de Bôhr (1913):

1. Os elétrons nos átomos se movimentam ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis de energia. Hoje são conhecidas pelo menos sete camadas, denominadas K, L, M, N, O, P e Q.

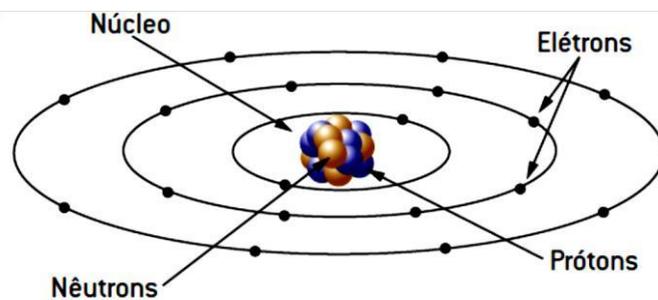
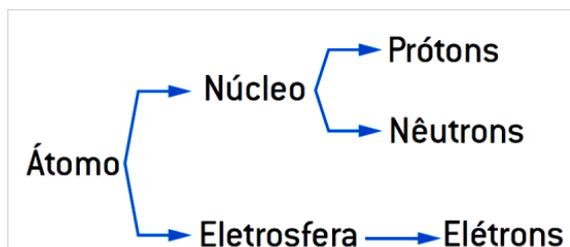
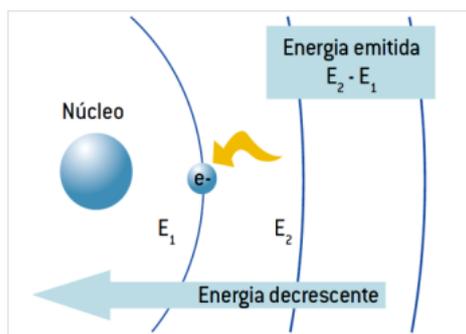


2. Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia; os elétrons que estão mais afastados do núcleo apresentarão valores mais altos.

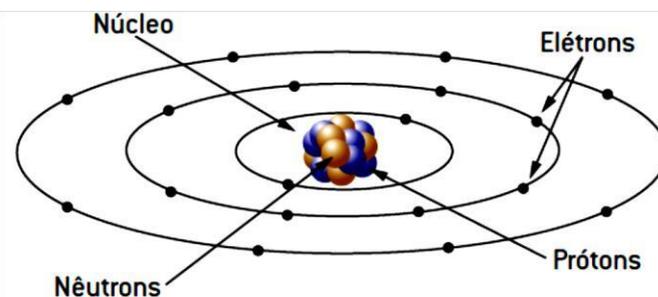
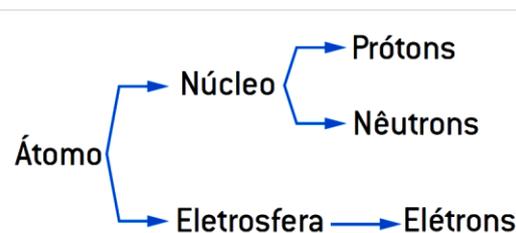
3. Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (energia elétrica, luz, calor etc.). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado.



4. O retorno do elétron ao nível inicial se faz acompanhar de liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas, que pode ser luz visível, ultravioleta, calor e etc. Cada salto quântico (retorno a um nível menor) libera uma quantidade fixa de energia.



Química Geral - Estrutura Atômica – Elementos Químicos



Prótons, nêutrons e elétrons são denominados partículas elementares ou fundamentais. Comparando as massas e as cargas elétricas das partículas subatômicas, tem-se:

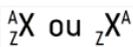
Partícula	Massa Real (g)	Massa Relativa	Carga Real (C)	Carga Relativa
Próton	$1,67 \times 10^{-24}$	1	$+1,6 \times 10^{-19}$	+1
Nêutron	$1,68 \times 10^{-24}$	1	0	0
Elétron	$9,11 \times 10^{-28}$	$\frac{1}{1840}$	$-1,6 \times 10^{-19}$	-1

- Os prótons e os nêutrons têm massas praticamente iguais.
- A massa do elétron é desprezível, se comparada à do próton.
- A carga do próton é igual à do elétron, porém de sinal contrário.
- A quantidade de prótons de um átomo é sempre igual à de elétrons ($p=e^-$), por isso, todo átomo é eletricamente neutro.

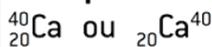
Número atômico (Z): é o número de prótons presentes no núcleo do átomo. $Z=p$

Número de massa (A): é a soma do número de prótons e de nêutrons existente no núcleo de um átomo. $A=p+n$

Elemento químico é o conjunto de átomos de mesmo número atômico (Z) – mesmo número de prótons – ou seja, com a mesma identidade química.



Exemplo:

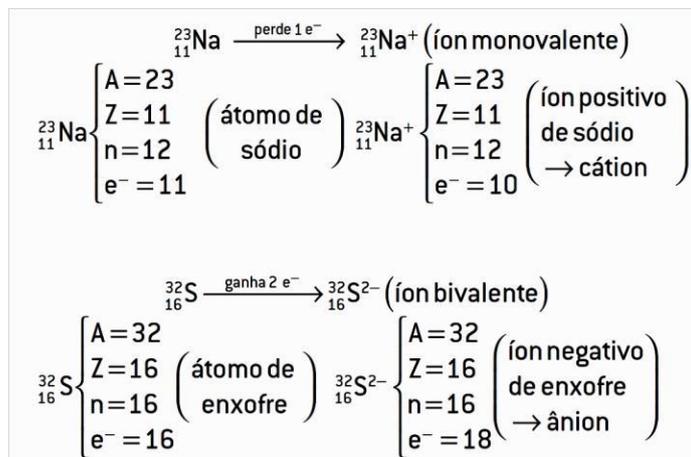


Íon: apresenta-se carregada eletricamente, ou seja, o número de prótons do seu núcleo é diferente do número de elétrons existentes na eletrosfera. A formação de um íon ocorre exclusivamente pela perda ou ganho de elétrons.

Se certo átomo receber elétrons, ele se transformará em um **ânion** (íon com carga negativa); se houver perda de elétrons, ele se transformará em **cátion** (íon com carga positiva).

Cátion = íon (+) = perdeu e⁻

Ânion = íon (-) = ganhou e⁻



Propriedades Interatômicas

Isótopos: São átomos diferentes que têm a mesma quantidade de prótons. Todos os isótopos pertencem a um mesmo elemento químico.



Isótonos: São átomos diferentes que têm a mesma quantidade de nêutrons.



Isóbaros: São átomos diferentes que têm o mesmo número de massa.



Íons isoeletrônicos: São formados a partir de átomos de diferentes elementos químicos e têm a mesma estrutura eletrônica (mesma quantidade de elétrons).



Química Geral - Estrutura Atômica – Configuração Eletrônica

Configuração Eletrônica

A ELETROSFERA

A eletrosfera é toda a região que envolve o núcleo e é composta por elétrons. É uma espécie de nuvem eletrônica.

Os elétrons estão distribuídos em camadas ou níveis de energia.

Núcleo	Camada	Nível
	K	1
	L	2
	M	3
	N	4
	O	5
	P	6
Q	7	

Número máximo de elétrons nas camadas ou níveis de energia:

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

Sommerfeld percebeu que os níveis de energia de Bohr estariam divididos em regiões ainda menores, denominadas de subníveis, denominados: **s, p, d, f**.

Subnível	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

Subníveis conhecidos em cada nível de energia

Subnível	1s
	2s 2p
	3s 3p 3d
	4s 4p 4d 4f
	5s 5p 5d 5f
	6s 6p 6d
7s	

Orbital é a região do espaço ao redor do núcleo onde é máxima a probabilidade de encontrar um determinado elétron.

O subnível **s** é composto de apenas 1 orbital.



O subnível **p** é composto de 3 orbitais.



O subnível **d** é composto de 5 orbitais.



O subnível **f** é composto de 7 orbitais.



DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

Existem algumas regras que devem ser observadas para o correto preenchimento dos orbitais:

Regra de Hund: O elétron ocupa inicialmente o orbital vazio de um subnível.

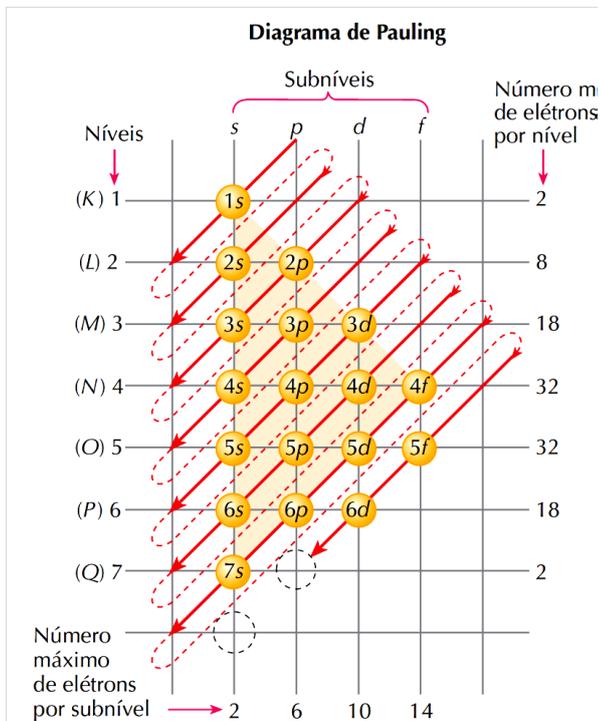
Princípio de Pauli: Dentro de um orbital podemos encontrar no máximo 2 elétrons, sempre com "spins" contrários.

Exemplo



Veja que, na distribuição correta, existe um par de elétrons emparelhados ($\uparrow\downarrow$) e dois elétrons desemparelhados (\uparrow).

A ordem crescente de energia dos subníveis é definida pelo diagrama de Linus Pauling.



1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

Energia crescente

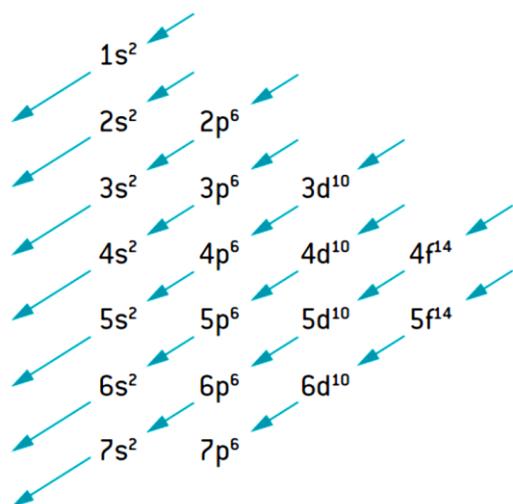


Diagrama de Linus Pauling

Assim, para fazermos a distribuição eletrônica de um átomo neutro, devemos conhecer o seu número atômico (Z) e, conseqüentemente, seu número de elétrons, e distribuí-los em ordem crescente de energia dos subníveis.

Exemplo:

Bromo (Br): Z = 35; logo, apresentará 35 elétrons.

Ordem energética (ordem de preenchimento): segue-se o diagrama de Pauling.

35Br: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁵

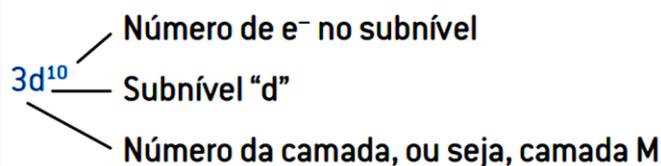
Ordem geométrica (ordem de camada): primeiro faz-se a distribuição eletrônica em ordem crescente de energia e depois separam-se os subníveis por camadas de energia.

1s ²	2s ² 2p ⁶	3s ³ 3p ⁶ 3d ¹⁰	4s ² 4p ⁵
K	L	M	N
2	8	18	7

Exemplo de preenchimento de ordem energética e geométrica

Notação da configuração eletrônica

Escreve-se o nível de energia antes da letra indicativa do subnível, a qual possui um "expoente" que indica o número de elétrons contidos nesse subnível.



Exemplo: 3d¹⁰

Significado: na camada M ou 3º nível, existe o subnível d, que contém 10 elétrons.

Quando um elemento apresenta um número atômico muito grande, geralmente sua distribuição eletrônica é simplificada (cerne do gás nobre), utilizando-se elementos menores, por exemplo:

Dados: 80Hg e 54Xe

$^{80}\text{Hg} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

ou $^{80}\text{Hg} \rightarrow [^{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ (ordem energética) ou $^{80}\text{Hg} \rightarrow [^{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ (ordem geométrica) **Distribuição eletrônica nos subníveis de um íon.**

A distribuição eletrônica em íons é semelhante à dos átomos neutros. Convém lembrar que um íon é formado a partir da perda ou do ganho de elétrons que ocorre com um átomo, e os elétrons são retirados do subnível da camada mais externa (mesmo que não seja o mais energético) e recebidos sempre no subnível incompleto de maior energia.

Distribuição eletrônica nos subníveis de um cátion

A partir da distribuição eletrônica do átomo neutro, retiram-se os elétrons mais externos do átomo correspondente.

Exemplo:

Mn⁰ (25p+; 25e-): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁵

Mn³⁺ (25p+; 22e-): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁴

Distribuição eletrônica nos subníveis de um ânion

A partir da distribuição eletrônica do átomo neutro, acrescentam-se os elétrons no subnível de maior energia incompleto.

Exemplo:

Cl⁰ (17p+; 17e-): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵

Cl⁻ (17p+; 18e-): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

Química Geral - Estrutura Atômica – Números Quânticos

São em número de 4 e servem para identificar ou localizar um determinado elétron na eletrosfera. São eles:

- **Número quântico principal (n):** indica a camada (nível de energia) em que se encontra determinado elétron.

Varia de 1 a 7.

Camadas	K	L	M	N	O	P	Q
Quantidade de e ⁻	2	8	18	32	32	18	2
Valores de n	1	2	3	4	5	6	7

- **Número quântico secundário (l):** Indica o subnível em que se encontra determinado elétron. **Varia de 0 a 3:**

Subnível	n° quântico (l)
s	0
p	1
d	2
f	3

- **Número quântico magnético (m ou ml):** Indica o orbital em que se encontra determinado elétron. Varia de -l a +l.

s	0
p	-1 0 +1
d	-2 -1 0 +1 +2
f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

- **Número quântico spin (m ou ms):** Indica o sentido de rotação do elétron dentro do orbital. Pode ser -1/2 ou +1/2.

↑	=	-1/2	spin negativo
↓	=	+1/2	spin positivo

Elétrons de diferenciação ou diferenciador: É o elétron de maior nível energético da eletrosfera, ou seja, o último da distribuição eletrônica.

Exemplo: n = 3, l = 1, m = +1, s = +1/2 Significa: 3p⁶, pois:

↑↓	↑↓	↑↓
-1	0	1

Estudo da Tabela Periódica

Histórico

Em 1869, Medeleev propôs a organização dos 63 elementos conhecidos até então em ordem crescente de sua massa atômica, principal propriedade identificada, dando base da Tabela Periódica moderna, chegando a prever a existência de elementos ainda não conhecidos na época.

Com a descoberta das partículas subatômicas e, principalmente a do próton, a Tabela Periódica moderna foi corrigida por Moseley, que distribuiu os elementos em ordem crescente de seus números atômicos, principal propriedade de qualquer elemento químico, fato que, na verdade, alterou muito pouco a disposição dos elementos proposta por Mendeleev.

A lei periódica dos elementos foi estabelecida nos seguintes termos: **“as propriedades dos elementos químicos são uma função periódica do número atômico”**, o que significa que, quando os elementos estão ordenados em ordem crescente de números atômicos, observa-se que há uma repetição periódica de suas propriedades.

Grupos e Períodos

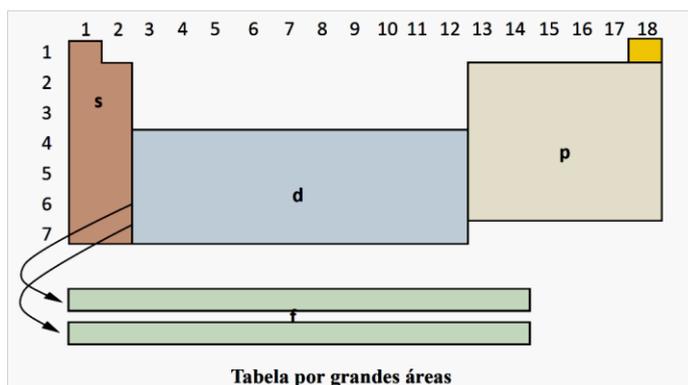
Os elementos químicos conhecidos estão organizados em ordem crescente de números atômicos e, agrupados em linhas (períodos) e em colunas (grupos ou famílias).

Períodos: São agrupamentos horizontais, as linhas da tabela periódicas, nas quais estão agrupados os elementos que têm em comum a quantidade de camadas eletrônicas.

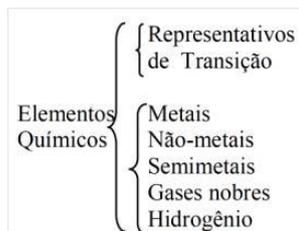
São em número de 7.

Grupos ou Famílias: São agrupamentos verticais, as colunas da tabela periódica, nas quais estão agrupados os elementos que apresentarem o mesmo número de elétrons no último subnível da distribuição eletrônica; o que determina a semelhança entre as propriedades químicas dos mesmos.

Existem 18 grupos ou famílias na tabela periódica.



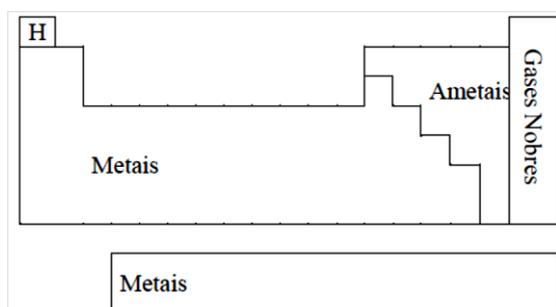
Classificação dos Elementos Químicos



Gases Nobres: são elementos que possuem estabilidade eletrônica, ou seja, não possuem tendência em perder nem em receber elétrons. Família 18 em particular.

Metais: possuem tendência em perder elétrons para possuir a estabilidade eletrônica dos gases nobres.

Não-Metais: possuem a tendência em receber elétrons para possuir a estabilidade eletrônica dos gases nobres.



Os elementos da Tabela Periódica podem ser divididos em três conjuntos bastante característicos:

Elementos representativos (“grupos” A)

São elementos que apresentam o elétron de maior energia localizado no subnível s ou p, sendo que o número do grupo (não oficial) é o número de elétrons na camada de valência.

Os grupos dos **elementos representativos** recebem nomes particulares:

Família IA (grupo 1) = metais alcalinos: (álcalis = características básicas)

Obs. hidrogênio, embora apareça no grupo 1 (IA), não é um metal alcalino.

Família IIA (grupo 2): metais alcalinos terrosos: (álcalis = características básicas e encontrados na terra)

Família IIIA (grupo 13) – grupo do boro **Família IVA** (grupo 14) – grupo do carbono **Família VA** (grupo 15) – grupo do nitrogênio

Família VIA (grupo 16): calcogênios (“formadores de cobre”)

Família VIIA (grupo 17): halogênios (“formadores de sais”)

Família VIIIA, 0 (zero) ou (grupo 18): gases nobres.

Elementos de transição externa (“grupos” B)

São os elementos que contêm o elétron de maior energia colocado em subnível d, apresentando este subnível incompleto (grupos 3 (IIIB), 4 (IVB), 5 (VB), 6 (VIB), 7 (VIIB), 8, 9 e 10 (VIIIB)). Estão localizados no centro da tabela.

A numeração desse grupo pode ser determinada pela **soma do número de elétrons dos subníveis s e d mais externos** (regra válida apenas para a determinação oficial da IUPAC).

Ex: ${}_{23}\text{V } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3 \Rightarrow$ soma s + d = 2 + 3 = 5

O elemento vanádio está situado no 4º período e no grupo 5 (VB).

${}_{48}\text{Cd } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} \Rightarrow$ soma s + d = 2 + 10 = 12

O elemento prata está situado no 5º período e no grupo 12 (IIB).

Elementos de transição interna (“grupos” IIIB)

Séries dos lantanídeos e dos actinídeos, apresentam o elétron de maior energia no subnível f, são representados à parte da estrutura principal da Tabela Periódica. Estão situados, respectivamente, **no 6º e no 7º período**, entre o grupo 2 (IIA) e o grupo 3 (IIIB).

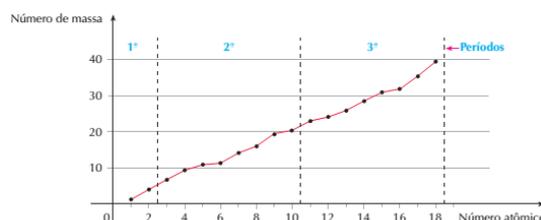
a. Lantanídeos (metais terras raras) \Rightarrow 6º período \Rightarrow elementos de Z: 57 a 70

b. Actinídeos \Rightarrow 7º período \Rightarrow elementos de Z: 89 a 102

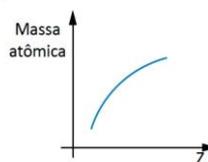
Química Geral - Propriedades Periódicas

Aperiódico

São propriedades que, à medida que o número atômico aumenta (ou diminui), seus valores apenas crescem ou apenas decrescem, sem apresentar uma “repetição”.



Exemplo

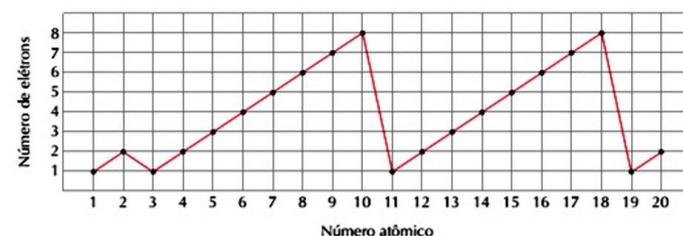


Propriedades aperiódicas

Periódico

Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam **periodicamente** na sequência de seus **números atômicos**.

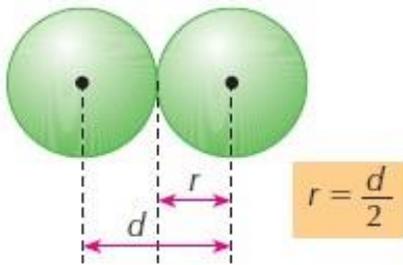
O mesmo acontece na Química. Por exemplo, fazendo-se o gráfico do número de elétrons na última camada eletrônica em função do número atômico do elemento, teremos, para os vinte primeiros elementos o resultado abaixo:



Propriedades periódicas

- Raio atômico
- Potencial ou energia de ionização
- Afinidade eletrônica ou eletroafinidade
- Eletronegatividade
- Eletropositividade
- Volume atômico
- Densidade absoluta
- Pontos de fusão e ebulição
- Reatividade química

RAIO ATÔMICO (r) de um elemento é a metade da distância internuclear mínima (d) que dois átomos desse elemento podem apresentar, sem estarem ligados quimicamente.

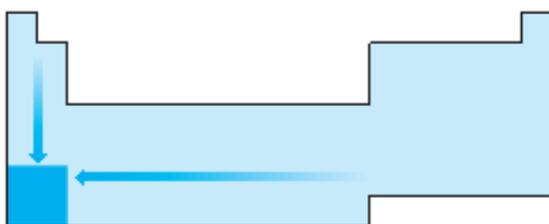


Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Increasing atomic radius

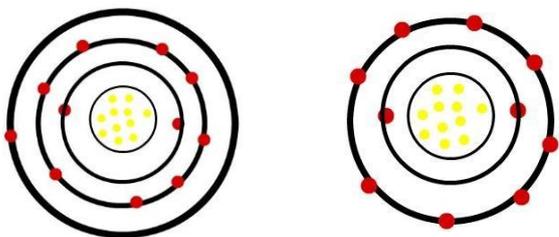
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 1							He 2
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

Increasing atomic radius



Raio iônico

Raio do átomo neutro > Raio do cátion

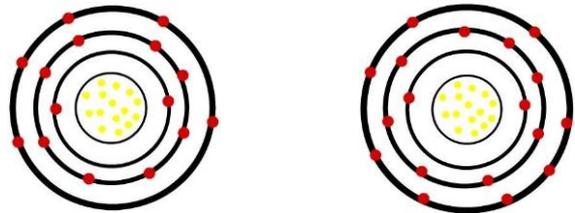


Átomo neutro de Sódio ($_{11}\text{Na}$)

cátion Sódio ($_{11}\text{Na}^+$)

Raio iônico

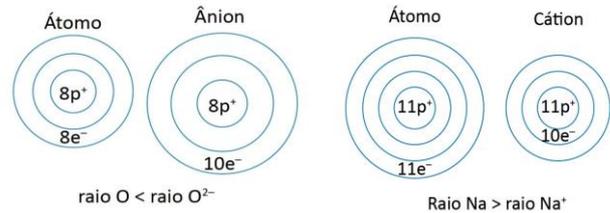
Raio do átomo neutro < Raio do ânion



Átomo neutro de Fósforo ($_{15}\text{P}$)

ânion Fósforo ($_{15}\text{P}^{3-}$)

Raio do ânion > Raio do átomo neutro > Raio do cátion



Raio de íons isoeletrônicos

Portanto o número de níveis é o mesmo. Assim, quanto maior for o número atômico, maior será a atração do núcleo pela eletrosfera e, conseqüentemente, menor será o raio.

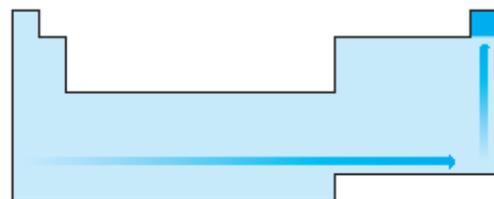
Exemplo

$_{12}\text{Mg}^{2+}$,	$_{11}\text{Na}^+$,	$_{9}\text{F}^-$
12 prótons		11 prótons		9 prótons
10 elétrons		10 elétrons		10 elétrons

$$r\text{Mg}^{2+} < r\text{Na}^+ < r\text{F}^-$$

Potencial de ionização

Chama-se **potencial ou energia de ionização** a energia necessária para "arrancar" um elétron de um átomo isolado no estado gasoso.

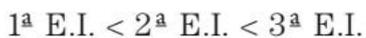
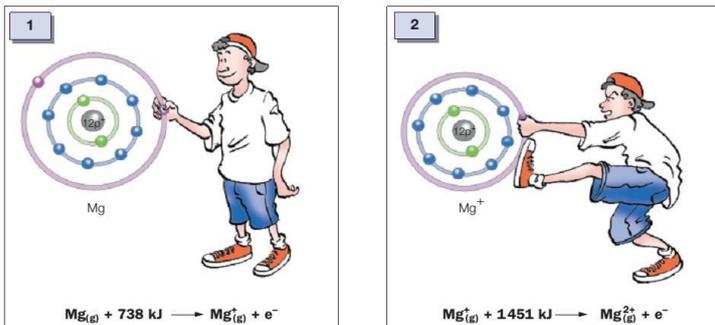
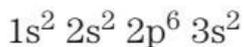


Quanto maior o tamanho do átomo, menos a primeira energia de ionização.

Numa mesma família: a energia de ionização aumenta de baixo para cima;

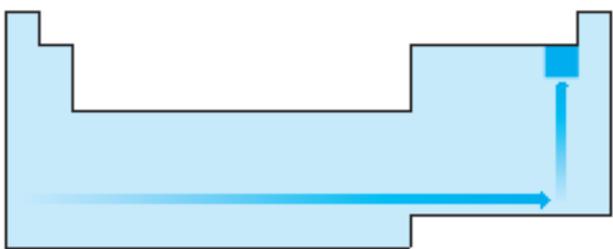
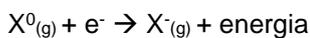
Num mesmo período: a E.I. aumenta da esquerda para a direita.

Potencial de ionização



Eletroafinidade

É a energia liberada quando um átomo isolado, no estado gasoso “captura” um elétron.



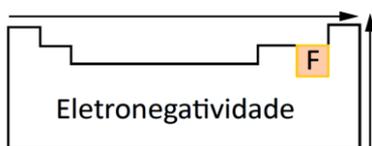
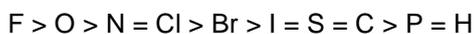
IA	VIIA
Li F	
60 kJ	328 kJ
K Br	
48 kJ	325 kJ

Eletronegatividade

É a tendência que o átomo possui de atrair o par eletrônico quando este realiza uma ligação química com outro átomo.

É uma característica que depende inversamente do tamanho do átomo, ou seja: “quando for menor o raio do átomo, maior será a eletronegatividade.”

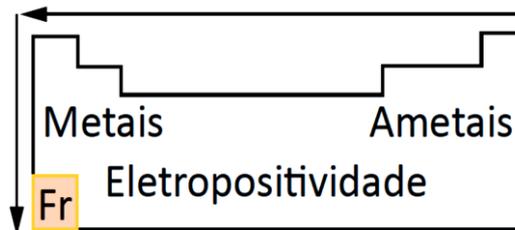
Escala de eletronegatividade de Linus Pauling:



Excluindo o grupo VIIIA

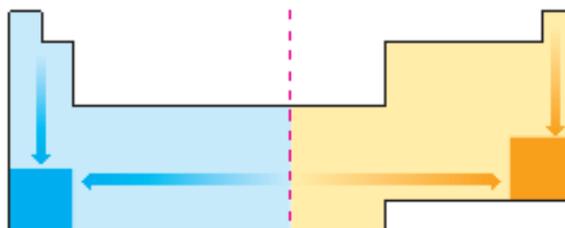
Eletropositividade

É uma propriedade periódica oposta a ele eletronegatividade, **caracterizando-se pela tendência do átomo de ceder elétron**. Também é conhecida como **caráter metálico** do átomo, sendo, portanto, dependente direta do tamanho do átomo, ou seja: “**quanto maior for o raio do átomo, maior será a eletropositividade.**”

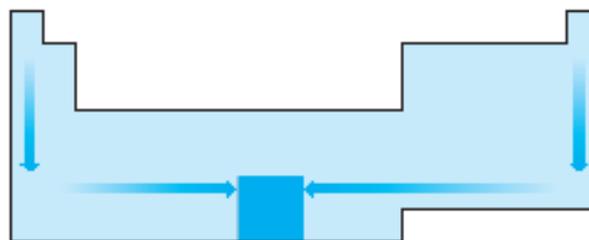


Volume atômico

É o volume ocupado por 1 mol ($6 \cdot 10^{23}$ átomos) de átomos do elemento no estado sólido.



Densidade

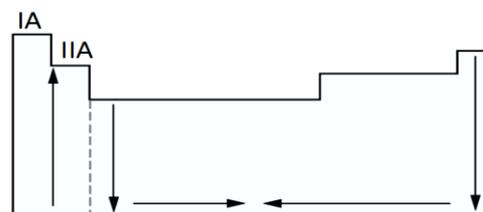


TF e TE

Nas famílias, os pontos de fusão e de ebulição aumentam de acordo com a densidade, **pois, quanto mais denso e compacto o retículo cristalino, mais difícil a separação dos átomos.**

Nas famílias dos metais alcalinos e alcalinos terrosos, o crescimento é oposto ao das demais.

Nos períodos, os pontos de fusão e de ebulição aumentam também com o aumento da densidade.

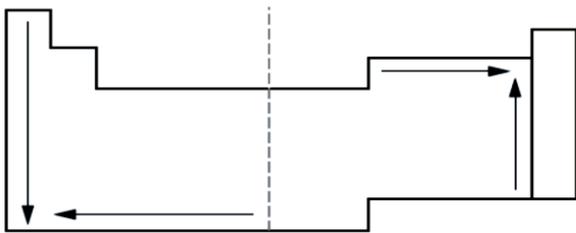


Reatividade química

Um elemento é considerado muito reativo quando perde ou ganha elétrons com facilidade.

Portanto, para os metais, a reatividade aumenta à medida que diminui o potencial de ionização;

Para os ametais, a reatividade aumenta à medida que aumenta o potencial de ionização.



Química Geral - Ligações Químicas

Ligações Químicas

Verifica-se, na natureza, que os elementos químicos, em sua maioria, encontram-se ligados a outros e somente alguns (os gases nobres) estão no estado atômico isolado.

Isso levou os cientistas a concluir que os átomos **de gases nobres possuem em suas configurações eletrônicas uma característica que lhes assegura estabilidade**, e tal fato limita sua relação com outros átomos.

Átomo	Nível	K	L	M	N	O	P	Q
² He	1	2						
¹⁰ Ne	2	2	8					
¹⁸ Ar	2	2	8	8				
³⁶ Kr	2	2	8	18	8			
⁵⁴ Xe	2	2	8	18	18	8		
⁸⁶ Rn	2	2	8	18	32	18	8	

2 elétrons, pois a camada K comporta no máximo 2 elétrons.

8 elétrons na camada de valência

Configuração eletrônica dos átomos dos gases nobres

Ligação Química {
 Iônica (M-N)
 Metálica (M-M)
 Covalente (N-N)

Onde M é um metal e N pode ser um não-metal, um semimetal ou o Hidrogênio.

Teoria do octeto

“Os átomos dos diferentes elementos estabelecem ligações doando, recebendo ou compartilhando elétrons, para adquirir uma configuração eletrônica igual à de um gás nobre no estado fundamental: oito elétrons no nível de energia mais externo ou, então, dois elétrons se o nível mais externo for o primeiro”.

Os átomos, ao se ligarem, fazem-no através dos elétrons da última camada, podendo perder, ganhar ou compartilhar elétrons até atingirem a configuração estável. Surgem, assim, as ligações químicas.

Conceitos importantes

Camada de valência: é a última camada que o átomo apresenta;

Camada de valência: é a última camada que o átomo apresenta;

Elétrons de valência: são os elétrons responsáveis pelas ligações químicas; geralmente estão situados na última camada.

Valência: é o poder de combinação dos elementos.

Eletrovalência: é a valência do elemento na forma iônica. É igual à carga do seu íon monoatômico.

Ligação iônica ou eletrovalente

É a ligação que se estabelece **entre íons, unidos por intensas forças eletrostáticas**. Ocorre com a **transferência de elétrons de um átomo para outro**, formando cátions (íons positivos) e ânions (íons negativos), que se atraem mutuamente.

Acontece entre:

metal + ametal

metal + hidrogênio.

O mecanismo é decorrente da transferência de elétrons de um elemento de baixa energia de ionização para outro elemento de elevada afinidade eletrônica.

As ligações iônicas ocorrem, como regra geral, entre os elementos que tendem a **perder elétrons**, os quais possuem **1, 2 ou 3 elétrons** na última camada (metais), e os elementos que tendem a **ganhar elétrons, os quais possuem 5, 6 ou 7 elétrons** na última camada (ametais).

Metal ⇒ menos de 4 elétrons na última camada. Doam elétrons; transformam-se em cátions (íons positivos).

Ametal ⇒ mais de 4 elétrons na última camada. Recebem elétrons; transformam-se em ânions (íons negativos).

Após a transferência de elétron do metal para o ametal, ocorre forte atração eletrostática entre os íons de cargas opostas (ligação iônica).

Como regra geral, os elementos representativos:

Família	Elétrons de valência	Características do átomo	Quantidade de ligações	Valência	Íon característico
1A	1	Doador	1	1	A ⁺
2A	2	Doador	2	2	A ²⁺
3A	3	Doador	3	3	A ³⁺
4A	4	Receptor	4	4	A ⁴⁺
5A	5	Receptor	3	3	A ³⁻
6A	6	Receptor	2	2	A ²⁻
7A	7	Receptor	1	1	A ⁻

Elétrons na valência:

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ·							He:·
Li ·	Be:·	· B:·	· C:·	· N:·	· O:·	· F:·	· Ne:·
Na ·	Mg:·	· Al:·	· Si:·	· P:·	· S:·	· Cl:·	· Ar:·
K ·	Ca:·	· Ga:·	· Ge:·	· As:·	· Se:·	· Br:·	· Kr:·
Rb ·	Sr:·	· In:·	· Sn:·	· Sb:·	· Te:·	· I:·	· Xe:·
Cs ·	Ba:·	· Tl:·	· Pb:·	· Bi:·	· Po:·	· At:·	· Rn:·

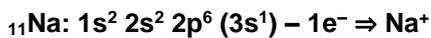
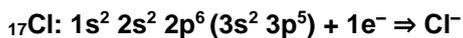
Os metais **perdem** elétrons e se transformam em cátions.

Os não-metais (e alguns semimetais) **ganham** elétrons e se transformam em ânions.

Dessas propriedades resultam as valências (carga elétrica) de alguns íons bastante importantes:

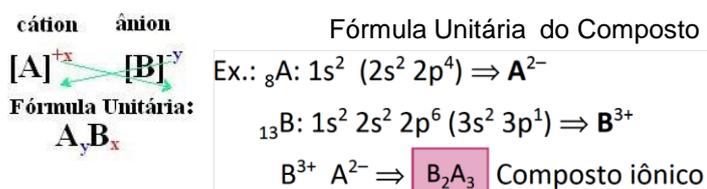
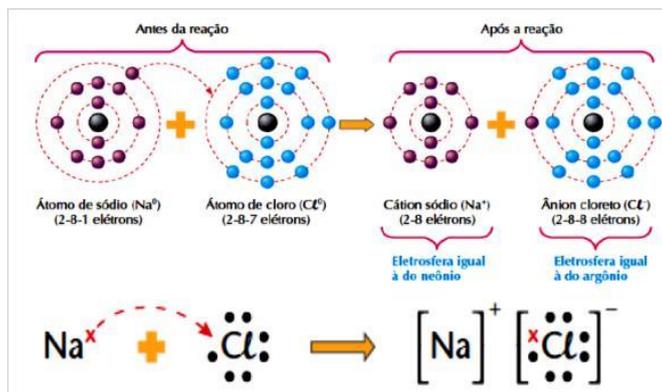
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺							
Li ⁺				N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺			Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺				Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺						

1. Ligação química entre sódio (11Na) e cloro (17Cl):



O átomo de sódio perde 1 elétron, enquanto o átomo de cloro ganha 1 elétron, então, para que o total de elétrons perdidos seja igual ao total de elétrons ganhos, 1 sódio (perda de 1e⁻) se liga a 1 cloro (ganho de 1e⁻).

Na+Cl⁻ ⇒ NaCl composto iônico

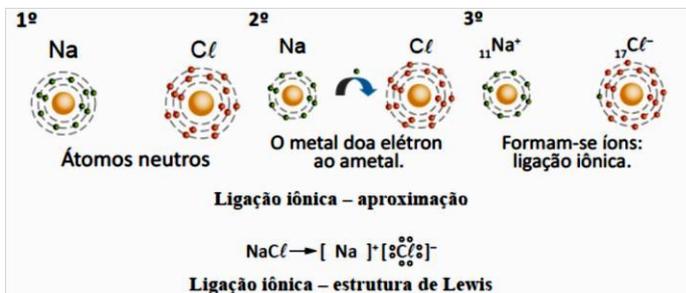


Observação

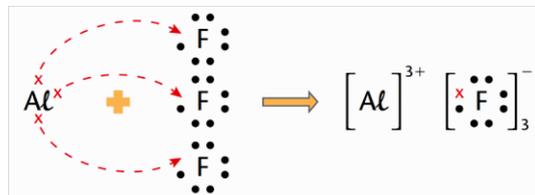
Os compostos iônicos (compostos que apresentam ligação iônica) são eletricamente neutros, ou seja, a soma total das cargas positivas é igual à soma total das cargas negativas.

Notação ou fórmula de Lewis

Esta fórmula representa os elementos através dos elétrons do último nível (elétrons de valência), indicando-os por pontos.



Outro exemplo é a reação entre o alumínio e o flúor:



Ou, abreviadamente: $\text{Al} + 3 \text{F} \rightarrow \text{AlF}_3$

Características dos compostos iônicos

- Nas condições ambientes, são sólidos, duros e quebradiços.
- Apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.
- São bons condutores de corrente elétrica fundidos ou em solução aquosa (por apresentarem íons livres), porém não conduzem corrente elétrica no estado sólido, uma vez que os íons estão presos ao retículo cristalino.
- Formam retículos cristalinos, que são arranjos ordenados cujos cátions e ânions estão dispostos para formar o composto iônico.

Ligação Metálica

Ocorre entre metal - metal

Ligação metálica é uma ligação química de átomos caracterizada normalmente por um subnível **eletrônico d** completo e um s incompleto pelo qual os elétrons fluem livremente através de uma estrutura cristalina definida.

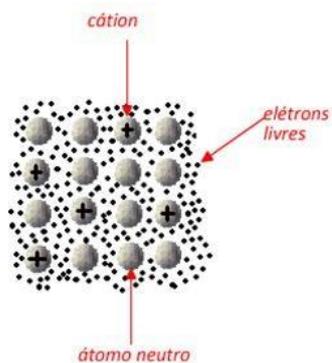
Uma das principais características dos metais é a condução fácil da eletricidade. A consideração de que a corrente elétrica é um fluxo de elétrons levou à criação da chamada teoria da nuvem eletrônica (ou teoria do mar de elétrons).

Em geral, os átomos dos metais têm apenas 1, 2 ou

3 elétrons na última camada eletrônica; essa camada está normalmente afastada do núcleo, que, conseqüentemente, **atrai pouco aqueles elétrons**. Como resultado, **os elétrons escapam facilmente do átomo** e transitam livremente pelo reticulado. Átomos que perdem elétrons transformam-se em cátions, os quais podem, logo depois, receber elétrons e voltar à forma de átomo neutro, e assim sucessivamente.

Concluindo, podemos dizer que o metal seria um aglomerado de átomos neutros e cátions, mergulhados em uma nuvem (ou “mar”) de elétrons livres (costuma-se

também dizer que esses elétrons estão deslocalizados). Assim, a “nuvem” de elétrons funcionaria como uma ligação metálica, mantendo os átomos unidos.



Propriedades dos metais

Em virtude de sua estrutura e do tipo de ligação, os metais apresentam uma série de propriedades características que, em geral, têm muitas aplicações práticas em nosso dia-a-dia.

São sólidos nas condições ambientes (exceto: mercúrio, gálio, célio e frâncio, que são líquidos à temperatura de 29,8 0C e 1 atm).

• **Brilho metálico:** os metais, quando polidos, refletem a luz como se fossem espelhos, o que permite o seu uso em decoração de edifícios, lojas etc.

• **Condutividades térmica e elétrica elevadas:** os metais, em geral, são bons condutores de calor e eletricidade. Isso é devido aos elétrons livres que existem na ligação metálica.

• **Densidade elevada:** os metais são, em geral, densos. Isso resulta das estruturas compactas.

• **Pontos de fusão e de ebulição elevados:** os metais, em geral, fundem e fervem em temperaturas elevadas. Isso acontece porque a ligação metálica é muito forte, e “segura” os átomos unidos com muita intensidade.

• **Resistência à tração:** os metais resistem bastante às forças que, quando aplicadas, tendem a alongar uma barra ou fio metálico. Essa propriedade é também uma consequência da “força” com que a ligação metálica mantém os átomos unidos.

• **Maleabilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem reduzir a chapas e lâminas bastante finas, o que se consegue martelando o metal aquecido.

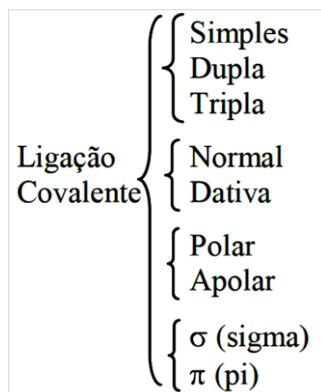
O ouro é o metal mais maleável que se conhece; dele são obtidas lâminas com espessura da ordem de 0,0001 mm.

• **Ductilidade:** é a propriedade que os metais apresentam de se deixarem transformar em fios, o que se consegue “puxando” o metal aquecido através de furos cada vez menores.

O ouro é também o metal mais dúctil que se conhece; com 1 grama de ouro é possível obter um fio finíssimo com cerca de 2 km de comprimento.

Ligação Covalente

É o tipo de ligação química que ocorre com “emparelhamento” ou “compartilhamento” de elétrons. As substâncias que possuem somente ligações deste tipo formam moléculas.

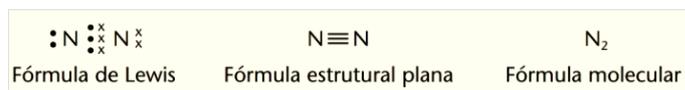


Como os dois elementos que se ligam possuem tendência em receber elétrons, eles compartilham um ou mais **pares** de elétrons de forma que os dois passem a possuir o mesmo número de elétrons na última camada que um gás nobre. Estas ligações acontecem entre:

- **Ametal + Ametal**

- **Hidrogênio + Ametal**

- **Hidrogênio + Hidrogênio**



Simple



Dupla



Tripla

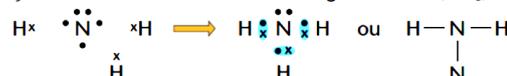


Ligação Covalente Normal: o par de elétrons compartilhado é formado por um elétron de cada um dos átomos, ou seja, cada átomo participou com

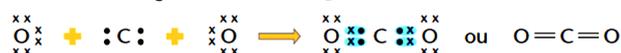
• Formação da molécula de água (H₂O):



• Formação da molécula do amoníaco ou gás amônia (NH₃):



• Formação da molécula do gás carbônico (CO₂):



1 elétron. Ex: Todas as acima.

Veja exemplos associados à distribuição eletrônica

1. Cl₂ (fórmula molecular do gás cloro)

¹⁷Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ (7e⁻ na c.v.)



2. HCl (fórmula molecular do cloreto de hidrogênio)

¹H: 1s¹ (1e⁻ na c.v.)

¹⁷Cl: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ (7e⁻ na c.v.)



3. H₂O (fórmula molecular da água)

¹H: 1s¹ (1e⁻ na c.v.)

⁸O: 1s² 2s² 2p⁴ (6e⁻ na c.v.)



Ligação covalente coordenada ou dativa

Na ligação covalente normal, o par de elétrons compartilhado é proveniente um de cada átomo.

Já na **ligação covalente coordenada ou dativa** o compartilhamento de pares de elétrons provenientes de um único átomo. Esse tipo de ligação, quando estruturada, funciona exatamente como uma ligação covalente.

Famílias:	IV A ou 14	V A ou 15	VI A ou 16	VII A ou 17
Camada de valência:	4 elétrons	5 elétrons	6 elétrons	7 elétrons
Ligações covalentes comuns:	4	3	2	1
Possíveis ligações covalentes dativas:	nenhuma	1	1 ou até 2	1, 2, ou até 3

SO₂ (fórmula molecular do dióxido de enxofre)

¹⁶S: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

⁸O: 1s² 2s² 2p⁴

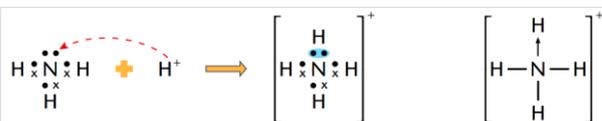


SO₃

CO (monóxido de carbono)



A reação do íon amônio dá-se pela formação de ligação coordenada:

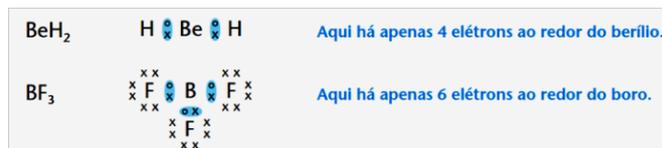


Resumindo:

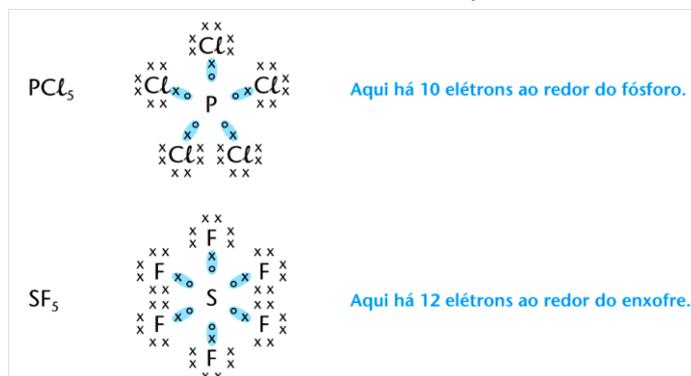
Colunas	4A	5A	6A	7A
Estrutura eletrônica da camada externa				
As quais poderão se distribuir em:	4 ligações simples 2 ligações simples e 1 dupla 1 ligação simples e 1 tripla 2 ligações duplas	3 ligações simples 1 ligação simples e 1 dupla 1 ligação tripla	3 ligações simples e 1 ligação especial Há ainda o caso de o átomo receber uma ligação especial, como ocorre com o 3º oxigênio do ozônio (O ₃):	

Exceções à regra do octeto

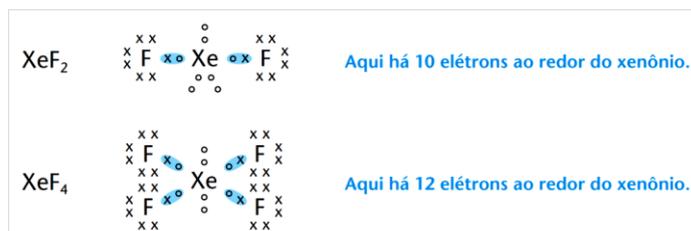
• Em alguns casos, as ligações se completam com menos de 8 elétrons. Isso acontece com o berílio (Be) e o boro (B), que, em certas moléculas não apresenta o octeto completo. Exemplos:



• Em outros casos, as ligações perfazem mais do que 8 elétrons. Ocorre geralmente com o fósforo (P) e o enxofre (S), que, em certas moléculas, aparecem com 10 e 12 elétrons na camada de valência. Exemplos:



Esses casos só ocorrem quando o átomo central é relativamente grande, para que possa acomodar tantos elétrons ao seu redor. Por isso, essa chamada camada de valência expandida só aparece em elementos do 3º período da Tabela Periódica para baixo.



Esses compostos também só ocorrem com os gases nobres de átomos grandes, que comportam a camada expandida de valência.

Características dos compostos covalentes ou moleculares

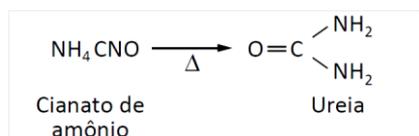
- Podem ser sólidos, líquidos ou gasosos.
- Apresentam baixas temperaturas de fusão e de ebulição (não resistem ao calor).
- Possuem baixa condução de corrente elétrica quando puros (exceto grafite); porém, alguns ácidos fortes, por exemplo, em meio aquoso, sofrem ionização (formação de íons), tornando a solução condutora de corrente elétrica.

O Carbono - INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA

1. Histórico

O termo “orgânica” surgiu pela primeira vez em 1777, por Torben Olof Bergman, que entendia que os compostos originados dos reinos animal e vegetal tinham características muito distintas daqueles que passaram então a ser reconhecidos como produtos inorgânicos. Nessa época, tais compostos orgânicos eram produzidos exclusivamente a partir de organismos animais e vegetais. E durante muito tempo, os químicos tentaram produzir os compostos orgânicos em laboratório, sem, contudo, conseguirem. Em razão disso, por volta de 1807, Jons Jacob Freiherr Von Berzelius começou a defender a chamada teoria da força vital, segundo a qual somente o metabolismo de um organismo vivo seria capaz de sintetizar substâncias orgânicas, já que somente esses organismos eram dotados de uma força vital superior, que os tornava capazes de elaborar essas sínteses.

Contudo, a teoria da força vital caiu por terra em 1828, quando o químico alemão Friedrich Wöhler, então aluno de Berzelius, obteve em laboratório a ureia, um composto tipicamente orgânico encontrado na urina dos animais e resultante do metabolismo da matéria nitrogenada, a partir do aquecimento do sal inorgânico cianato de amônio:



A partir daí, a química orgânica deixou de ser considerada a química que trata dos compostos produzidos pelos animais e vegetais, deixando claro que os compostos orgânicos não precisam ser obtidos necessariamente a partir de organismos vivos.

Procurou-se, então, uma nova maneira de conceituar a química orgânica.

Assim, em 1848, Leopold Gmelin chamou a atenção para o fato de que todos os compostos orgânicos até então descobertos apresentavam em suas constituições o elemento carbono. Por isso, em 1858, August Von Kekulé acabou por definir a **química orgânica como a parte da Química que estuda os compostos do elemento carbono.**

Então, a química orgânica passou a ser a química dos corantes, dos produtos farmacêuticos; do papel e da tinta de escrever, da gasolina, dos combustíveis fósseis e de materiais renováveis; dos produtos alimentícios, dos

estabilizantes e dos conservantes; das borrachas, dos silicões e dos polímeros em geral. Também são motivos de estudo da química orgânica os processos biológicos e seus produtos.

E como o carbono é a unidade fundamental, constante e obrigatória dos compostos orgânicos, torna-se necessário um conhecimento mais profundo e detalhado desse elemento para que se possa entender de maneira eficaz o conteúdo da química orgânica.

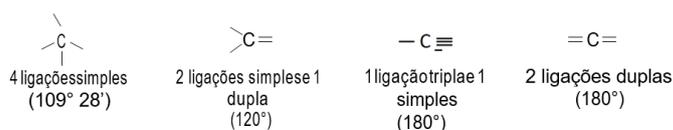
2. O estudo do carbono

A estrutura dos compostos orgânicos começou a ser desvendada a partir da segunda metade do século XIX com os estudos de Couper e de Kekulé sobre o comportamento químico do carbono. Esses estudos geraram as características que definem não apenas o carbono como elemento em si, mas toda uma estrutura de fundamentos que dirigem uma ciência de forma ampla e irrestrita. Essas ideias ficaram conhecidas como postulados de Kekulé.

A. Postulados de Kekulé

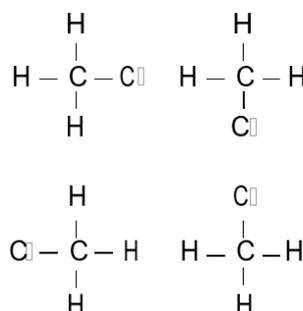
A.1. Tetravalência do carbono

Em razão de sua estrutura com quatro elétrons na camada de valência, o carbono sempre efetua quatro ligações químicas sendo classificado como tetravalente (valência = capacidade).



A.2. Equivalência das ligações

Não importa a posição do ligante, ou seja, as quatro ligações funcionam da mesma maneira. Pode-se explicar o fato de o carbono apresentar as quatro valências iguais por meio da existência, por exemplo, de apenas um único composto denominado cloro-metano (cloreto de metila) de fórmula CH_3Cl

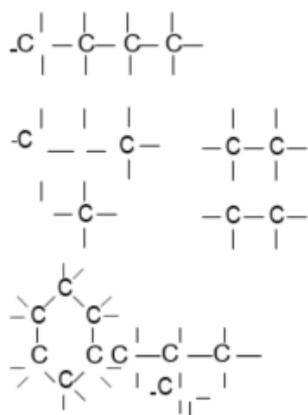


Como só existe um composto com a fórmula CH_3Cl , as quatro representações apresentadas devem ser consideradas como iguais e, conseqüentemente, as quatro valências equivalem-se.

A.3. Formação de cadeias

Os átomos de carbono podem estabelecer ligações entre si, formando cadeias carbônicas. As cadeias são representadas pela sua forma estrutural, podendo apresentar-se de forma longilínea, cíclica, com

ramificações ou mistas. Podem até ligar-se umas às outras.



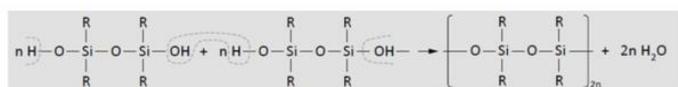
Saiba mais

Apesar de ser uma propriedade muito pronunciada no carbono, a capacidade para formação de cadeias não é sua exclusividade, pois ocorre também com outros elementos, tais como o silício, enxofre, fósforo, nitrogênio e oxigênio. Assim, vários compostos são formados por cadeias atômicas sem necessariamente a presença do elemento carbono.

Os silicones, por exemplo, são formados por longas cadeias atômicas que intercalam em sua constituição átomos de silício e oxigênio, apresentando também grupos radicais orgânicos agregados ao longo da cadeia. Cabe salientar que a quantidade de grupos substituintes pode variar bastante, o que comprova o grande número de produtos à base de silicone disponíveis no mercado. Daí, sintetizados em grande variedade de formas, podem ser aplicados desde agentes de polimento, em juntas como material vedante e como impermeabilizantes (em razão de sua elevada hidrofobia), até na mais difundida aplicação, na medicina como material básico de implantes na mama.

Estima-se que as “siliconas” (a origem do termo silicone é da língua inglesa) são utilizadas em mais de 5.000 produtos.

A seguir é mostrada uma das maneiras de se obter uma cadeia de silício e oxigênio formando o silicone:

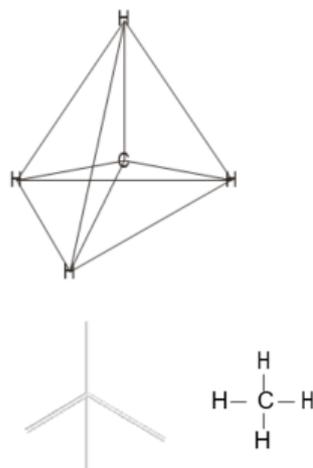


B. Teoria de Le Bel e Van't Hoff

Em 1874, Le Bel e Van't Hoff propuseram os arranjos que um átomo de carbono pode assumir quando realizar as várias ligações com outros átomos de carbono. Assim, por exemplo, quando ocorrer a formação de quatro ligações simples, o átomo de carbono se comportará da seguinte maneira:

– Foi proposta uma estrutura de tetraédrica para os quatro átomos ligantes a um mesmo átomo de carbono. Dessa maneira, convencionou-se determinar a estrutura do carbono que realiza quatro ligações simples como carbono tetraédrico.

A molécula de metano (CH₄), por exemplo, pode ser representada das seguintes formas:



O átomo de carbono situa-se no centro de um tetraedro imaginário, estando cada uma de suas valências dirigida para um dos vértices do tetraedro.

Porém, com o advento de novas teorias, como a teoria da máxima repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSPER, da sigla em inglês) e, posteriormente, dos orbitais atômicos e moleculares, a fórmula espacial de ligação através dos vértices não foi mais aceita, restando apenas a distribuição tetraédrica das ligações para o carbono como o maior legado dessa teoria.

3. Elementos organógenos

Não existe base científica na divisão da química em orgânica e inorgânica, pois as leis básicas da química valem tanto para os compostos orgânicos como para os inorgânicos.

São conhecidos mais de quinze milhões de compostos orgânicos diferentes. No entanto, esses compostos são formados por poucos elementos, tendo-se fundamentalmente: C, H, O e N; em menor frequência aparecem: Cl, Br, I, S e P. Todos esses elementos são denominados elementos organógenos, isto é, são os elementos que compõem as funções orgânicas.

Apesar da maior diversidade de elementos nos compostos inorgânicos (NaCl, Ca(NO₃)₂, FeS, H₂O, RbH, NO₂, K₂Cr₂O₇, CuBr₂etc.), ainda assim o número de compostos orgânicos é bem superior ao número de compostos inorgânicos.

É conveniente enfatizar que alguns compostos que contêm carbono são abordados na química inorgânica. São eles: o monóxido de carbono (CO), o dióxido de carbono (CO₂), os carbonatos (CaCO₃, H₂CO₃ etc.), os cianetos (KCN, NaCN etc.). Portanto, lembre-se sempre de que:

Todo composto orgânico possui carbono; porém, nem todo composto com carbono é orgânico.

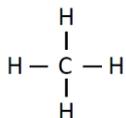
Classificação dos átomos de carbono numa cadeia carbônica

Uma das classificações mais solicitadas dentro da química orgânica refere-se ao número de átomos de carbono ligados diretamente a um único átomo de carbono. Dessa forma, em função da tetravalência do carbono, podem ser

encontradas quatro possíveis classificações para o átomo de carbono. Assim, tem-se:

A. Carbono primário

É todo átomo de carbono ligado, no máximo, a um único átomo de carbono. Considera-se, também, por extensão, todo átomo de carbono não ligado a nenhum outro átomo de carbono como primário.



B. Carbono secundário

É todo átomo de carbono ligado a dois outros átomos de carbono.

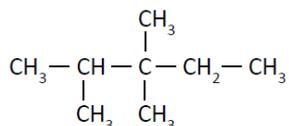
C. Carbono terciário

É todo átomo de carbono ligado a três outros átomos de carbono.

D. Carbono quaternário

É todo átomo de carbono ligado a quatro outros átomos de carbono.

Exemplo:

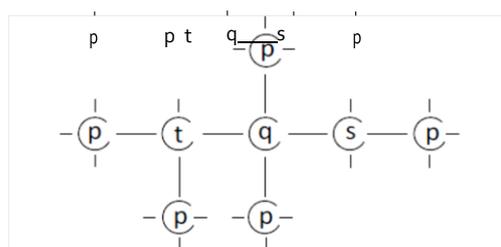


Carbonos primários: (p)

Carbono secundário: (s)

Carbono terciário: (t)

Carbono quaternário: (q)



5 átomos de carbono primário(p) 1

átomo de carbono secundário (s) 1

átomo de carbono terciário (t)

1 átomo de carbono quaternário (q)

Orbitais moleculares e hibridação

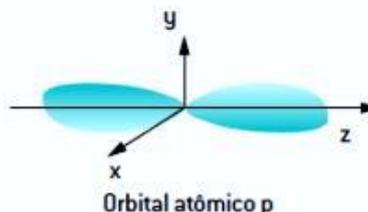
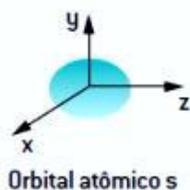
Orbital é a região do espaço onde há a maior probabilidade de se encontrarem elétrons.

Os orbitais, entretanto, não representam a posição exata do elétron no espaço, que não pode ser determinada devido à sua natureza ondulatória; apenas delimitam uma região do espaço na qual a probabilidade de encontrar o elétron é elevada.

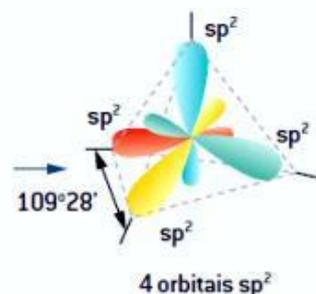
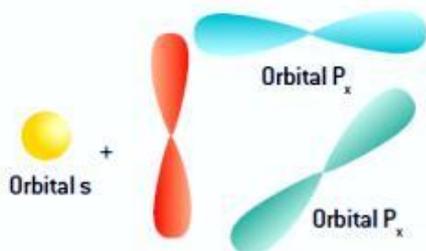
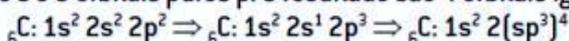
Na formação de pares eletrônicos, ocorre a fusão dos orbitais atômicos, originando o orbital molecular.

Carbono tetraédrico (Le Bel e Van't Hoff, 1874): *O átomo de carbono ocupa o centro de um tetraedro regular imaginário e dirige suas valências para os quatro vértices do tetraedro.*

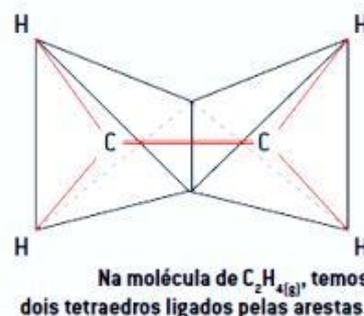
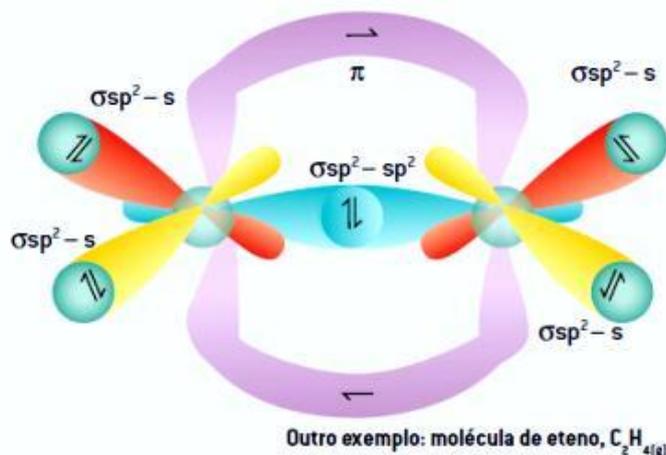
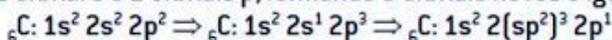
Tipos de orbitais moleculares:



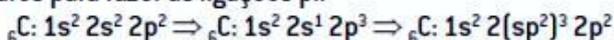
O carbono, ao realizar quatro ligações equivalentes, ou seja, quatro ligações do tipo sigma, sofre hibridização de 1 orbital puro s e 3 orbitais puros p. O resultado são 4 orbitais iguais do tipo sp^3 .

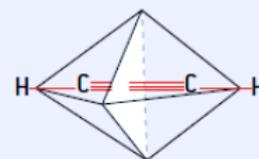
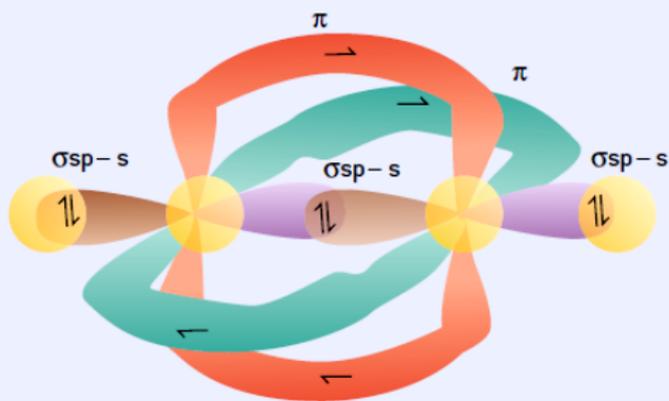


Quando o carbono faz uma ligação dupla e duas ligações simples ou três sigma e uma pi, ele sofre uma hibridização de 1 orbital s e 2 orbitais p, formando 3 orbitais novos e iguais do tipo sp^2 , e reserva 1 orbital p puro para fazer a ligação pi.



Quando o carbono faz duas ligações duplas ou uma ligação tripla e uma simples, ou seja, duas ligações sigma e duas ligações pi, ele sofre hibridização de 1 orbital s e 1 orbital p, formando 2 orbitais novos e iguais do tipo sp , e reserva 2 orbitais p puros para fazer as ligações pi.





Exemplo: molécula de etino, $C_2H_{2(g)}$

Tabela resumo

Elemento	Hibridização	Geometria molecular	Ângulo (orbitais híbridos)	Estrutura			
C	0π	sp^3	Tetraédrica	109° 28'	sp^3 	sp^2 	sp — C ≡ = C =
	1π	sp^2	Trigonal plana	120°			
	2π	sp	Linear	180°			
B (Al)	sp^2	Trigonal plana	120°				
Be	sp	Linear	180°				

Química - Ligações Químicas 2

Tipos de Ligações Químicas

Iônica: transfere de elétrons.

- Metal
- H semimetal e ametal.

Covalente: compartilha partes de elétrons.

- Ametal
- H semimetal e ametal.

Metálica: Cátions de elementos metálicos envolvidos em uma nuvem eletrônica.

- Metal

Geralmente ocorre entre: METAIS + AMETAIS

Metais: bastante eletropositivos e tendem a formar cátions.

- Eletropositivos

- Perdem elétrons

- Viram **cátions (+)**



Ametais: bastante eletronegativos e tendem a formar ânions.

- Eletronegativos
- Ganham elétrons
- Viram **ânions (-)**

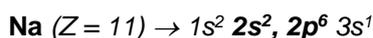


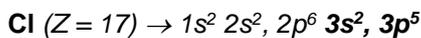
EXCEÇÃO: METAIS + "H"

LIGAÇÃO IÔNICA (eletrovalente ou heteropolar)

Definição: *elétrons são transferidos de um átomo para outro dando origem a íons de cargas contrárias que se atraem.*

Exemplo: formação do cloreto de sódio – NaCl.





Ligação Iônica e Formação de Íons



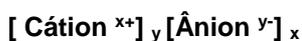
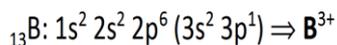
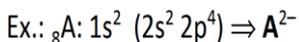
Ligação Iônica: É o resultado da atração eletrostática de íons com cargas opostas.

Ex:

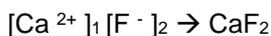
- NaCl** = cloreto de sódio
- AgCl** = cloreto de prata
- MgO** = óxido de magnésio
- KBr** = brometo de potássio
- LiH** = hidreto de lítio
- MgCl₂** = cloreto de magnésio
- AlF₃** = fluoreto de lítio
- Al₂S₃** = sulfeto de alumínio

Fórmula de um Composto Iônico

Para escrever a fórmula de um composto iônico, é preciso descobrir a carga do íon formada pelos elementos presentes e levar em conta que a carga total do composto é nula.

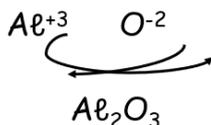


O cátion é escrito à esquerda e o ânion, à direita.

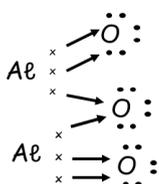


Determinação das Fórmulas Iônicas

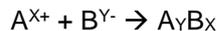
Fórmula-íon:



Fórmula de Lewis ou Eletrônica:

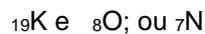
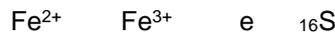


fórmula geral de um composto iônico:



Exemplo:

Formando compostos iônicos com



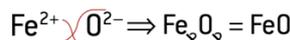
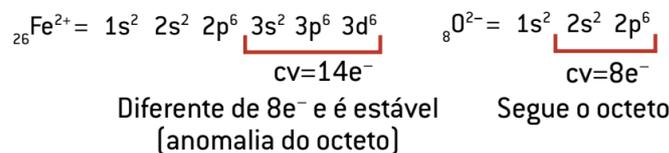
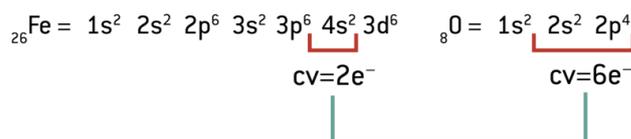
Anomalias na ligação iônica

Os metais mais importantes que constituem anomalias do octeto são:

- Sn²⁺, Pb²⁺, Mn²⁺ e Pt²⁺ / Sn⁴⁺, Pb⁴⁺, Mn⁴⁺ e Pt⁴⁺
- Fe²⁺, Co²⁺, Ni²⁺ e Cr²⁺ / Fe³⁺, Co³⁺, Ni³⁺ e Cr³⁺
- Zn²⁺ e Cd²⁺
- Au⁺ / Au³⁺
- Ag⁺
- Cu⁺ e / Cu²⁺ e Hg²⁺
- Bi³⁺

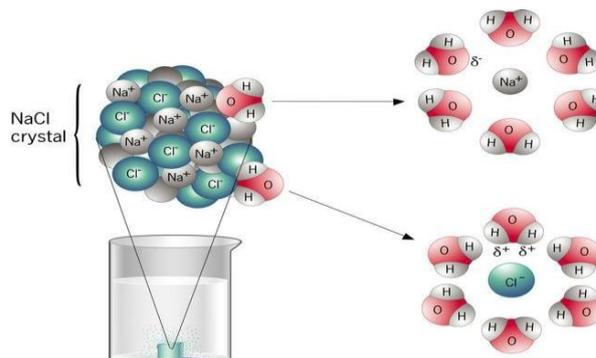
Exemplo

Dê as fórmulas dos compostos formados entre ²⁶Fe e ⁸O.

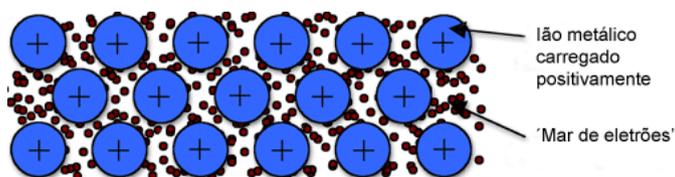


CARACTERÍSTICAS DOS COMPOSTOS IÔNICOS:

- São sólidos à temperatura ambiente
- Ambiente (sólidos cristalinos) retículo;
- São duros e quebradiços;
- Conduzem corrente elétrica quando: fundidos ou em solução;
- Possuem alto ponto de fusão e de ebulição.

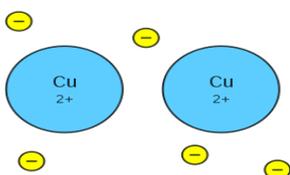


Ligação Metálica



A **ligação metálica** ocorre entre os átomos de elementos metálicos. Neste tipo de ligação, todos os átomos perdem elétrons da camada de valência, que se deslocam mais ou menos livremente entre os íons positivos (cátions), formando uma nuvem eletrônica comum (também designada por "mar de elétrons").

Os metais possuem átomos grandes e poucos elétrons na camada de valência (de 1 a 3 elétrons). Na maioria dos metais, esses elétrons da camada de valência, por estarem longe do núcleo, são pouco atraídos por eles, ficando praticamente livres, e possuem grande mobilidade, formando um verdadeiro "mar de elétrons", unindo fortemente os átomos e os cátions dos metais entre si.



As substâncias metálicas são representadas graficamente pelo símbolo do elemento:
Exemplo: Fe, Cu, Na, Ag, Au, Ca, Hg, Mg, Cs, Li.

Propriedades dos metais

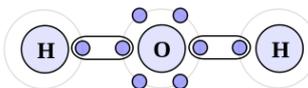
1. São sólidos em temperatura ambiente e pressão atmosférica. Exceções: mercúrio e gálio, que são líquidos.
2. Altas temperaturas de fusão e de ebulição.
3. Alta condutividade térmica e elétrica.
4. Densidades elevadas.
5. Brilho metálico.
6. Resistência à tração: os metais resistem às forças de alongamento de suas superfícies.
7. Maleabilidade: propriedade que permite o corte dos metais em fios.
8. Ductibilidade: propriedade que permite o corte dos metais em fios

Tipos de ligas	Exemplos	Composições	Aplicações
Aços		Fe + C	Construção civil Indústria Ferramentas
Aço inoxidável (inox)		Fe + Ni + Cr + C	Utensílios Ferramentas Peças de máquinas
Amálgama		Hg + Au ou Hg + Ag	Odontologia

Latão		Cu + Zn	Indústria Construção Metálica Utensílios domésticos
Bronze		Cu + Sn	Parafusos Moedas Esculturas Peças de navios
Ouro 18 quilates		Au + Ag ou Au + Cu	Joalheria Moedas
Solda		Pb + Sn	Soldadura

- aço inoxidável: Fe (80,6%) + C (0,4%) + Ni (1%) + Cr (18%);
- bronze: Cu (90%) + Sn (10%);
- ouro 18 quilates: Au (75%) + Cu (12,5%) + Ag (12,5%);

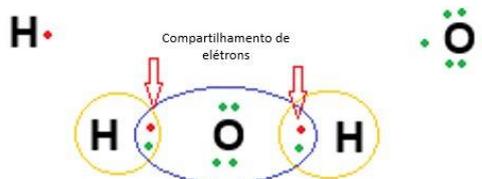
Ligação Covalente



É o tipo de ligação química que ocorre com "emparelhamento" ou "compartilhamento" de elétrons. As substâncias que possuem somente ligações deste tipo formam moléculas.

Estas ligações acontecem entre:

- Ametal + Ametal
- Hidrogênio + Ametal
- Hidrogênio + Hidrogênio



- Ligação Covalente
- { Simples
 - { Dupla
 - { Tripla
 - { Normal
 - { Dativa
 - { Polar
 - { Apolar
 - { σ (sigma)
 - { π (pi)

$\text{:N} \begin{matrix} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{matrix} \text{N} \begin{matrix} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{matrix}$	$\text{N} \equiv \text{N}$	N_2
Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural plana	Fórmula molecular

Simples



Dupla



Tripla



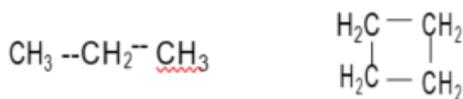
Química Orgânica - Classificação de cadeias carbônicas

1. Introdução

Os compostos orgânicos são divididos em duas grandes classes: compostos alifáticos e compostos aromáticos.

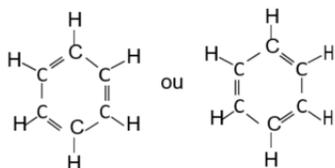
Compostos alifáticos são os compostos de cadeia aberta mais os compostos cíclicos que se assemelham aos compostos de cadeia aberta.

Exemplos:

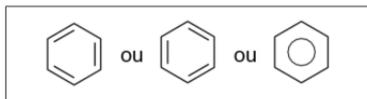


Compostos aromáticos são o benzeno e os compostos que se assemelham ao benzeno em comportamento químico.

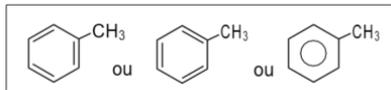
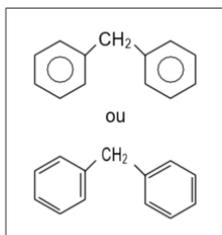
O benzeno pode ser representado por:



Também pode ser representado pelas formas a seguir:



Portanto, são considerados aromáticos os compostos que representam, pelo menos, um anel com 6 membros e 3 duplas ligações alternadas:



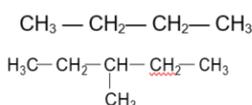
2. Cadeias alifáticas

São todas as cadeias carbônicas que não apresentam em sua estrutura o anel aromático.

A. Classificação quanto à cadeia ser aberta ou fechada

A.1. Cadeia aberta ou acíclica

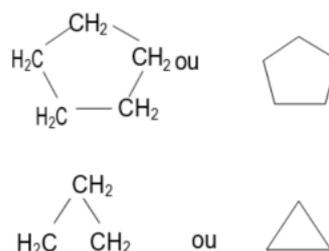
São cadeias nas quais os átomos de carbono não formam ciclo ou anel, existindo ao menos duas extremidades em relação ao carbono. **Exemplos:**



A.2. Cadeia fechada, cíclica ou alicíclica

São cadeias nas quais os átomos de carbono formam um anel ou ciclo.

Exemplos:

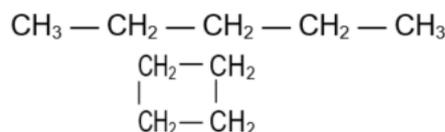


B. Classificação quanto à presença de ramificações

B.1. Cadeia normal

Todos os átomos de carbono pertencentes à cadeia encontram-se numa única sequência. A cadeia constitui-se exclusivamente de carbonos primários e/ou secundários.

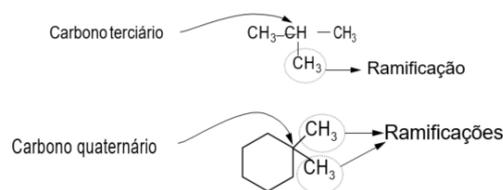
Exemplos:



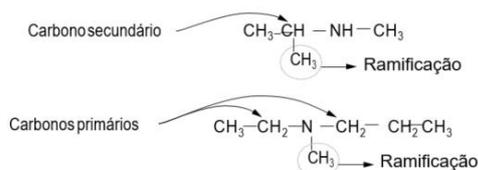
B.2. Cadeia ramificada

Os átomos de carbono pertencentes à cadeia apresentam mais de uma sequência. Na maioria dos casos, isso se dá pelo fato de existir pelo menos um carbono terciário ou um carbono quaternário na cadeia.

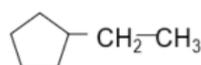
Exemplos:



Observação 1 – No caso de cadeias heterogêneas, pode ocorrer ramificação mesmo na ausência de carbonos terciários e/ou quaternários. Assim, a ramificação será o radical carbônico agregado à cadeia carbônica principal.



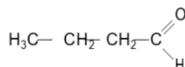
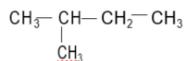
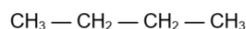
Observação 2 – Com relação às cadeias formadas simultaneamente por cadeia aberta e fechada, é comum denominá-las de cadeia mista (fechada e ramificada).



C. Classificação quanto à presença de insaturações

C.1. Cadeia saturada

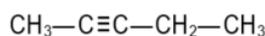
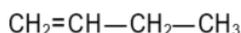
Quando for constituída somente de ligações simples entre átomos de carbonos. Exemplos:



C.2. Cadeia insaturada

Quando apresentar pelo menos uma ligação dupla ou tripla entre átomos de carbono.

Exemplos:

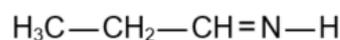


D. Classificação quanto à presença de heteroátomos

D.1. Cadeia homogênea

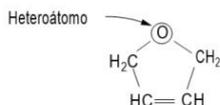
Não apresenta átomos diferentes de carbono (heteroátomos) entre os átomos de carbono da cadeia.

Exemplos:

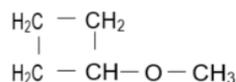


A.1 Cadeia heterogênea

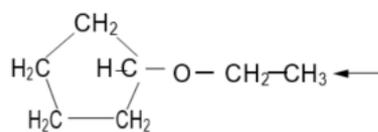
Apresenta átomo diferente de carbono intercalado na cadeia.



Observação – A cadeia cíclica ramificada a seguir é uma cadeia denominada heterogênea, pois apresenta heteroátomo. Como ele não faz parte do ciclo, não podemos classificar tal cadeia de heterocíclica.



Não é heterocíclica



Classificação: Alicíclica
Saturada
Ramificada
Heterogênea

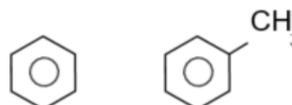
Condição para ser heteroátomo – somente os átomos com valência maior que 1 podem ser heteroátomos. O hidrogênio é monovalente assim como Cl, Br, I, F são monovalentes e, dessa forma, nunca serão heteroátomos.

3 Cadeias aromáticas

São todas as cadeias carbônicas que possuem o anel aromático.

A. Classificação quanto ao número de anéis aromáticos

Cadeias mononucleares apresentam apenas um anel aromático. Exemplos:



Cadeias polinucleares

Apresentam dois ou mais anéis aromáticos e podem ser de:

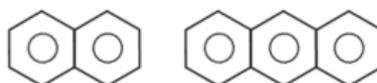
- Núcleos isolados – os anéis não possuem átomos de carbono em comum.

Exemplos:



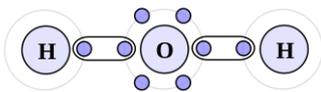
- Núcleos condensados – os anéis apresentam átomos de carbono em comum.

Exemplos:



Química Geral - Ligações Químicas III

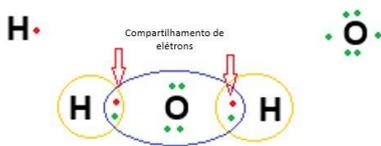
Ligação Covalente normal



É o tipo de ligação química que ocorre com “emparelhamento” ou “compartilhamento” de elétrons. As substâncias que possuem somente ligações deste tipo formam moléculas.

Estas ligações acontecem entre:

- Ametal + Ametal
- Hidrogênio + Ametal
- Hidrogênio + Hidrogênio



- Ligação Covalente
- Simplex
 - Dupla
 - Tripla
 - Normal
 - Dativa
 - Polar
 - Apolar
 - σ (sigma)
 - π (pi)

Fórmula de Lewis ou eletrônica

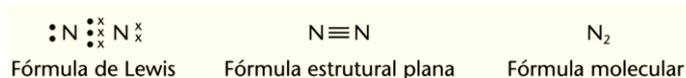
A fórmula eletrônica de um composto covalente ou íon poliatômico mostra todos os elétrons da última camada rearranjados entre os átomos da molécula. Cada elétron é representado por um ponto (.)

II. Fórmula estrutural

É a representação gráfica da estrutura da ligação. Nela, representa-se cada par de elétrons compartilhados por um traço. Mostra a forma como os átomos estão dispostos espacialmente.

III. Fórmula molecular

A fórmula molecular indica o tipo e o número de átomos que formam uma molécula. Vejamos alguns exemplos

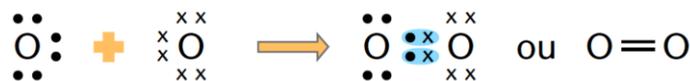


Ligação Covalente Normal - 2 átomos

Simplex



Dupla



Tripla



1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ·							He ··
Li ·	Be ··	B ··	C ··	N ··	O ··	F ··	Ne ··
Na ·	Mg ··	Al ··	Si ··	P ··	S ··	Cl ··	Ar ··
K ·	Ca ··	Ga ··	Ge ··	As ··	Se ··	Br ··	Kr ··
Rb ·	Sr ··	In ··	Sn ··	Sb ··	Te ··	I ··	Xe ··
Cs ·	Ba ··	Tl ··	Pb ··	Bi ··	Po ··	At ··	Rn ··

Os metais **perdem** elétrons e se transformam em cátions.

Os não-metais (e alguns semimetais) **ganham** elétrons e se transformam em ânions.

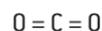
Podemos representar a ligação covalente entre os átomos e a formação de moléculas por meio de três fórmulas diferentes: Lewis (eletrônica), estrutural e molecular

Dióxido de carbono

Fórmula de Lewis



Fórmula estrutural



Fórmula molecular



Fórmula de Lewis



Fórmula estrutural



Fórmula molecular



Fórmula de Lewis



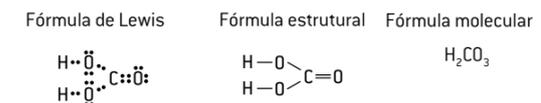
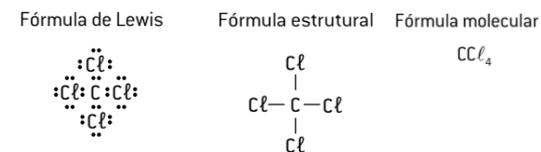
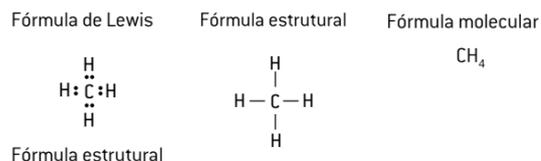
Fórmula estrutural



Fórmula molecular



Podemos representar a ligação covalente entre os átomos e a formação de moléculas por meio de três fórmulas diferentes: Lewis (eletrônica), estrutural e molecular.



Dê as fórmulas de Lewis e estrutural plana para a molécula de gás cianídrico (HCN).

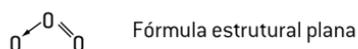
Ligação Coordenada - Dativa

É a ligação estabelecida entre dois átomos por meio do compartilhamento de pares eletrônicos, na qual cada par tem origem em apenas um dos átomos que participam da ligação. O átomo somente poderá realizar a ligação dativa quando estiver com o octeto completo.

Para sabermos se em uma molécula ocorrerá ligação covalente dativa ou coordenada, é necessário, em primeiro lugar, esgotar todas as possibilidades de ocorrer ligação covalente normal.

Exemplos

1. Formação da molécula de gás ozônio (O₂)



2. Formação da molécula de ácido sulfúrico (H₂SO₄)



Faça as estruturas dos seguintes compostos

SO₂

SO₃

P₂O₅

CO

HCl

HClO₄

HClO₃

HClO₂

H₃PO₄

H₃PO₃

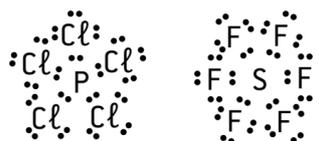
H₃PO₂

Anomalias do Octeto

Existem compostos químicos cuja formação não pode ser explicada pela regra do octeto. Alguns elementos compartilham pares de elétrons (ligação covalente) e adquirem suas estabilidades com um número de elétrons diferente de oito na camada de valência, constituindo o que chamamos de anomalias do octeto na ligação covalente.

Expansão

Em alguns compostos, o enxofre e o fósforo aparecem com mais de oito elétrons na camada de valência, constituindo o que chamamos de expansão do octeto.



Em alguns casos, as ligações se completam com menos de 8 elétrons. Isso acontece com o berílio (Be) e o boro (B), que, em certas moléculas não apresenta o octeto completo. Exemplos:



Colunas	4A	5A	6A	7A
Estrutura eletrônica da camada externa				
As quais poderão se distribuir em:	<ul style="list-style-type: none"> 4 ligações simples 2 ligações simples e 1 dupla 1 ligação simples e 1 tripla 2 ligações duplas 	<ul style="list-style-type: none"> 3 ligações simples 1 ligação simples e 1 dupla 1 ligação tripla 3 ligações simples e 1 ligação especial 	<ul style="list-style-type: none"> Há ainda o caso de o átomo receber uma ligação especial, como ocorre com o 3º oxigênio do ozônio (O₃): 	
	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \backslash \\ \text{H} - \text{C} = \text{O} \end{array}$ $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$ $\text{O} = \text{C} = \text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ $\text{HO} - \text{N} = \text{O}$ $\text{N} \equiv \text{N}$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{S} - \text{H} \\ \\ \text{O} = \text{S} - \text{O} \\ \\ \text{O} = \text{S} - \text{O} \end{array}$ $\text{O} = \text{O} - \text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{Cl} \\ \\ \text{HO} - \text{Cl} - \text{O} \\ \\ \text{HO} - \text{Cl} - \text{O} \\ \\ \text{O} \\ \\ \text{HO} - \text{Cl} - \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array}$

Química Orgânica - Hidrocarbonetos I

Hidrocarbonetos I

Funções orgânicas são grupos de compostos orgânicos que têm comportamento químico parecidos, devido ao grupo funcional característico, ou seja, estrutura química.

compostos são agrupados conforme suas propriedades químicas semelhantes. Para isso, suas estruturas químicas também se assemelham.

Hidrocarbonetos: apenas hidrogênio e carbono, função mais simples da química orgânica

Alcanos

Alcenos

Alcadienos (Dienos)

Alcinos

Ciclanos e cicloalcenos

Hidrocarbonetos aromáticos

Radicais

Os nomes oficiais dos compostos orgânicos seguem várias regras determinadas pela União Internacional da Química Pura e Aplicada (IUPAC). A nomenclatura de um composto orgânico não ramificado se dá em três partes.

Prefixo: quantidade de carbonos

Infixo: tipo de ligação

Sufixo: Função orgânica

1. Prefixo: número de átomos de carbono na cadeia principal alguns prefixos estão listados na tabela.

Nº de átomos de C	Prefixo
1	met
2	et
3	prop
4	but
5	pent
6	hex
7	hept
8	oct
9	non
10	dec
11	undec
12	dodec
13	tridec
14	tetradec
15	pentadec
20	eicos
21	heneicos
22	docos
23	tricos
30	triacont

2. Infixo (intermediário): Indica a existência ou não de insaturações e sua quantidade.

an → nenhuma insaturação (cadeia saturada)

en → uma ligação dupla

in → uma ligação tripla

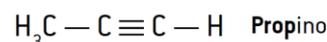
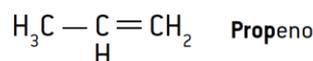
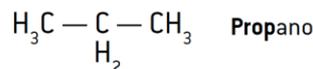
dien → duas ligações duplas

trien → três ligações duplas

diin → duas ligações triplas

triin → três ligações triplas

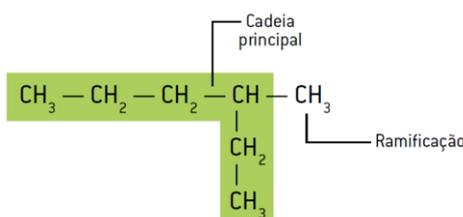
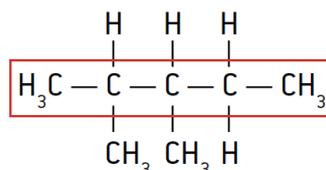
3. sufixo: Indica a função orgânica. Por enquanto, usaremos somente o sufixo "o", indicando um hidrocarboneto.



Ramificações

Presentes em Carbonos Terciários e quaternários da cadeia principal.

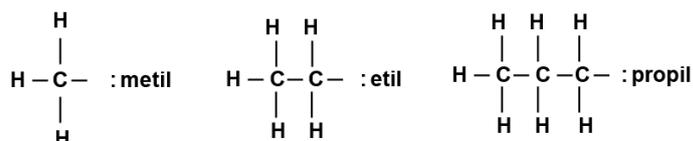
Todo carbono excluído da cadeia principal (mais longa) é considerado uma ramificação.



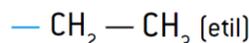
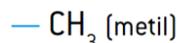
Radical é um átomo ou um grupo (substituinte) de átomos com pelo menos uma valência livre, formando uma ligação química.

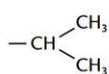
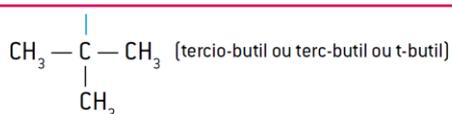
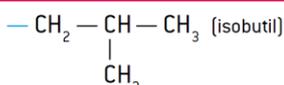
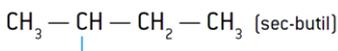
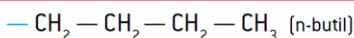
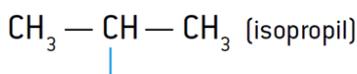
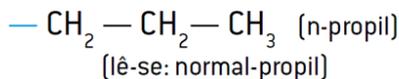
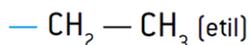
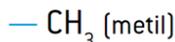
As ramificações recebem nomes específicos, de acordo com a IUPAC.

A nomenclatura de um radical é caracterizada pelo sufixo **il** ou **ila**.

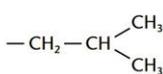


- Ramificações

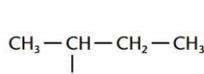




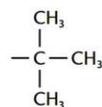
Isopropil



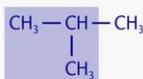
Isobutil



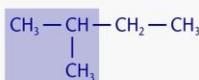
Sec-butil ou s-butil



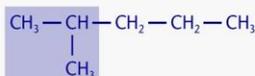
Terciobutil, terc-butil ou t-butil



Isobutano

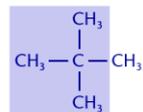
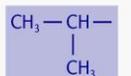


Isopentano

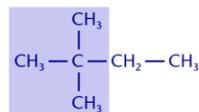


Iso-hexano

O nome do alcano indica o número total de carbonos no composto, mas perceba que o prefixo ISO está sempre caracterizando a presença do grupo:

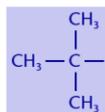


Neopentano



Neo-hexano

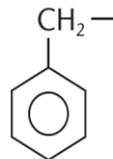
O nome do alcano indica o número total de carbonos no composto, e o prefixo NEO indica a presença do grupo:



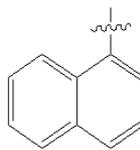
Radicais Arilas – Ar.



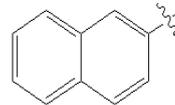
Fenil



Benzil



Alfa-naftil

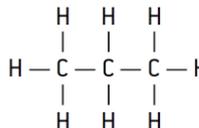
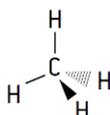


Beta-naftil

Alcanos - são os hidrocarbonetos formados por cadeias alifáticas saturadas e também são conhecidos por parafinas. Nesses compostos, há somente ligações simples entre os carbonos.

Eles obedecem à fórmula geral: **C_nH_{2n} + 2**

Nomenclatura: **Prefixo + infixo + sufixo**



1. Numerar a cadeia principal, de uma extremidade a outra, dando os menores números possíveis aos radicais (se houver).

2. Se houver, os nomes dos radicais são precedidos pelos números indicativos da posição desses radicais na cadeia principal.

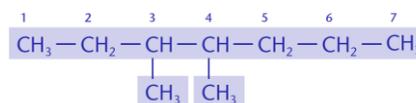
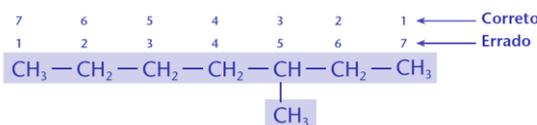
3. No caso de haver dois, três, quatro etc. radicais iguais ligados à cadeia principal, usam-se os prefixos di, tri, tetra etc, antes dos nomes dos respectivos radicais.

4. Os nomes dos radicais devem ser mencionados em ordem alfabética. Não são levados em consideração os prefixos di, tri, iso, sec, terc etc.

Definir a cadeia principal.

Numerar a cadeia.

Identificar e nomear as ramificações.

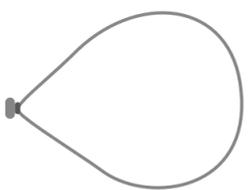


Errado: 3-metil-4-metil-heptano Correto: 3,4-dimetil-heptano

$H_2C = C - H$ <i>etenil(a)</i>	$H_3C - C \equiv C -$ <i>propinil(a)</i>
$H_3C - C = C - H$ <i>propenil(a)</i>	 <i>fenil(a)</i>
$H_3C - C = CH_2$ <i>isopropenil(a)</i>	 <i>α-naftil(a)</i>
$HC \equiv C -$ <i>etinil(a)</i>	 <i>β-naftil(a)</i>

elétrica, a se afastar ao máximo, assumindo a máxima distância angular.

Para a determinação da geometria molecular, pela teoria de Gillespie, podemos considerar **uma nuvem eletrônica**:

uma ligação covalente normal simples (—);	 <p>1 nuvem eletrônica</p>
uma ligação covalente normal dupla (=);	
uma ligação covalente normal tripla (≡);	
uma ligação covalente dativa ou coordenada (→);	
um par de elétrons livres (:).	

Disposição de menor energia para balões



Geometria Molecular

Para determinarmos a geometria de uma molécula, devemos seguir uma sequência de passos:

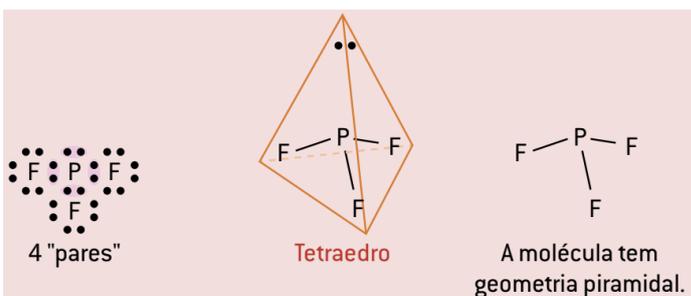
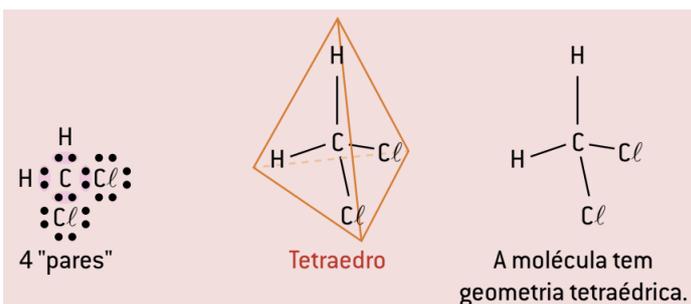
1. Escreva a fórmula eletrônica ou de Lewis e conte os pares eletrônicos que rodeiam o átomo central.
2. Coloque cada par eletrônico o mais distante possível do outro, assim, obterá uma figura geométrica.
3. Se não existirem pares eletrônicos livres, a geometria molecular será determinada no 2º passo. Caso existam ao redor do átomo central, pares eletrônicos livres, como estes repelem mais que os pares eletrônicos ligantes, haverá uma diminuição no ângulo de ligação, e o 3º passo não será igual ao 2º passo.

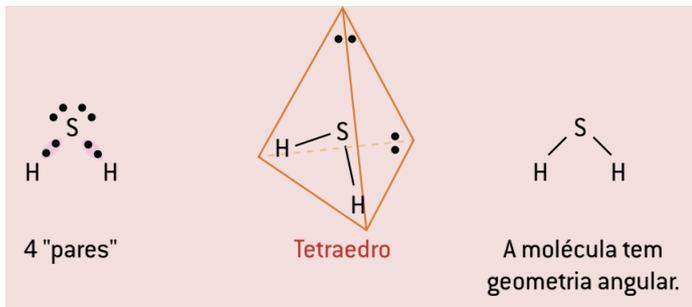
Número de pares eletrônicos ao redor do átomo central	Nome e fórmula (Exemplos)	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural	Modelo (geometria molecular)
Toda molécula formada por 2 átomos é linear	Flúor (F ₂)		F — F	Linear
2 pares eletrônicos (α = 180°)	Gás carbônico (CO ₂)			Linear

3 pares eletrônicos (α = 120°)	Trióxido de enxofre (SO ₃)			Trigonal plana
3 pares eletrônicos onde 1 é livre (α = 120°)	Dióxido de enxofre (SO ₂)			Angular
4 pares eletrônicos (α = 109°28')	Metano (CH ₄)			Tetraédrica
4 pares eletrônicos onde 1 é livre (α = 107°)	Amônia (NH ₃)			Piramidal
4 pares eletrônicos onde 2 são livres (α = 104°34')	Água (H ₂ O)			Angular

Determine a geometria molecular de:

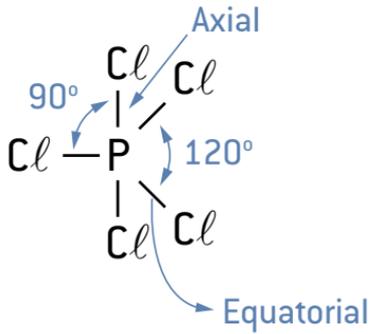
- CH₂Cl₂
- PF₃
- H₂S



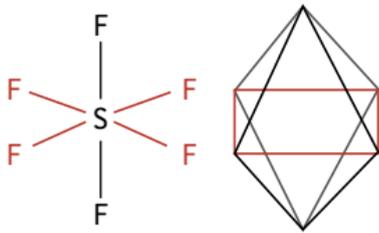


Geometria de moléculas com níveis de valência expandidos

O arranjo mais estável para cinco domínios de elétrons é a **bipirâmide trigonal** (duas pirâmides triangulares compartilhando a base).



No caso de seis domínios, o arranjo mais estável para os elétrons é o **octaedro**, isto é, um poliedro com seis vértices e oito faces, cada uma das quais é um triângulo equilátero. O ângulo de ligação previsto é de 90°. Segue o exemplo do hexafluoreto de enxofre.



Eletronegatividade e polaridade das ligações

H																	He
2,1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,6											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	4,0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sb	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,1	



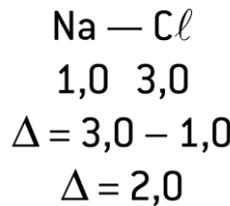
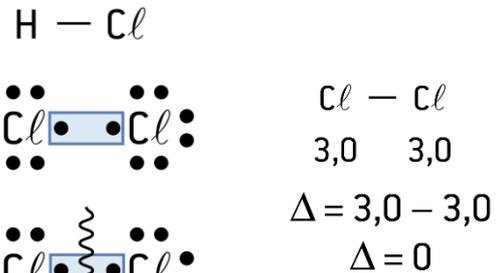
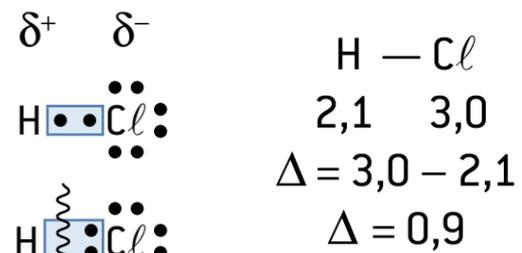
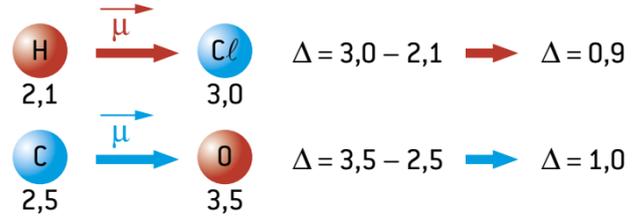
F > O > N = Cl > Br > I = S = C > P = H

← Sentido crescente de eletronegatividade

Diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes	Tipos de ligações estabelecidas
$\Delta \cong 0$	Covalente não polar
$\Delta < 1,7$	Covalente polar
$\Delta \cong 1,7$	Iônica, eletrovalente ou heteropolar

Veja a demonstração do cálculo:

Ligação polar



Ligação apolar



Polaridade das Moléculas

A diferença de eletronegatividade entre átomos ligados e a geometria da molécula são características que definem se uma molécula é polar ou apolar.

Moléculas apolares: $\mu = 0$

Moléculas Polares: $\mu \neq 0$

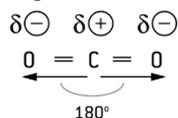
Moléculas apolares: $\mu = 0$

Em geral, uma molécula será apolar quando apresentar ligações covalentes não polares ou ligações covalentes polares com vetor polaridade μ resultante da geometria molecular igual a zero.

Exemplo 1



Exemplo 2



Geometria linear
Ligações covalentes polares
 $\vec{\mu} = 0 \rightarrow$ molécula apolar

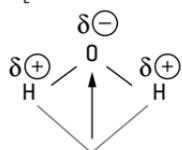
Exemplo 3



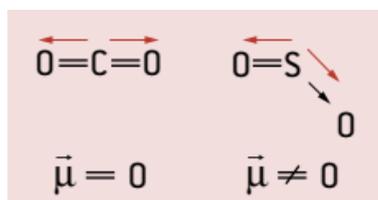
Moléculas Polares: $\mu \neq 0$

Uma molécula será polar quando apresentar ligações covalentes polares e o vetor polaridade, resultante da geometria molecular, for diferente de zero.

Exemplo



Geometria angular
Ligações covalentes polares
 $\vec{\mu} \neq 0 \rightarrow$ molécula polar



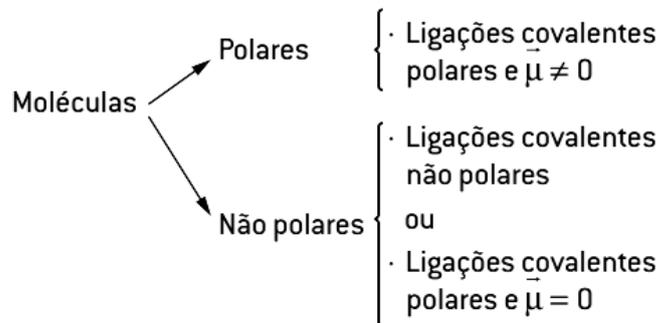
Determinando polaridade: A regra consiste na equação:

número de pares eletrônicos ao redor do átomo central - número de átomos ligantes iguais

Se o resultado for igual a zero, a molécula será não polar ou apolar e simétrica.

Se o resultado for diferente de zero, a molécula será polar e assimétrica.

Ex:



Química Orgânica Hidrocarbonetos II

Hidrocarbonetos II

- ALCENOS

- ALCADIENOS

- ALCINOS

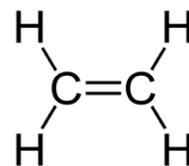
ALCENOS

Definição e fórmula geral

Alcenos (também chamados alquenos, olefinas ou hidrocarbonetos etilênicos) são hidrocarbonetos acíclicos contendo uma única ligação dupla em sua cadeia carbônica (dois átomos de carbono com hibridização sp²) e uma ligação π)

Generalizando, temos: **C_nH_{2n}**

Conforme *n* seja igual a 2,3,4, 5...

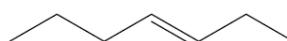
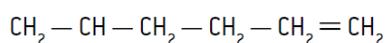
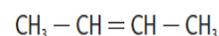
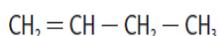


Nomenclatura dos alcenos ramificados:

1. A cadeia principal é a mais longa que contém a ligação dupla.

2. A numeração da cadeia principal é sempre feita a partir da extremidade mais próxima da ligação dupla, independentemente das ramificações presentes na cadeia. No nome do alceno, a posição da dupla é dada pelo número do primeiro carbono da dupla. Esse número é escrito antes da terminação ENO.

Prefixo + infixo = en+ sufixo

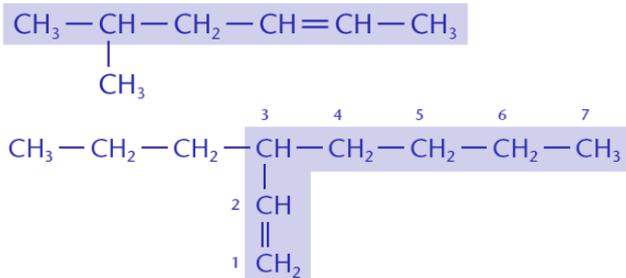


Nomenclatura dos alcenos ramificados:

1. A cadeia principal é a mais longa que contém a ligação dupla.

2. A numeração da cadeia principal é sempre feita a partir da extremidade mais próxima da ligação dupla,

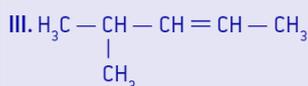
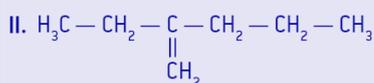
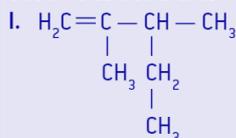
independentemente das ramificações presentes na cadeia. No nome do alceno, a posição da dupla é dada pelo número do primeiro carbono da dupla. Esse número é escrito antes da terminação ENO.



Escreva a fórmula do **5-etil-6,7,7-trimetil-oct-3-eno**

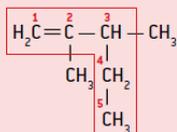
01. UFSC

Observe as estruturas:

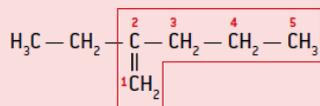


Os compostos I, II e III são, respectivamente:

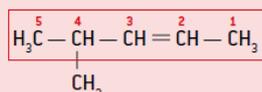
Resolução



Cadeia principal: pent-1-eno (destacada em vermelho)
 Ramificações: dois grupos "metil" (carbonos 2 e 3)
 Portanto: 2,3-dimetil-pent-1-eno (I)



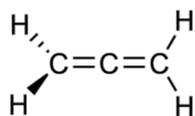
Cadeia principal: pent-1-eno (destacada em vermelho)
 Ramificação: um grupo "etil" (carbono 2)
 Portanto: 2-etil-pent-1-eno (II)



Cadeia principal: pent-2-eno (destacada em vermelho)
 Ramificação: um grupo "metil" (carbono 4)
 Portanto: 4-metil-pent-2-eno (III)

ALCADIENOS (DIENOS)

Alcadienos (ou simplesmente dienos) são hidrocarbonetos acíclicos contendo duas ligações duplas em sua cadeia carbônica.

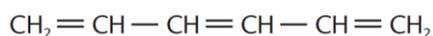
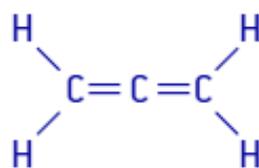
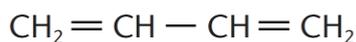


Fórmula estrutural	Fórmula molecular
$\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$	C_3H_4
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	C_4H_6
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$	C_5H_8

Nomenclatura dos alcadienos:

Segundo a IUPAC, a terminação dos nomes dos alcadienos é dieno (onde **di** lembra duas e **eno** lembra a dupla ligação). A cadeia principal deve ser a mais longa e passar, obrigatoriamente, pelas duas ligações duplas.

A numeração da cadeia principal deve ser feita de modo que os **números indicativos das posições das ligações duplas** e das ramificações sejam os **menores possíveis**.



ALCINOS OU ALQUINOS

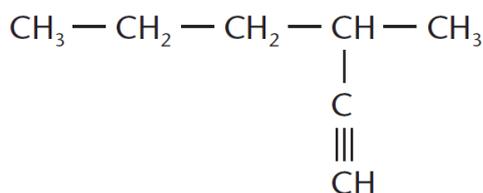
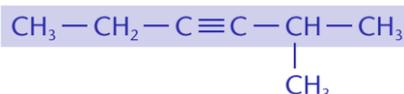
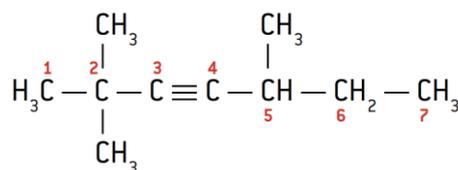
Os alcinos são hidrocarbonetos insaturados formados por cadeias alifáticas que contêm uma **ligação tripla (dois átomos de carbono com hibridação sp e duas ligações π)** entre os carbonos, o que os torna muito mais reativos que os alcanos e os alcenos. Obedecem à fórmula geral: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

Exemplos: C_2H_2 , C_3H_4 , C_4H_6

infixo agora será **-in-**.



PREFIXO + (numeração) + IN + O



4,4-dimetil-hex-2-ino

5-etil-2-metil-hept-3-ino

Química Geral - Forças Intermoleculares

Forças Intermoleculares

O estado físico de uma substância deve-se às forças de atração intermoleculares, isto é, às forças existentes entre suas moléculas, pois são as forças de atração que mantêm unidas as moléculas de uma substância.

Essas interações ou forças são relativamente fracas quando comparadas às interações de atração entre íons nos cristais iônicos.

As substâncias moleculares podem ser sólidas, líquidas ou gasosas à temperatura ambiente (25 °C) e à pressão de uma atmosfera.



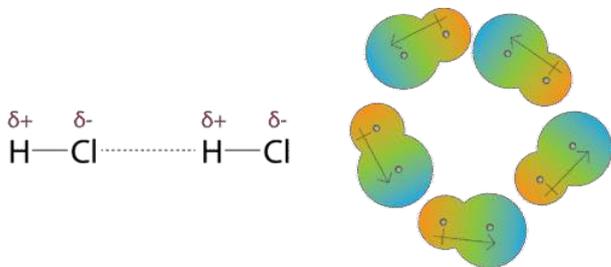
Comparação das partículas nos três estados físicos.

Essas forças são chamadas forças de **Van der Waals**

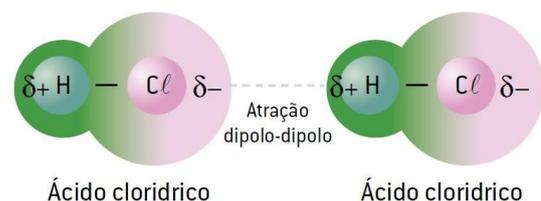
três tipos:

- Dipolo, permanente-dipolo ou dipolo-dipolo.
- Ligações de hidrogênio.
- Dipolo induzido ou forças de dispersão de London.

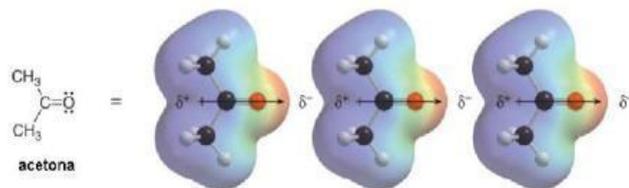
Forças dipolo-dipolo ou dipolo permanente-dipolo ou, ainda, interação dipolar: são as forças de natureza elétrica, de intensidade média, que mantêm unidas as **moléculas polares**. Ocorrem quando o **polo positivo** de uma molécula atrai o **polo negativo** da molécula vizinha, e assim sucessivamente.



Forças de dipolo-dipolo



Forças dipolo-dipolo ou dipolo permanente-dipolo permanente ou, ainda, interação dipolar: são as forças de natureza elétrica, de intensidade média, que mantêm unidas as **moléculas polares**. Ocorrem quando o **polo positivo** de uma molécula atrai o **polo negativo** da molécula vizinha, e assim sucessivamente.



Molécula

H₂S

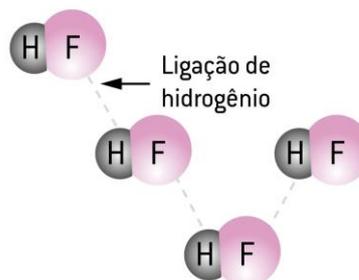
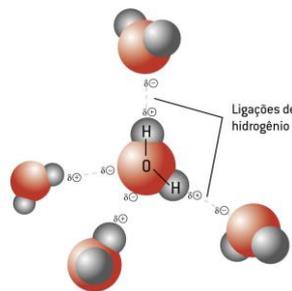
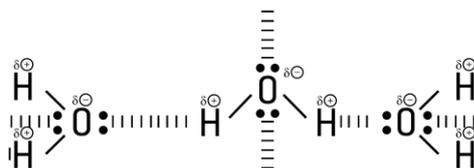
CH₃OCH₃

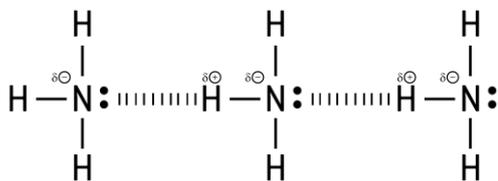
CH₃F

Ligações de hidrogênio, um caso particular de força elétrica, de intensidade alta, tipo dipolo-dipolo. Quando em uma molécula existir átomo de **hidrogênio** ligado a um átomo pequeno e muito eletronegativo (**F, O, N**), a ligação ficará muito polarizada; assim, no átomo de hidrogênio será formado um forte polo positivo δ^+ , que o levará a interagir com o par de elétrons da molécula vizinha, formando uma interação relativamente forte.

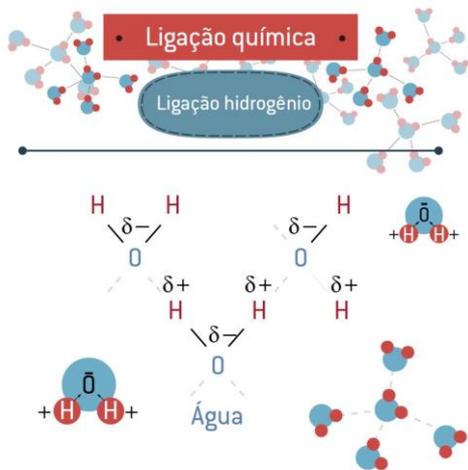
Ligações de hidrogênio são interações muito mais fortes do que as forças dipolo-dipolo.

H ligado ao (F, O, N)

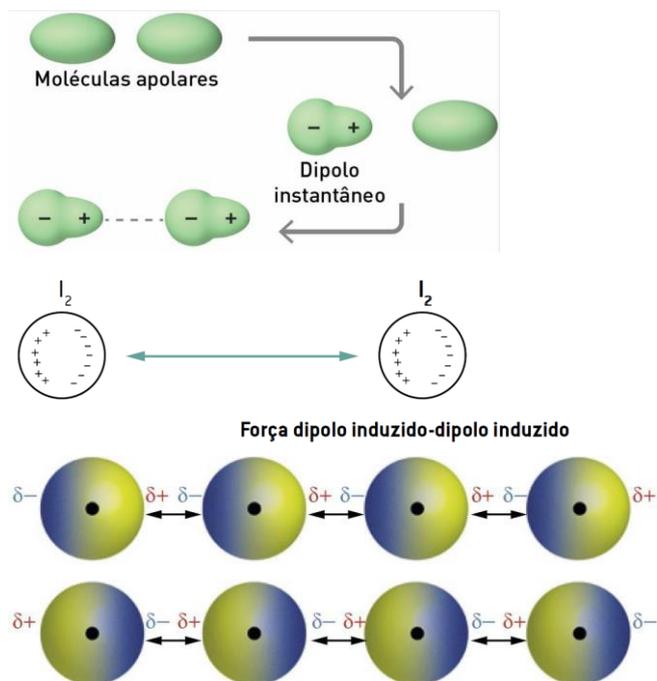




Tensão superficial de um líquido é uma força que age paralelamente à superfície do líquido, atuando para impedir que haja aumento do seu volume.



Forças dipolo-induzido ou forças de dispersão de London: são forças que mantêm unidas as moléculas não polares e os gases nobres liquefeitos. As moléculas apolares possuem uma nuvem de elétrons em movimentação contínua. Em um dado instante, essa nuvem de elétrons se desloca para um dos lados da molécula (ficando esse lado mais negativo); assim, o lado oposto ficará menos negativo, ou seja, mais positivo. Nesse instante, aparecem dois polos na molécula. Essa molécula, assim polarizada, irá induzir a polarização da molécula vizinha por repulsão elétrica. Estando polarizadas, haverá atração entre os polos contrários das duas moléculas e assim sucessivamente.



Podemos concluir que a intensidade das forças intermoleculares aumenta no sentido:

Dipolo-induzido < dipolo-dipolo < ligações de hidrogênio.

Que tipos de forças intermoleculares mantêm unidas as moléculas seguintes?

- $O_{2(l)}$
- $HI_{(l)}$
- $HF_{(l)}$
- $H_2S_{(l)}$
- $CO_{2(s)}$
- $H_2O_{(s)}$
- $CCl_{4(l)}$
- $I_{2(s)}$
- $NH_{3(l)}$

Temperaturas de fusão e de ebulição das substâncias

Quando uma substância molecular funde ou entra em ebulição, as forças intermoleculares são quebradas, e não as ligações químicas.

A temperatura de ebulição de uma substância molecular depende, principalmente, de dois fatores: **a massa molecular e a intensidade das forças intermoleculares** que mantêm as moléculas unidas.

As substâncias da tabela apresentam suas moléculas unidas por forças de dispersão de London.

Substância	Massa molar (g/mol)	TE (°C)
F_2	38	-187
Cl_2	71	-35
Br_2	160	59
I_2	254	184

Temperaturas de ebulição de substâncias com massas moleculares próximas e Forças intermoleculares distintas

Substância	Massa Molar (g/mol)	TE (°C)	Forças intermoleculares
Água (H_2O)	18	100	Ligação de hidrogênio
Metano (CH_4)	16	161	Forças de dispersão de London

Ao compararmos ainda as temperaturas de ebulição dos hidretos formados pelos calcogênio (H_2O , H_2S , H_2Se e H_2Te), teremos:

Substância	Massa Molar (g/mol)	TE (°C)	Forças intermoleculares
H_2O	18	100	Ligação de hidrogênio
H_2S	34	-61	Dipolo-dipolo
H_2Se	81	-42	Dipolo-dipolo
H_2Te	130	-2	Dipolo-dipolo

Nome	butano	acetona	álcool isopropílico
Fórmula molecular	C ₄ H ₁₀	C ₃ H ₆ O	C ₃ H ₈ O
Massa molecular (g/mol)	58	58	60
Estrutura bidimensional	$\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} \text{H} & \text{OH} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$
Estrutura tridimensional			
Temperatura de ebulição (°C)	-0,6	56	82
Tipo de interação	Dispersão	Dipolo - Dipolo	Ligação de hidrogênio

ligação metálica > ligação iônica > ligações de hidrogênio > dipolo-dipolo > dipolo induzido- dipolo induzido

Tipos de ligação	Metálica	Iônica	Covalente polar	Covalente não polar
Unidades constituintes	Átomos e cátions	Íons [cátions e ânions]	Moléculas	Moléculas
Atração entre as unidades constituintes	Elétrons livres	Atração eletrostática	Dipolo-dipolo ou ligações de hidrogênio	Dipolo-induzido-dipolo-induzido ou forças de London
Estado físico (a 25 °C)	Sólido [exceto Hg]	Sólido	Gasoso, líquido ou sólido	Gasoso, líquido ou sólido
TF e TE	Muito altos	Altos	Baixos	Muito baixos
d	Muito altas	Altas	Baixas	Muito baixas

Condutividade

Substâncias metálicas (metal puro ou ligas metálicas)

– conduzem corrente elétrica nos estados sólido e líquido, por possuírem elétrons livres em sua estrutura. Exemplos: ferro, ouro e mercúrio

Substâncias iônicas

– conduzem corrente elétrica quando fundidas ou dissolvidas em solventes polares, pois só assim haverá íons livres. Não conduzem a corrente elétrica no estado sólido, porque, nesse estado, os íons estão imobilizados nas grades cristalinas. Exemplos: sal de cozinha (NaCl) e soda cáustica.

Substâncias moleculares polares

– não conduzem corrente elétrica quando puras. Algumas substâncias moleculares polares conduzem a corrente elétrica quando dissolvidas em água ou em outros solventes polares; nessas condições, ocorre a ionização dessas espécies químicas.

Substâncias moleculares não polares

– não conduzem corrente elétrica, pois não apresentam elétrons livres e íons livres.

Solubilidade das substâncias- “Semelhante dissolve semelhante.”



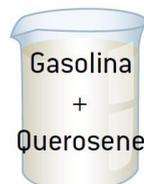
A água, substância polar, dissolve o sal, composto iônico.



Água: molécula polar

Água: a molécula apresenta –OH, que é polar.

Água + Álcool, mistura homogênea



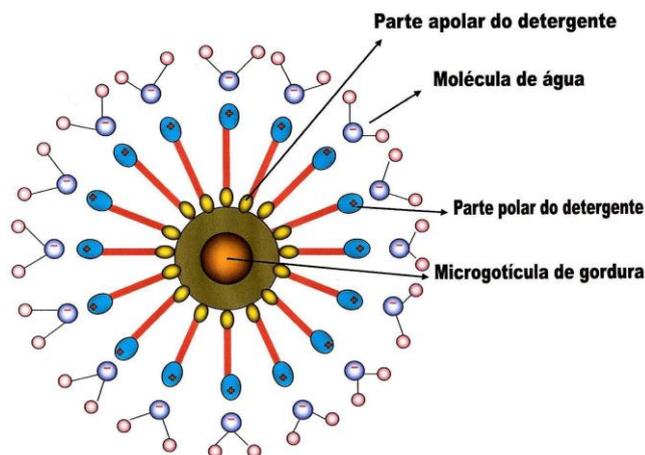
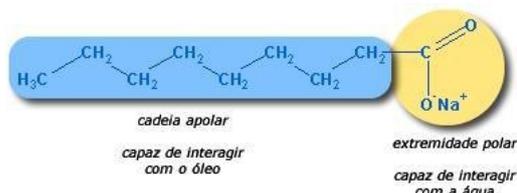
Gasolina (polar) + querosene (polar)

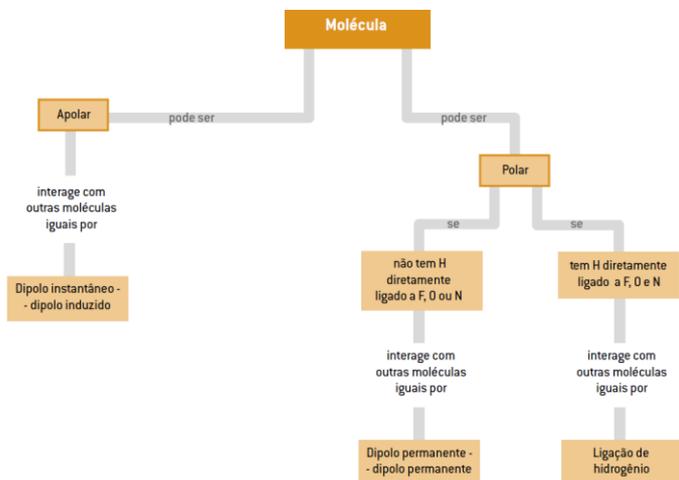


Álcool: a molécula apresenta uma parte polar e outra não polar.

Gasolina: compostos não polares

Álcool + gasolina: mistura homogênea





Química Orgânica - Hidrocarbonetos III – Ciclanos e aromáticos

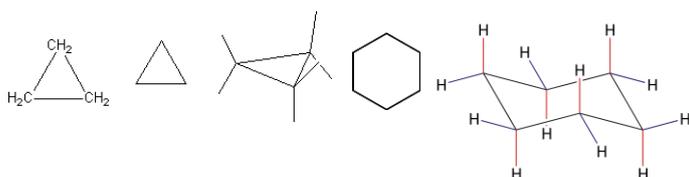
CICLANOS

Definição e fórmula geral

Ciclanos ou cicloalcanos são hidrocarbonetos cíclicos contendo apenas ligações simples (isto é, hidrocarbonetos cíclicos e saturados).

Segue a regra da fórmula geral C_nH_{2n}

Fórmula estrutural	Fórmula simplificada	Fórmula molecular
		C_3H_6
		C_4H_8
		C_5H_{10}



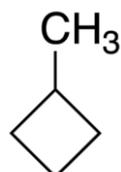
Nomenclatura de ciclanos

A regra de nomenclatura IUPAC para um ciclano (de cadeia normal) é:

Ciclo+ prefixo + an+ o

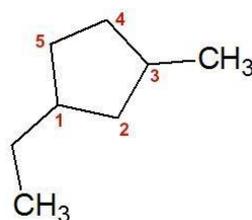
Nomenclatura de ciclanos ramificados

Ciclo+ prefixo + an+ o

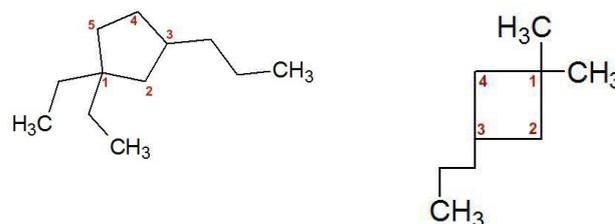


dois radicais diferentes em carbonos diferentes

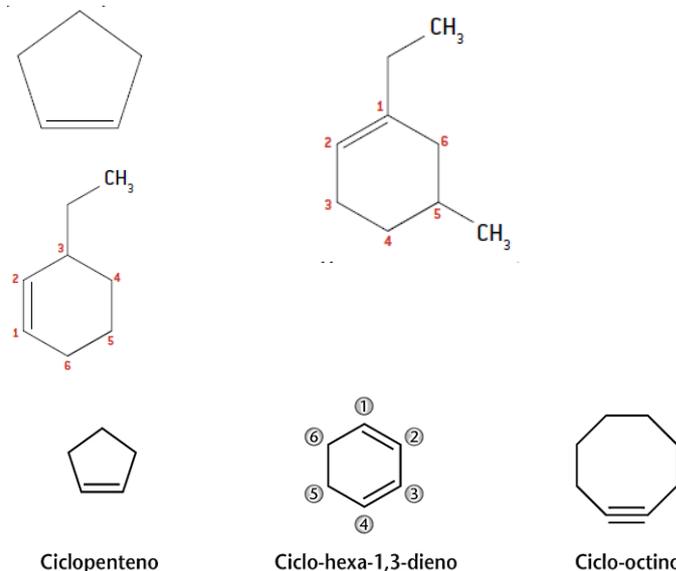
é necessário numerar a cadeia (ciclo) **obedecendo à ordem alfabética** e seguir a numeração de forma a dar o **menor número possível** ao carbono do outro radical.



Radicais iguais no mesmo carbono – segue ordem de menor numeração.

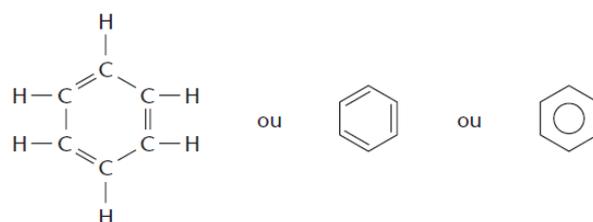


ciclenos



HIDROCARBONETOS AROMÁTICOS

Definição: Hidrocarbonetos aromáticos são os que possuem um ou mais anéis benzênicos (ou aromáticos) em sua molécula.



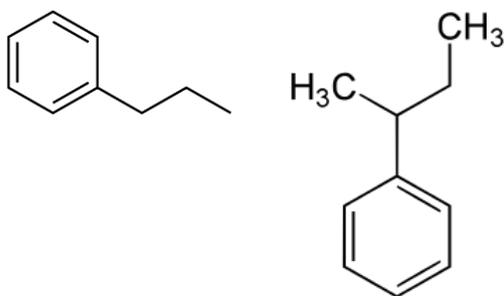
Existente no bálsamo-de-tolu, extraído de uma árvore originária da



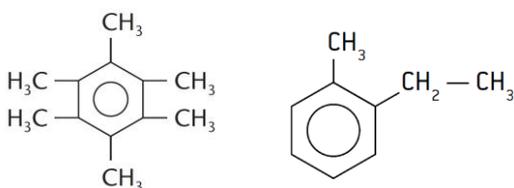
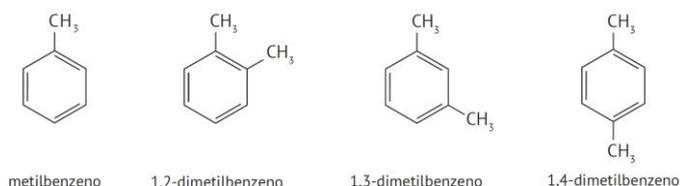
Vendido na forma de bolinhas de naftalina e usado como repelente de insetos.



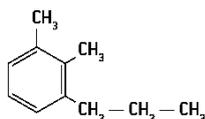
Existente nos óleos destilados do carvão mineral.



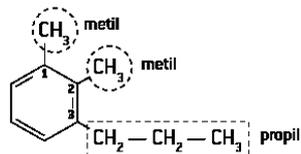
Quando existe mais de um substituinte, suas posições devem ser numeradas, obedecendo à regra dos menores números e ordem alfabética.



Considere o seguinte composto:



Resolução



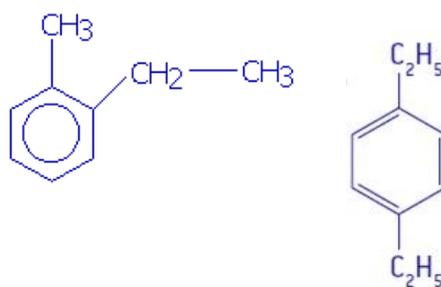
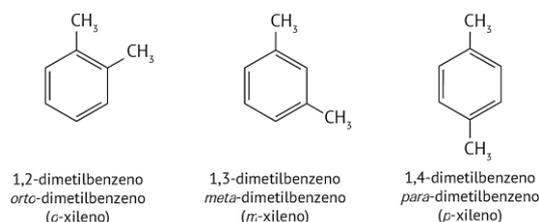
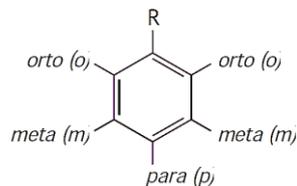
1,2-dimetil-3-propilbenzeno

Existe ainda outra maneira de nomear os compostos aromáticos com dois grupos substituintes. Observe a seguir:

Posição 1-2: orto

Posição 1-3: meta

Posição 1-4: para



Química Geral - Número de Oxidação

Número de Oxidação

A carga de cada espécie química é denominada **número de oxidação (Nox)**, que é o número que designa a carga real (em uma ligação iônica) ou a carga aparente (em uma ligação covalente) de um elemento, na forma de um íon ou de um átomo ligante.

Observação: Não confundir Nox com valência. Nox é a indicação do estado elétrico de um átomo e valência refere-se ao número de ligações que o átomo forma.

Conceitos para fixar:

Oxidação perda de elétrons e aumento de Nox.

Redução ganho de elétrons e diminuição do Nox.

Agente redutor sofre oxidação.

Agente oxidante sofre redução.

Regra: o número de elétrons cedidos é igual ao número de elétrons recebidos

Nox fixo:

Nox variável:

Nox

Grupos	Nox máximo	Nox mínimo
I A ou 1	+1	-
II A ou 2	+2	-
III A ou 13	+3	-
IV A ou 14	+4	-4
V A ou 15	+5	-2
VI A ou 16	+6	-2
VII A ou 17	+7	-1

Número de Oxidação

Tabela periódica	Cátions NOX Fixo	Nome
Família 1A	Li ⁺	Lítio
	Na ⁺	Sódio
	K ⁺	Potássio
Família 2A	Ca ⁺²	Cálcio
	Sr ⁺²	Estrôncio
	Ba ⁺²	Bário
Família 3A	Al ⁺³	Alumínio
Metais de Transição	Zn ⁺²	Zinco
	Ag ⁺	Prata
	Cd ⁺²	Cádmio

NOX Fixos:	NOX Variáveis:
Ag ⁺ (Prata), Zn ⁺² (Zinco)	Cu ⁺ , Cu ⁺² , Fe ⁺² , Fe ⁺³ , Ni ⁺² , Ni ⁺³ , Cr ⁺² , Cr ⁺³

Famílias	5A	6A	7A.
Elementos	N, P	O, S, Se, Te, Po	F, Cl, Br, I
Possíveis Nox	+5, +3, +1, -1, -3	+6, +4, +2, 0, -2	+7, +5, +3, +1, -1
Exemplos	HNO ₃ , N ₂ O ₅ , H ₃ PO ₃	HNO ₂ , H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃ , SO ₂ , H ₂ S, NaClO ₄ , HClO ₃ , HClO ₂ , HCl

Substâncias simples – Qualquer caso → zero.

H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂, P₄, S₈, Cu, Al, Au etc.

Íon – Caso qualquer → Carga do íon.

Na⁺ ⇒ Nox = +1;

Al³⁺ ⇒ Nox = +3;

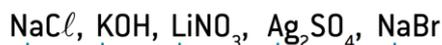
F⁻ ⇒ Nox = -1

Ca²⁺ ⇒ Nox = +2;

S²⁻ ⇒ Nox = -2;

N³⁻ ⇒ Nox = -3

Metais alcalinos (IA) e Prata (Ag) – Em todos os compostos → +1.



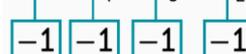
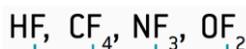
Metais alcalinoterroso (IIA) e zinco (Zn) – Em todos os compostos → +2.



Alumínio – Em todos os compostos → +3.



Flúor – Em todos os compostos → -1.



Halogênios (VIIA) – Extremidade direita na fórmula molecular → -1.

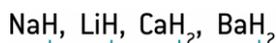
CrCl₃ (Cl, Nox = -1);

MoBr₄ (Br, Nox = -1)

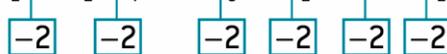
Hidrogênio – Ligado a ametais → +1.



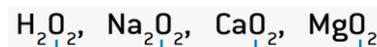
Hidrogênio – Ligado a IA e IIA (Hidretos metálicos) → -1



Oxigênio - Na maioria de seus compostos → -2.



Oxigênio - Peróxidos → -1.



Oxigênio - Superóxidos → -1/2.



Oxigênio – Com flúor → +2

OF₂

Um composto – Qualquer → A soma algébrica dos Nox de todos os elementos participantes de um composto é igual a zero.

Um íon - Qualquer → A soma algébrica dos Nox de todos os elementos de um íon é igual à carga do íon.

Cálculos dos Nox

Para **compostos neutros**, a soma dos Nox é igual a zero.
ΣNox = zero

Ex:

Para **radicais (cátions e ânions)**, a soma do Nox é igual à carga elétrica do radical.

ΣNox = carga elétrica do radical Ex:

Química Orgânica - Funções oxigenadas I – álcool, enol, fenol

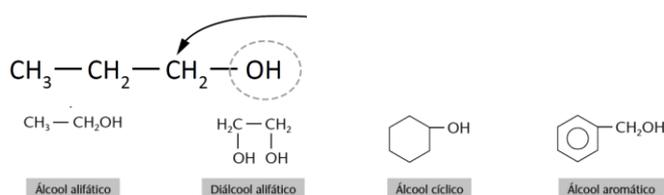
Funções	Radicais funcionais	Exemplos	Fórmulas gerais
Álcool	-OH (ligado a carbono saturado)	CH ₃ -CH ₂ -OH	R-OH
Fenol	-OH (ligado a carbono aromático)		Ar-OH
Éter	-O-	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₃	R-O-R'
Compostos carbonílicos	Aldeído		R-C(=O)H
	Cetona		R-C(=O)-R'
Ácido		CH ₃ -CH ₂ -C(=O)OH	R-C(=O)OH ou R-COOH
Derivados dos ácidos	Éster		R-C(=O)O-R'
	Anidrido		R-C(=O)O-C(=O)-R'
	Cloreto de ácido (é função oxi-halogenada)		CH ₃ -CH ₂ -C(=O)Cl

Funções Oxigenadas

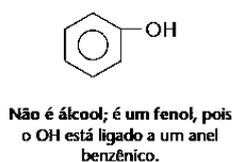
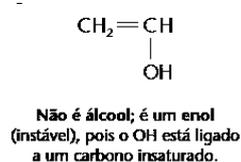
- Álcool
- Enol
- Fenol
- Éter

• Álcoois

Os álcoois são identificados pela existência de, pelo menos, um - OH (grupo oxidrila ou **hidroxila**) ligado diretamente a um carbono saturado.



Nem todos que tem OH são álcoois



Álcoois

Nomenclatura IUPAC Para os álcoois, utiliza-se o sufixo **ol**.

A cadeia principal deve ser a mais longa possível e deve conter o grupo —OH. A numeração deve ser feita pela extremidade mais próxima do grupo —OH.



Exemplos

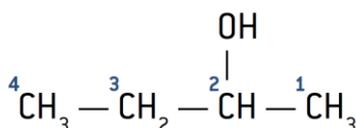
CH₃ — OH: metanol ou álcool da madeira; é usado como combustível.

CH₃ — CH₂ — OH: etanol; é utilizado como combustível e também em bebidas.

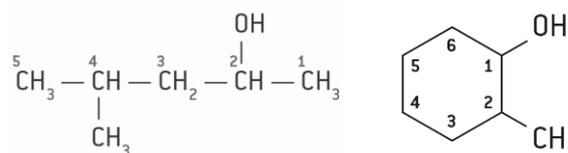
CH₃ — CH₂ — CH₂ — OH: propan-1-ol; é usado na indústria farmacêutica.

IMPORTANTE

1. Para álcoois de cadeias carbônicas com três ou mais carbonos, deve-se indicar a posição do grupo funcional, numerando a cadeia carbônica pela extremidade mais próxima do grupo —OH.

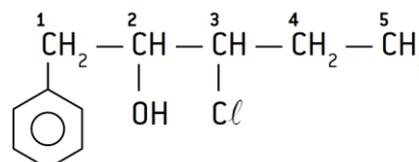


2. Quando os álcoois têm cadeias ramificadas, deve-se escolher como cadeia principal a mais longa que contenha o grupo hidroxila.

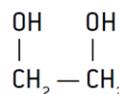


3. No caso de moléculas mais complexas, pode-se considerar o grupo funcional - OH como uma ramificação da cadeia; nesse caso, ele assume a nomenclatura **hidróxi**.

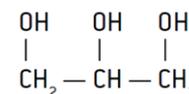
(usual) (oficial)



4. Quando for encontrado mais de um grupo - OH na cadeia, a terminação deve ser precedida pelos prefixos di, tri etc.



Etan-1,2-diol (etileno-glicol)



Propan-1,2,3-triol (glicerina)

Nomenclatura usual

A nomenclatura inicia-se com a palavra álcool seguida do nome do radical ligado à hidroxila com a terminação **ico**.

CH₃ — OH: álcool metílico

CH₃ — CH₂ — OH: álcool etílico

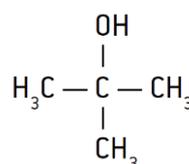
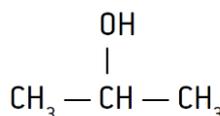
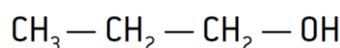
CH₃ — CH₂ — CH₂ — OH: álcool n-propílico

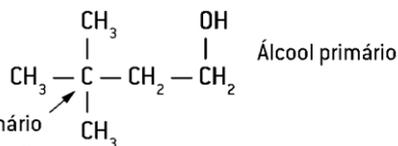
CLASSIFICAÇÃO - Quanto à posição do grupo —OH

primário: apresenta o grupo hidroxila (—OH) ligado ao carbono primário.

secundário: apresenta o grupo hidroxila ligado ao carbono secundário.

terciário: apresenta o grupo hidroxila ligado ao carbono terciário.



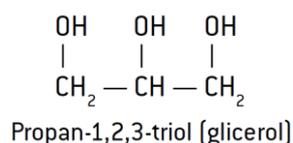
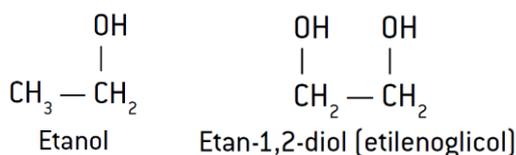


CLASSIFICAÇÃO - Quanto ao número de grupos hidroxila

Monoálcool: possui apenas uma hidroxila

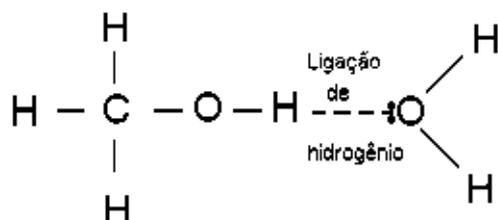
Diálcool: apresenta duas hidroxilas (-OH) em sua estrutura.

Triálcool: possui três hidroxilas (-OH) em sua estrutura



Propriedades

- Ligação de H (Maior ponto de ebulição e maior solubilidade em água.



- Quanto maior a cadeia carbônica, maior será a característica não polar da estrutura, menos solúvel em água.

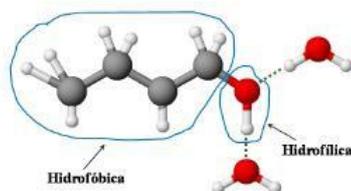
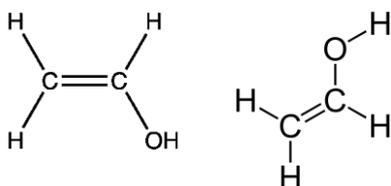


Figura 8. Ligação de hidrogênio entre butanol e água

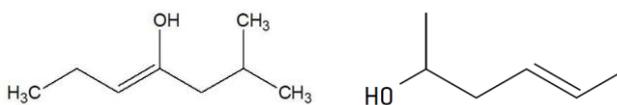
Enol

São compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional hidroxila (-OH) ligado diretamente a carbono que apresenta dupla-ligação (insaturado).



Nomenclatura idêntica à de um álcool insaturado.

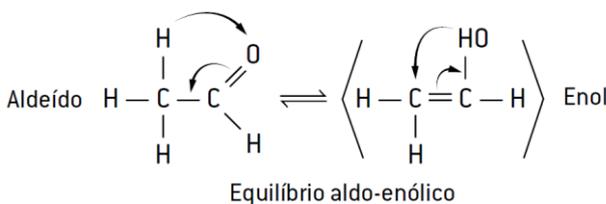
Prefixo + (numeração) + intermediário + ol



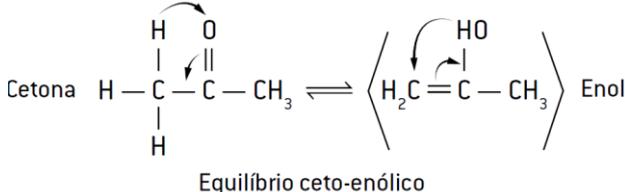
Propriedades

- Muito instáveis.
- Tautomerizam
- Equilíbrio dinâmico
- Com aldeídos (para carbonos primários)
- Com cetonas (para carbonos secundários).

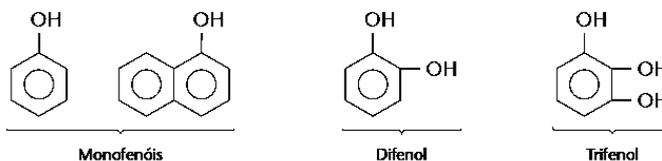
Aldeído e enol



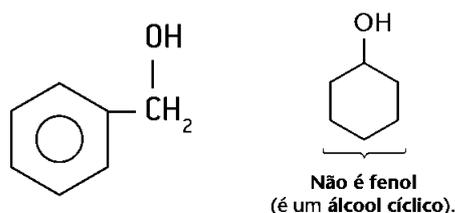
Cetona e enol



Fenol são como os derivados hidroxilados do benzeno são designados, genericamente. São compostos orgânicos com uma ou mais hidroxilas (OH) ligadas diretamente ao anel aromático.



ATENÇÃO - NÃO SÃO FENÓIS.



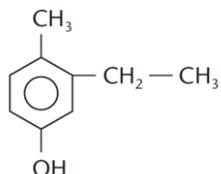
NOMENCLATURA

- É utilizado o prefixo **hidróxi**, seguido da terminação **benzeno**.

-Caso existam ramificações no anel aromático, a **numeração inicia-se na hidroxila** e segue o sentido dos **menores números**. A IUPAC considera também a denominação **fenol** como oficial para o **hidróxi-benzeno** e seus derivados.



Hidróxi-benzeno (fenol) 2-metil-hidróxi-benzeno (2-metil-fenol)



Dê a fórmula estrutural dos fenóis a seguir.

- a. Orto-isopropilfenol b. Para-isopropilfenol

Química Geral - Funções Inorgânicas (Ácidos)

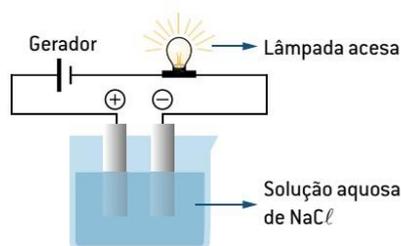
As quatro funções mais importantes da química inorgânica são:

- Ácidos;
- Bases;
- Sais;
- Óxidos.

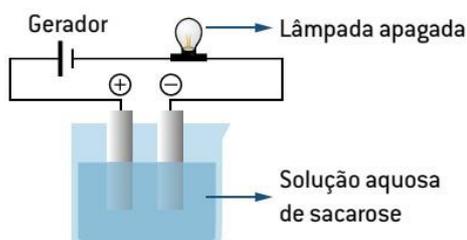
Eletrólitos

Por volta de 1887, Arrhenius verificou, por meio de experimentos, que algumas soluções aquosas conduziam correntes elétricas, e outras não.

Os eletrólitos podem ser **iônicos** (NaCl) ou **moleculares** (HCl).

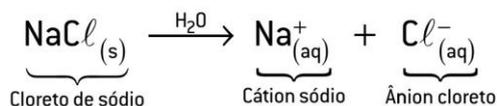


Os não eletrólitos são sempre **moleculares**.

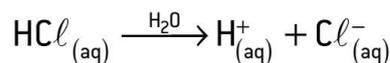
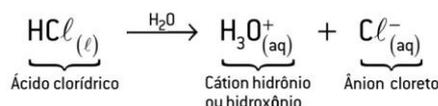


Dissociação e ionização

Dissociação iônica é um fenômeno físico, ou seja, não ocorre uma transformação química, tanto que, quando a água evapora, os íons Na^+ e Cl^- voltam a se reagrupar, formando o NaCl.



Para eletrólito **molecular** o fenômeno é chamado de **ionização**, que constitui uma reação química (um fenômeno químico).



Grau de ionização ou de dissociação iônica (α)

Assim, temos dois tipos de eletrólitos:

Eletrólitos fortes: existem somente (ou praticamente) como íons em solução. **Exemplos: NaCl, HCl**

Eletrólitos fracos: existem como uma mistura de íons e de moléculas não ionizadas em solução. **Exemplo: HCN**

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas (dissociadas)}}{\text{número total de moléculas dissolvidas}} \text{ ou } \frac{N_i}{N_d}$$

Observações

α varia entre 0 e 1 (0 e 100%).

α próximo de 0 \Rightarrow eletrólito fraco.

α próximo de 1 (ou 100%) \Rightarrow eletrólito forte.

Exemplos

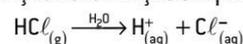
$\text{HCl} \Rightarrow \alpha = 0,92$ (92% \Rightarrow eletrólito forte)

$\text{HCN} \Rightarrow \alpha = 0,008$ (0,00008% \Rightarrow eletrólito fraco)

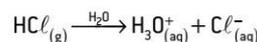
Definição

Segundo a teoria de Arrhenius, ácido é toda espécie que, em solução aquosa, ioniza-se, liberando como cátion **apenas** o íon H^+ H_3O^+ \rightarrow hidrônio ou hidroxônio.

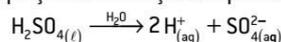
(Equação de ionização simplificada)



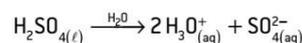
ou



(Equação de ionização simplificada)

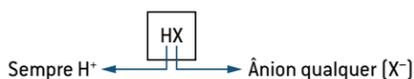


ou



Ácidos

Formulação:



Características

- Os ácidos são formados por estruturas moleculares
- Sofrem ionização em solução aquosa; Comportam-se como eletrólitos em solução aquosa
- Apresentam sabor azedo.
- Em presença dos indicadores ácido-base, papel de tornassol e fenolftaleína, os ácidos tornam o meio avermelhado e incolor, respectivamente.

Classificação e nomenclatura

Quanto à presença de oxigênio na molécula

- **Hidrácidos:** são os ácidos que **não** possuem oxigênio em sua estrutura.

Ácido + nome do ânion seguido da terminação **ídrico**.

Exemplos

HF: ácido fluorídrico
HCl: ácido clorídrico
HBr: ácido bromídrico
HI: ácido iodídrico
H₂S: ácido sulfídrico
H₂Se: ácido selenídrico
H₂Te: ácido telurídrico
HCN: ácido cianídrico

Oxiácidos: são os ácidos que possuem **oxigênio** em suas estruturas.

Com base nos nomes de sete ácidos principais, que serão usados como "ácidos-chave" ou "ácidos-padrão":

Ácido + nome do ânion seguido da terminação ico.

HNO₃ = ácido nítrico
H₂CO₃ = ácido carbônico
H₃BO₃ = ácido bórico
HClO₃ = ácido clórico
H₂SO₄ = ácido sulfúrico
H₃PO₄ = ácido fosfórico
H₄SiO₄ = ácido silícico

Grupos A

IV	V	VI	VII
C	N		
	P	S	Cl
	As	Se	Br
		Te	I

Elemento	Exemplo	Nome
Cl, Br, I	HClO ₃	Ácido clórico
S, Se, Te	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
P, As, Sb	H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico
Si, Ge	H ₄ SiO ₄	Ácido silícico
B	H ₃ BO ₃	Ácido bórico
C	H ₂ CO ₃	Ácido carbônico
N	HNO ₃	Ácido nítrico

Grupos A

IV	V	VI	VII
C	N		
	P	S	Cl
	As	Se	Br
		Te	I

Família 14/IVA (C)
 H₂CO₃ – ácido carbônico

Família 15/VA (N, P, As)
 HNO₃ – ácido nítrico
 HNO₂ – ácido nitroso
 H₃PO₄ – ácido fosfórico
 H₃PO₃ – ácido fosforoso
 H₃PO₂ – ácido hipofosforoso

Família 16/VIA (S, Se)
 H₂SO₄ – ácido sulfúrico
 H₂SO₃ – ácido sulfuroso

Família 17/VIIA (Cl, Br, I)
 HClO₄ – ácido perclórico
 HClO₃ – ácido clórico
 HClO₂ – ácido cloroso
 HClO – ácido hipocloroso
 Obs.: não existem ácidos oxigenados do flúor.

Ácido per — -ico
 Ácido-chave → Ácido — -ico (+1 átomo de oxigênio)
 (ácido-padrão) Ácido — -oso (-1 átomo de oxigênio)
 Ácido hipo — -oso (-1 átomo de oxigênio)

per...ico ← +º ...ico →º ...oso →º hipo...oso			
HClO ₄ Ácido perclórico	HClO ₃ Ácido clórico	HClO ₂ Ácido cloroso	HClO Ácido hipocloroso
	H ₂ SO ₄ Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₃ Ácido sulfuroso	
	H ₃ PO ₄ Ácido fosfórico	H ₃ PO ₃ Ácido fosforoso	H ₃ PO ₂ Ácido hipofosforoso

Ácido orto é o "ácido-chave" (ico), que dá origem a outro por desidratação máxima. O prefixo **orto** pode ser omitido.

Exemplo

H₃PO₄ = ácido fosfórico ou ácido ortofosfórico

Ácido meta é obtido por meio da retirada de uma molécula de água do ácido orto, portanto apresenta grau de hidratação mínimo.

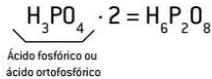
Exemplo

H₃PO₄ = ácido fosfórico ou ácido ortofosfórico

$$\begin{array}{r} \text{H}_3\text{PO}_4 \\ - \text{H}_2\text{O} \\ \hline \text{HPO}_3 \end{array}$$
 = ácido metafosfórico (anidro)

Ácido piro é obtido por meio da retirada de uma molécula de água de duas moléculas do ácido orto, portanto apresenta grau de hidratação intermediário.

Exemplo



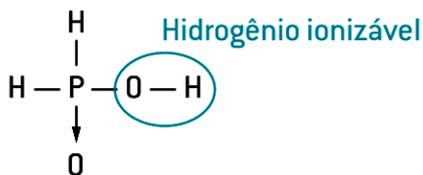
Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Nos **hidrácidos**, todos os hidrogênios dos ácidos são ionizáveis; já nos **oxiácidos**, os hidrogênios ionizáveis são aqueles ligados diretamente aos átomos de oxigênio.

Monoácidos: são ácidos que apresentam um hidrogênio ionizável.

Exemplos

HCl, HBr, HNO₃, H₂PO₃

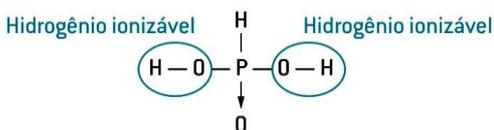


Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Diácidos: são ácidos que apresentam dois hidrogênios ionizáveis.

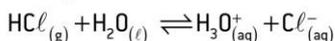
Exemplos

H₂S, H₂SO₄, H₃PO₃



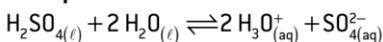
- **Monoácidos ou monopróticos:** produzem 1 mol de H⁺ ou 1 mol de H₃O⁺ na ionização de 1 mol de moléculas.

Exemplo



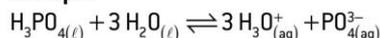
- **Diácidos ou dipróticos:** produzem 2 mols H⁺ ou 2 mols de H₃O⁺ na ionização de 1 mol de moléculas.

Exemplo



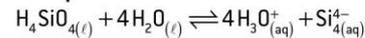
- **Triácidos ou tripróticos:** produzem 3 mols H⁺ ou 3 mols de H₃O⁺ na ionização de 1 mol de moléculas.

Exemplo



- **Tetrácidos ou tetrapróticos:** produzem 4 mols de H⁺ ou 4 mols de H₃O⁺ na ionização de 1 mol de moléculas.

Exemplo



Quanto ao número de elementos químicos

Binários: são ácidos que apresentam dois elementos químicos distintos.

Exemplos HCl, HBr, H₂S

Ternários: são ácidos que apresentam três elementos químicos distintos.

Exemplos HCN, H₂SO₄, HNO₃

Quaternários: são ácidos que apresentam quatro elementos químicos distintos.

Exemplos HCNO, HSCN

Quanto à volatilidade

“regra dos 7 átomos”.

Os **ácidos inorgânicos** que possuem 7 ou mais átomos considerados **fixos**,

que possuem menos que 7 átomos são definidos como **voláteis**. Os ácidos orgânicos mais voláteis são o metanoico (CH₃OOH), o etanoico (CH₃COOH) e o propanoico (CH₃CH₂COOH).

Fixos: possuem altos pontos de ebulição.

Exemplos: H₂SO₄, H₃PO₄, H₃BO₃

Voláteis: possuem baixas temperaturas de ebulição.

Exemplos: HCl, H₂S, HCN, HNO₃

Quanto à força do ácido

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

Sendo:

- $\alpha > 0,5$ (50%) \Rightarrow ácido forte (HClO₄, HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄)
- $0,05 < \alpha < 0,5$ (entre 5% e 50%) \Rightarrow ácido moderado (HF, H₃PO₄)
- $\alpha < 0,05$ (5%) \Rightarrow ácido fraco (H₂CO₃, H₃BO₃, H₂S, HCN)

Quanto à força do ácido

Hidrácidos

Ácidos fortes: HI > HBr > HCl > HAT

Ácido moderado: HF

Ácidos fracos: os demais hidrácidos (H₂S, HCN etc.)

Oxiácidos Sendo HxEzOy a fórmula de um ácido de um elemento E qualquer, temos: m = y - x.

Em que:

y = número de átomos de oxigênio;

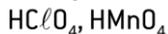
x = número de átomos de hidrogênios ionizáveis.

Assim, se:

$m = 3 \Rightarrow$ ácido muito forte $m = 2 \Rightarrow$ ácido forte

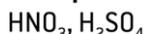
$m = 1 \Rightarrow$ ácido moderado $m = 0 \Rightarrow$ ácido fraco

Exemplos



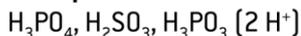
$m = 2 \Rightarrow$ ácido forte

Exemplos



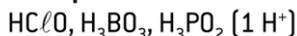
$m = 1 \Rightarrow$ ácido moderado

Exemplos

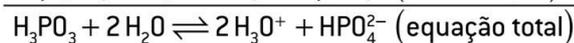
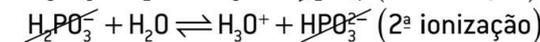
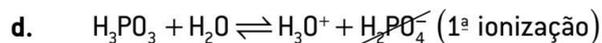
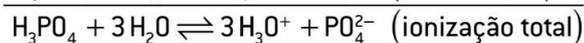
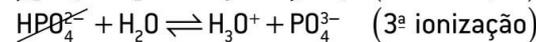
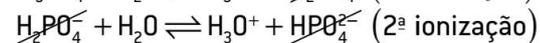
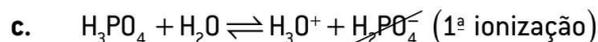
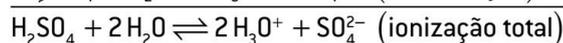
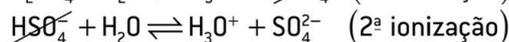
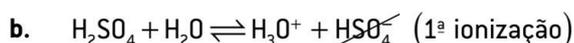
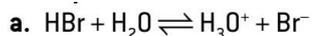
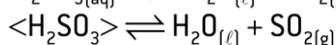
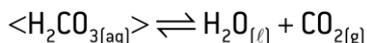


$m = 0 \Rightarrow$ ácido fraco

Exemplos



EXCESSÕES



(hidrogênio não ionizável)

Química Orgânica - Funções Oxigenadas II

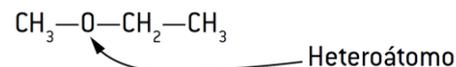
Funções	Radicais funcionais	Exemplos	Fórmulas gerais
Álcool	-OH (ligado a carbono saturado)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\text{R}-\text{OH}$
Fenol	-OH (ligado a carbono aromático)		$\text{Ar}-\text{OH}$
Éter	-O-	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$
Compostos carbonílicos	Aldeído	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$
	Cetona	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}'$
Ácido	$-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ ou $\text{R}-\text{COOH}$
Derivados dos ácidos	Éster	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{R}'$
	Anidrido	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}'$
	Cloroeto de ácido (é função oxihalogenada)	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{Cl}$	$\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{Cl}$

Funções Oxigenadas II

- Éter
- Aldeído
- Cetonas
- Ácidos Carboxílicos

ÉTERES

Éteres são compostos orgânicos em que o oxigênio está diretamente ligado a duas cadeias carbônicas (ou seja, a dois grupos alquila ou arila).



Os éteres podem ser classificados em:

simétricos ($\text{R}-\text{O}-\text{R}$) ou assimétricos ($\text{R}-\text{O}-\text{R}'$);

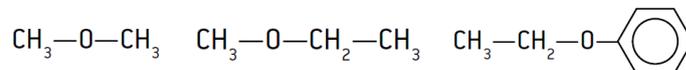
alifáticos ($\text{R}-\text{O}-\text{R}$), aromáticos ($\text{Ar}-\text{O}-\text{Ar}$)

ou mistos ($\text{Ar}-\text{O}-\text{R}$).

ÉTERES - Nomenclatura IUPAC

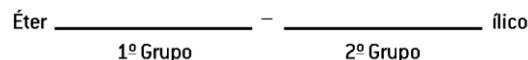
Como a cadeia é heterogênea, a nomenclatura dos éteres é dividida em duas partes. O menor grupo orgânico é acompanhado da terminação **oxi**, seguido do nome do hidrocarboneto correspondente ao grupo maior.

Prefixo (grupo menor) + OXI - Prefixo (grupo maior)



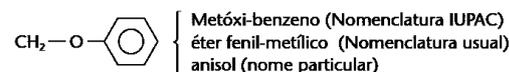
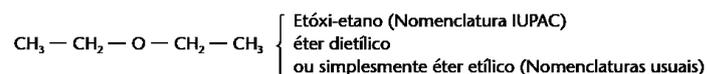
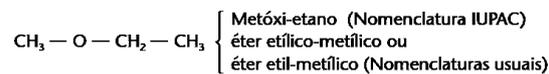
ÉTERES - Nomenclatura Usual

Nessa nomenclatura, a palavra éter é seguida das nomenclaturas dos radicais em ordem alfabética acrescidos da terminação **ílico**.



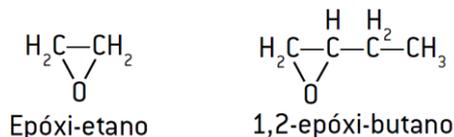
Em ordem alfabética

Exemplos:



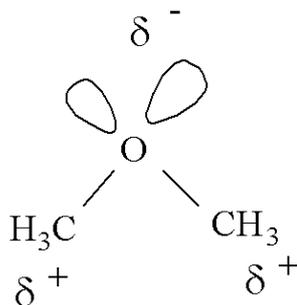
Éteres cíclicos: Epóxidos

São estruturas cíclicas nas quais o oxigênio (heteroátomo) está ligado a dois carbonos vizinhos.



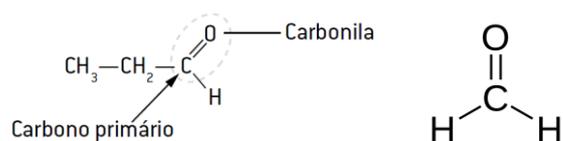
- Baixa polaridade – consequentemente, os éteres apresentam baixas temperaturas de fusão e de ebulição e são muito pouco solúveis em água.

São mais voláteis do que os álcoois de mesma massa molecular, porque não formam ligações de hidrogênio uns com os outros.



ALDEÍDOS

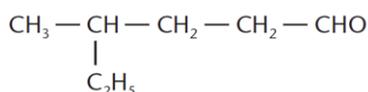
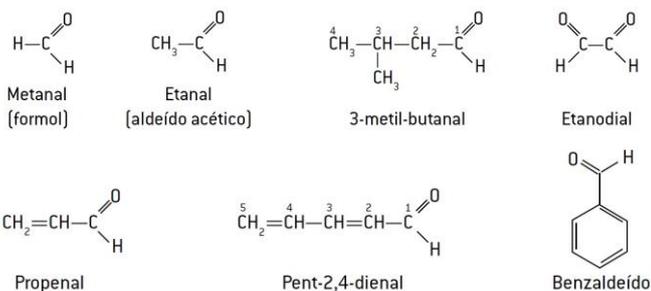
É caracterizado pelo grupo carbonila (**C = O**) ligado diretamente a um **H**. O carbono do grupo funcional é classificado, nos aldeídos, como primário, porque, nessa função orgânica, o **grupo carbonila está sempre na extremidade da cadeia carbônica**. O agrupamento entre a carbonila e o hidrogênio ligado a ela pode ser representado pelo sinal **—CHO**.



Nomenclatura O sufixo para a função aldeído é **al**.

A cadeia principal deve ser a mais longa possível e também deve conter o grupo funcional **—CHO**, cujo carbono é sempre o início da numeração da cadeia.

Prefixo + intermediário + al.



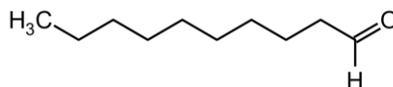
3,5 dimetil-hexanal

Propriedades

- Em sua maioria, os aldeídos são líquidos em temperatura ambiente.

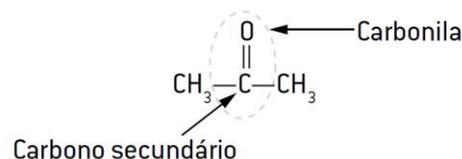
- A solubilidade em água decresce à medida que o número de carbonos do aldeído aumenta – aldeídos com vários carbonos tendem a ser insolúveis em água.

- Apresentam também menores temperaturas de fusão e de ebulição que os álcoois, porque as interações entre as moléculas dos aldeídos não são tão fortes



CETONAS

O grupo funcional da cetona é a carbonila (**C = O**), que está entre dois grupos orgânicos, ou seja, as alquilas (**R—CO—R'**) ou arilas (**Ar—CO—Ar'**). O **carbono** do grupo funcional é **secundário**.

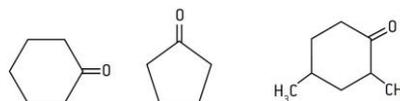
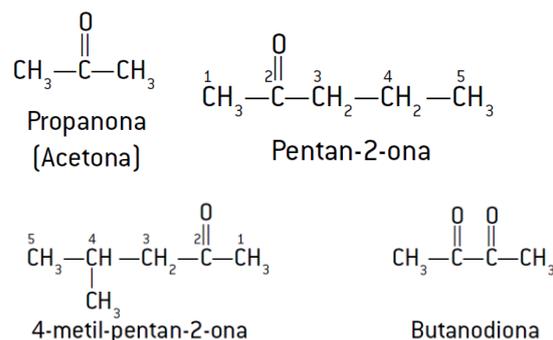


- Nomenclatura IUPAC Para as cetonas, o sufixo é **ona**.

- A cadeia principal é a mais longa e a que tem a carbonila,

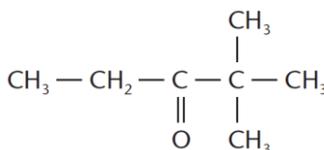
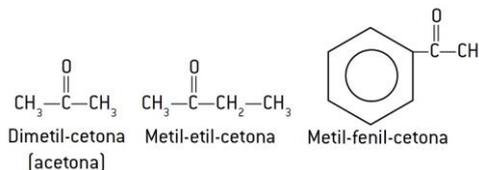
- A numeração é feita a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional.

Prefixo + intermediário + ona



CETONAS - Nomenclatura usual

Menciona-se primeiro oradical menor e, depois, oradical maior ligado à carbonila, seguido da terminação cetona.



4-metil-hexan-2-ona

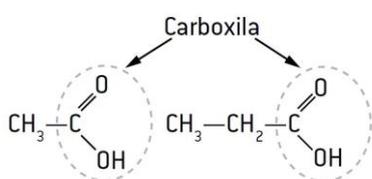
CETONAS - Propriedades

-São substâncias líquidas e sólidas em temperatura ambiente; suas moléculas são polares e, em razão disso, são solúveis em água, diminuindo a solubilidade ao aumentar a massa molecular.

-A propanona, conhecida comercialmente como acetona, é usada principalmente como solvente e como intermediário na produção química. Em razão de sua baixa polaridade, é utilizada como solvente em esmaltes de unhas, tintas e vernizes, na extração de óleos e na fabricação de produtos farmacêuticos.

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Compostos que apresentam pelo menos um **grupo carboxila (carbonila + hidroxila)**. Esse agrupamento pode ser simplificado pelo sinal – **COOH**.

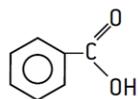
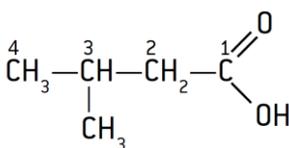
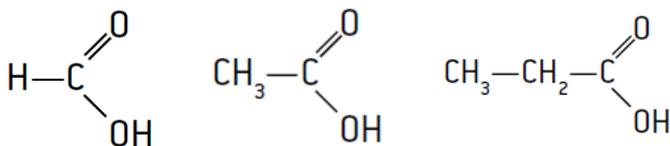


ÁCIDOS CARBOXÍLICOS - Nomenclatura

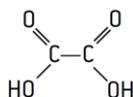
A nomenclatura é sempre precedida pelo termo ácido e com terminação (sufixo) **oico**.

- A cadeia principal é a mais longa e possui a carboxila.

Ácido + prefixo + intermediário + OICO



Ácido benzoico



Ácido fenil-metanoico Ácido etanodioico (ácido oxálico)

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS - Propriedades

- O grupo —COOH interagem com outras moléculas (iguais ou distintas) por meio de ligações de hidrogênio

- Elevadas temperaturas de fusão e ebulição, além do fato de serem preferencialmente solúveis em água.

- Assim como os álcoois, quanto maior a cadeia carbônica agregada ao grupo funcional, maior será a característica não polar da estrutura e, conseqüentemente, menor será a solubilidade em água.

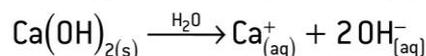
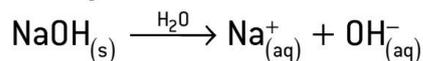
Química Geral - Funções Inorgânicas (bases)

Funções Inorgânicas (Bases)

Compostos básicos ou alcalinos são encontrados, principalmente, em produtos de limpeza, sabonetes, cremes dentais, claras de ovos, produtos de lavar louças e amoníaco doméstico.

Definição

Segundo Arrhenius, base (ou álcali) é todo composto que em solução aquosa, dissocia-se, liberando **exclusivamente** como ânion hidroxila ou xidrida (OH⁻), ao lado de um cátion qualquer (metal ou amônio).



Regra geral de formulação das bases

Consideramos a fórmula geral a seguir e escrevemos o cátion à esquerda e, à direita, um número de íons OH⁻ igual à carga do cátion.

Quantidade de hidroxilas (OH⁻) presentes em uma base é numericamente igual à carga desse cátion



Características

São sólidas em temperatura ambiente e pressão normal, exceto NH₄OH, que é líquida.

Têm sabor cáustico e adstringente

A maioria das bases é venenosa e corrosiva. Existem indicadores, substâncias capazes de nos ajudar na identificação das bases.

São escorregadias, lisas e untosas ao tato.

papel de tornassol e fenolftaleína, tornam o meio azul e róseo, respectivamente.

As bases se dissociam quando adicionadas à água.

Conduzem a corrente elétrica quando fundidas ou dissolvidas.

Nomenclatura

Nox fixo

As bases cujo cátion tem apenas uma valência apresentam a seguinte nomenclatura:

Hidróxido + **de** + nome do cátion

- Metais alcalinos (família IA) → Li⁺; Na⁺; K⁺; Rb⁺; Cs⁺; Fr⁺

- Metais alcalinoterrosos (família IIA) → Be²⁺; Mg²⁺; Ca²⁺; Sr²⁺; Ba²⁺; Ra²⁺

Outros metais → Ag⁺; Zn²⁺; Al³⁺

- Íon amônio → NH₄⁺

Nox fixo

Hidróxido + **de** + nome do cátion

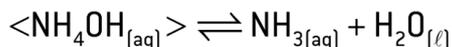
Exemplos

NaOH – Hidróxido de sódio

Ca(OH)₂ – Hidróxido de cálcio

Al(OH)₃ – Hidróxido de alumínio

NH₄OH – Hidróxido de amônio



Nox variável

Os elementos formados por cátions com mais de uma valência apresentam a seguinte nomenclatura:

Hidróxido + **de** + **nome do elemento Nox** (em algarismo romano – oficial da IUPAC) **Outra forma (ico e oso)**
Hidróxido + **de** + **nome do elemento ico** (para o maior número de oxidação) ou Hidróxido + **de** + **nome do elemento oso** (para o menor número de oxidação)

Ferro (Fe²⁺ e Fe³⁺):

Fe(OH)₂ → hidróxido de ferro II ou hidróxido **ferroso**

Fe(OH)₃ → hidróxido de ferro III ou hidróxido **férrico**

Ouro (Au⁺ e Au³⁺): AuOH → hidróxido de ouro I ou hidróxido **auroso** (do latim *aurum*)

Au(OH)₃ → hidróxido de ouro III ou hidróxido **áurico** (do latim *aurum*)

Chumbo (Pb²⁺ e Pb⁴⁺): Pb(OH)₂ → hidróxido de chumbo II ou hidróxido **plumboso** (do latim *plumbum*)

Pb(OH)₄ → hidróxido de chumbo IV ou hidróxido **plúmbico** (do latim *plumbum*)

Cobre (Cu⁺ e Cu²⁺): CuOH → hidróxido de cobre I ou hidróxido **cuproso** (do latim *cuprum*)

Cu(OH)₂ → hidróxido de cobre II ou hidróxido **cúprico** (do latim *cuprum*)

Metais	Monovalentes	Bivalentes	Trivalentes	Tetravalentes
Sn		Sn ²⁺ (estânoso)		Sn ⁴⁺ (estânico)
Pb		Pb ²⁺ (plumboso)		Pb ⁴⁺ (plúmbico)
Mn		Mn ²⁺ (manganoso)		Mn ⁴⁺ (mangânico)
Pt		Pt ²⁺ (platinoso)		Pt ⁴⁺ (platínico)
Fe		Fe ²⁺ (ferroso)	Fe ³⁺ (férrico)	
Co		Co ²⁺ (cobaltoso)	Co ³⁺ (cobáltico)	
Ni		Ni ²⁺ (níqueloso)	Ni ³⁺ (níquelico)	
Cu	Cu ⁺ (cuproso)	Cu ²⁺ (cúprico)		
Au	Au ⁺ (auroso)			Au ³⁺ (áurico)
Hg	Hg ₂ ²⁺ (mercuroso)	Hg ²⁺ (mercúrico)		

Classificação

- Número de hidroxilas (OH⁻)

- Grau de dissociação (α)

- Solubilidade em água.

Quanto ao número de hidroxilas (OH⁻)

Monobases

São bases que apresentam uma única hidroxila: **NaOH**; **NH₄OH**; **AgOH**

Dibases

São bases que apresentam duas hidroxilas. **Ca(OH)₂**; **Mg(OH)₂**; **Fe(OH)₂**

Tribases

São bases que apresentam três hidroxilas. **Fe(OH)₃**; **Al(OH)₃**

Tetrabases

São bases que apresentam quatro hidroxilas. **Pb(OH)₄**; **Sn(OH)₄**

Quanto ao grau de dissociação (α)

O grau de dissociação (α) de uma base é a medida de quanto uma base se dissocia quando dissolvida em água.

Bases fortes

O grau de dissociação das bases fortes é quase igual a 1, ou seja, essas bases são praticamente 100% dissociadas.

Os hidróxidos dos metais alcalinos e alcalinoterrosos (com exceção do berílio e do magnésio), por serem de natureza iônica, são bases fortes.

Exemplos

NaOH; KOH; Ca(OH)₂; Ba(OH)₂

$$\alpha = \frac{\text{número de fórmulas unitárias que se dissociam}}{\text{número de fórmulas unitárias dissolvidas no início}}$$

Bases fracas

O grau de dissociação das bases fracas é menor que 0,05, ou seja, essas bases são dissociadas em menos de 5%.

Os hidróxidos dos metais, em geral, (com exceção dos metais alcalinos e alcalinoterrosos e do hidróxido de amônio), por serem de natureza molecular, são bases fracas.

Exemplos

NH₄OH; Al(OH)₃; Pb(OH)₄; Mg(OH)₂; Be(OH)₂

Quanto à solubilidade em água

Solúveis: hidróxidos de metais alcalinos e de amônio (NH₄OH).

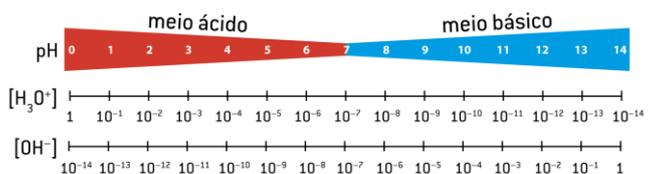
Pouco solúveis: hidróxidos de metais alcalinoterrosos (com exceção do berílio e do magnésio, que são praticamente insolúveis).

Insolúveis: os demais hidróxidos.

Observação

O hidróxido de amônio (NH₄OH) é a única base fraca solúvel.

Indicadores ácido-base



Escala de pH

Indicadores	Meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Rosa avermelhado
Papel de tornassol azul	Rosa avermelhado	Azul	Azul
Papel de tornassol vermelho	Vermelho	Vermelho	Azul
Alaranjado de metila	Vermelho	Alaranjado	Amarelo

Comparações entre ácidos e bases

	Ácidos	Bases
Grupo funcional	H ⁺	OH ⁻
Tipos de ligação	Molecular	Caráter fortemente iônico IA e IIA, as demais têm caráter covalente.
Estado físico	Sólido, líquido ou gasoso	Sólidas, exceto NH ₄ OH, que é líquida e se decompõe em NH _{3(g)} e H ₂ O _(l) .
Sabor	Azedo	Adstringente
Forma de estocagem	Vidro	Poliétileno
Solubilidade em água a 25 °C	Solúveis	A maior parte é insolúvel; somente as bases formadas por elementos do IA e NH ₄ OH são solúveis.

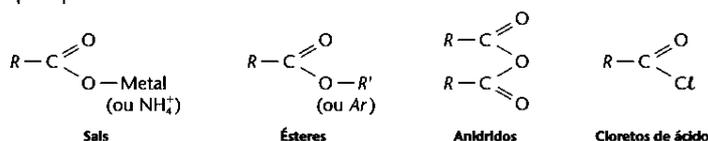
Comparações entre ácidos e bases

	Ácidos	Bases
Condutividade elétrica	Conduzem a corrente elétrica em solução aquosa.	Conduzem a corrente elétrica em solução aquosa e IA também quando fundidas.
Ação perante os indicadores	Como estudaremos a seguir, os indicadores apresentam duas cores diferentes, uma cor em meio ácido e outra cor em meio básico.	
Reações entre ácidos e bases	Todo ácido reage com base, produzindo sal e água; da reação entre os grupos funcionais do ácido e da base, há a formação de H ₂ O; do cátion da base e do ânion do ácido, obtemos o sal. Exemplo: HCl + NaOH → NaCl + H ₂ O	

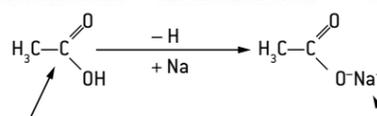
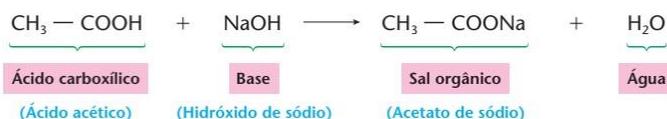
Química Orgânica - Funções Oxigenadas III

Funções	Radicais funcionais	Exemplos	Fórmulas gerais
Álcool	—OH (ligado a carbono saturado)	CH ₃ —CH ₂ —OH	R—OH
Fenol	—OH (ligado a carbono aromático)		Ar—OH
Éter	—O—	CH ₃ —O—CH ₂ —CH ₃	R—O—R'
Compostos carbonílicos	Aldeído		R—C(=O)—H
	Cetona		R—C(=O)—R'
Ácido		CH ₃ —CH ₂ —C(=O)—OH	R—C(=O)—OH ou R—COOH
Derivados dos ácidos	Éster		R—C(=O)—OR'
	Anidrido		R—C(=O)—O—C(=O)—R'
	Cloreto de ácido (é função oxi-halogenada)		R—C(=O)—Cl

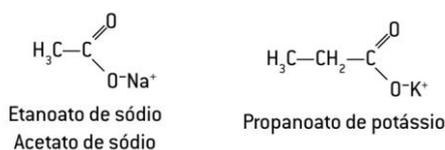
Os principais derivados dos ácidos carboxílicos são:



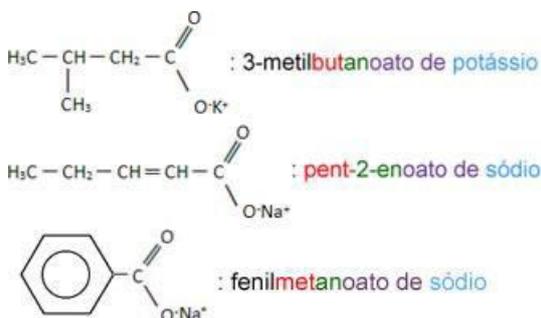
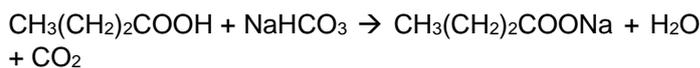
São compostos que derivam dos ácidos carboxílicos pela substituição do hidrogênio da **hidroxila** (—OH) por um cátion.

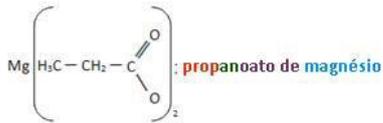


Nomenclatura IUPAC: A denominação dos sais dos ácidos monocarboxílicos é formada a partir dos nomes dos ácidos correspondentes, substituindo-se o sufixo **—ico** por **—ato**, seguindo-se o nome do cátion (metal).

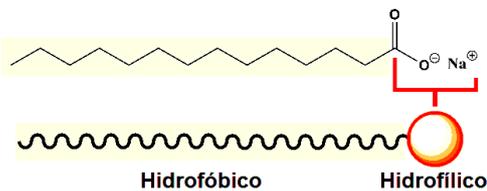


O nome oficial do sal formado na reação é:



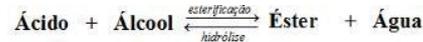


Como todos os sais, s\u00e3o s\u00f3lidos cristalinos e n\u00e3o vol\u00e1teis. Sais de \u00e1cidos carbox\u00edlicos de cadeia longa (\u00e1cidos graxos) s\u00e3o denominados de sab\u00f5es.

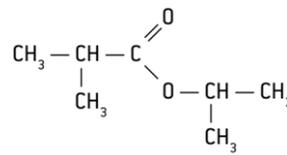
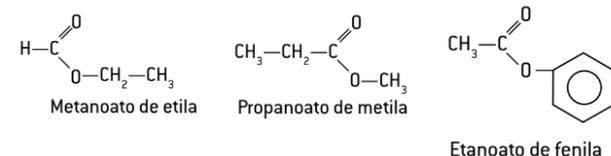
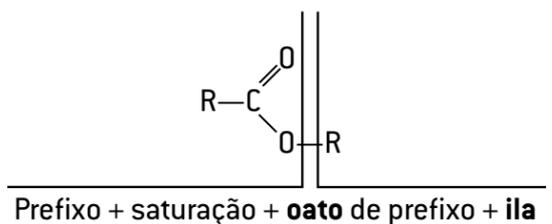
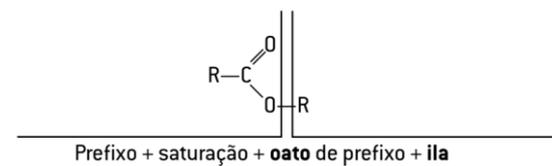


\u00c9steres

S\u00e3o compostos formados pela troca do hidrog\u00eanio presente na carboxila dos \u00e1cidos carbox\u00edlicos por um grupo alquila (R) ou arila (Ar)



Como a cadeia carb\u00f4nica \u00e9 heterog\u00eanea, ocorrendo duas partes de estrutura carb\u00f4nica, aplica-se uma regra de nomenclatura que tamb\u00e9m se divide em duas, colocando-se como referencial a cadeia em que est\u00e1 presente o grupo funcional.



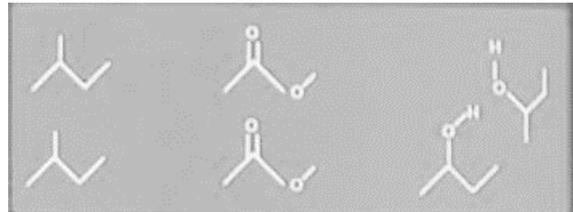
Metil-propanoato de isopropila

\u00c9steres - Propriedades

Os \u00e9steres t\u00eam aroma bastante agrad\u00e1vel. S\u00e3o usados como ess\u00eancia de frutas e aromatizantes nas ind\u00fastrias aliment\u00edcia, farmac\u00eautica e cosm\u00e9tica. Constituem tamb\u00e9m \u00f3leos vegetais e animais, ceras e gordura.

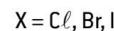
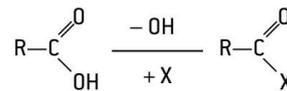
Nome	F\u00f3rmula	Flavor
Acetato de etila	CH ₃ COOC ₂ H ₅	Ma\u00e7\u00e3
Acetato de isopentila	CH ₃ COOCH ₂ CH ₂ CH(CH ₃) ₂	Banana
Acetato de octila	CH ₃ COO(CH ₂) ₇ CH ₃	Laranja
Butanoato de etila	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOC ₂ H ₅	Abacaxi
Butanoato de butila	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COO(CH ₂) ₃ CH ₃	Morango

\u00c9steres - Propriedades F\u00edsicas

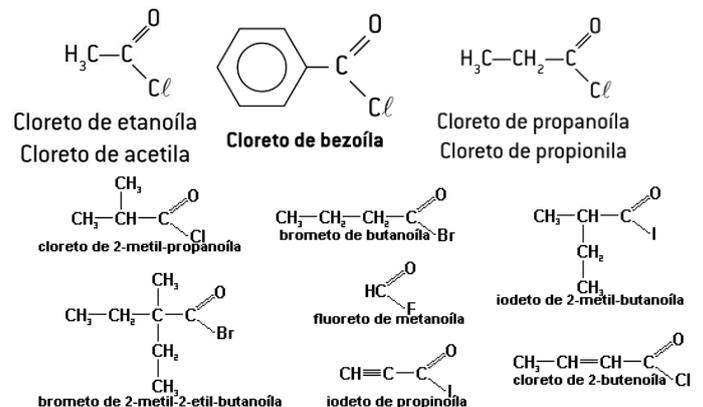


Haletois \u00e1cidos

S\u00e3o compostos org\u00e2nicos que derivam dos \u00e1cidos carbox\u00edlicos por substitui\u00e7\u00e3o do grupo hidroxila por **halog\u00eanio** (elementos da fam\u00edlia VIIA).



Nomenclatura IUPAC: Usam-se a palavra **cloreto**, a preposi\u00e7\u00e3o **de e**, a seguir, o **prefixo + satura\u00e7\u00e3o + OILA**.



Química Geral - Funções Inorgânicas (sais)

Características dos sais

Ligações iônicas,

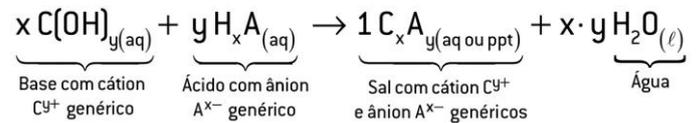
apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição, sendo encontrados no estado sólido, à temperatura ambiente.

Não conduzem corrente elétrica no estado sólido, apenas no estado líquido (fundente) ou em solução aquosa.

A maior parte dos sais apresenta um sabor salgado, podendo ter uma variação para o amargo.

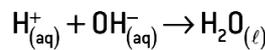
Reação de neutralização (ou de salificação)

A reação de neutralização ou salificação (produção de um sal) é uma das reações mais clássicas da química e consiste em fazer reagir um ácido com uma base, formando um sal e uma base.

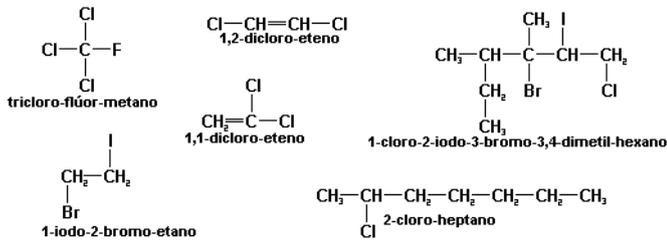
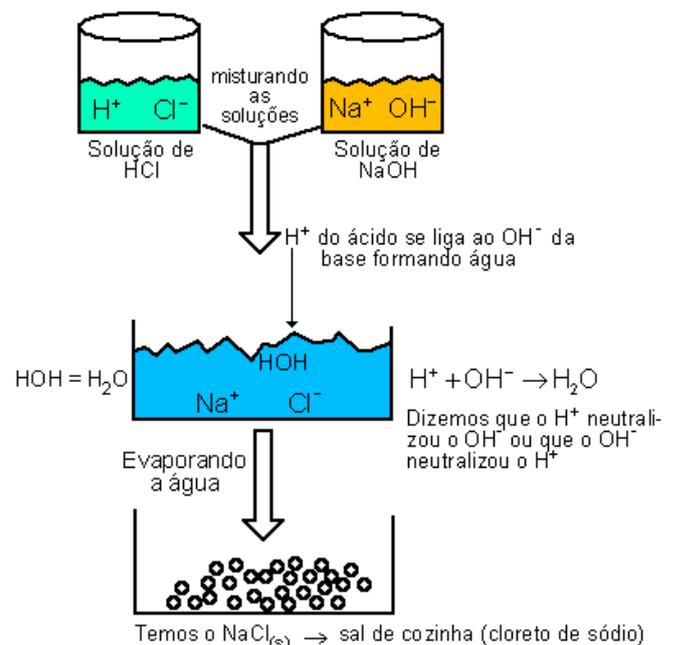
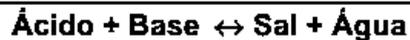


Reação de neutralização total

Em uma reação de neutralização, o íon H⁺ proveniente do ácido, reage com as hidroxilas (OH⁻), provenientes das bases, com o objetivo de se neutralizarem, formando a água.

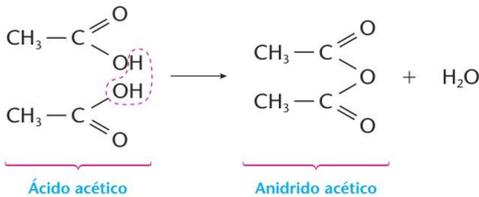


Reação de neutralização (ou de salificação)



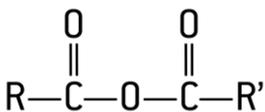
Anidridos de ácido

São derivados dos ácidos carboxílicos e resultam da desidratação dos ácidos.

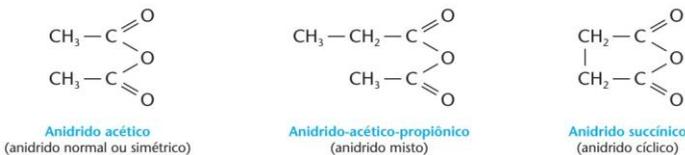


Anidridos de ácido

Apresenta fórmula geral:



Podemos substituir —R e —R' por —Ar.

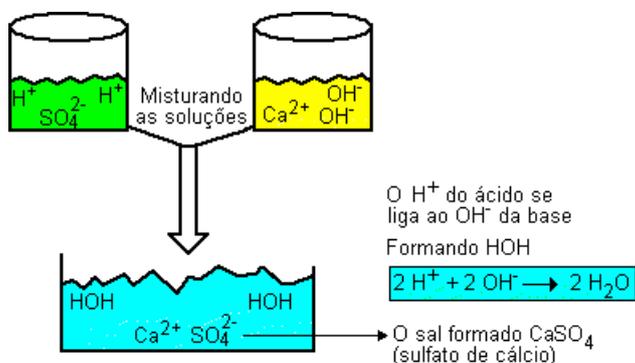


Anidridos de ácido - Nomenclatura IUPAC

Os anidridos simétricos de ácidos carboxílicos designam-se apenas com a substituição da palavra ácido por **anidrido**.

Os anidridos assimétricos (mistos), derivados de ácidos monocarboxílicos diferentes, são designados com a palavra **anidrido** seguida dos nomes dos ácidos correspondentes em **ordem alfabética**, omitindo-se a palavra ácido.

Anidridos simétricos	Anidridos assimétricos
$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{CH}_3$ <p>Anidrido etanoico (anidrido acético)</p>	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>Anidrido etanoico-propiónico</p>
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>Anidrido propanoico (anidrido propiónico)</p>	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>Anidrido butanoico-propanoico</p>
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>Anidrido butanoico (anidrido butírico)</p>	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-\text{H}$ <p>Anidrido etanoico-metanoico</p>



Nomenclatura de sais

A nomenclatura do sal comum consiste em fornecer o nome do Ânion (proveniente do ácido) e o nome do cátion (proveniente da base).

Nomenclatura do ânion + "de" + nomenclatura do cátion

Sufixo dos ácidos:

Oso, ico, ídrico.

Sufixo dos ânions:

Ito, ato, eto.

MOSQUITO TEIMOSO

TE BATO TE BICO

TE METO NO VIDRICO

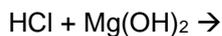
Nomenclatura de sais – ânions monovalentes

F ⁻	fluoreto	I ⁻	iodeto	CN ⁻	cianeto
Cl ⁻	cloreto	IO ⁻	hipiodito	CNO ⁻	cianato
ClO ⁻	hipoclorito	IO ₂ ⁻	iodito	CNS ⁻	tiocianato
ClO ₂ ⁻	clorito	IO ₃ ⁻	iodato	MnO ₄ ⁻	permanganato
ClO ₃ ⁻	clorato	IO ₄ ⁻	periodato	AlO ₂ ⁻	aluminato
ClO ₄ ⁻	perclorato	NO ₂ ⁻	nitrito	OH ⁻	hidróxido
Br ⁻	brometo	NO ₃ ⁻	nitrato	H ⁻	hidreto
BrO ⁻	hipobromito	PO ₃ ⁻	metafosfato		
BrO ₂ ⁻	bromito	H ₂ PO ₂ ⁻	hipofosfito		
BrO ₃ ⁻	bromato	CH ₃ COO ⁻	acetato		
BrO ₄ ⁻	perbromato				

HS ⁻	hidrogenossulfeto ou sulfeto ácido ou bissulfeto
HSO ₃ ⁻	hidrogenossulfito ou sulfito ácido ou bissulfito
HSO ₄ ⁻	hidrogenossulfato ou sulfato ácido ou bissulfato
HCO ₃ ⁻	hidrogenocarbonato ou carbonato ácido ou bicarbonato
H ₂ PO ₄ ⁻	di-hidrogenofosfato ou fostato diácido

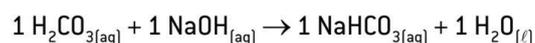
Bivalentes					
O ²⁻	óxido	HPO ₃ ²⁻	fosfito	MnO ₃ ²⁻	manganito
O ₂ ²⁻	peróxido	CrO ₄ ²⁻	cromato	MnO ₂ ²⁻	manganato
S ²⁻	sulfeto	Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato	SnO ₃ ²⁻	estânito
SO ₂ ²⁻	sulfito	CO ₃ ²⁻	carbonato	SnO ₂ ²⁻	estânato
SO ₄ ²⁻	sulfato	C ₂ O ₄ ²⁻	oxalato	PbO ₂ ²⁻	plumbito

Bivalentes					
S ₂ O ₃ ²⁻	tiosulfato	SiO ₃ ²⁻	metassilicato	PbO ₃ ²⁻	plumbato
ZnO ₂ ²⁻	zincato				
HPO ₄ ²⁻	hidrogenofosfato ou fosfato ácido				

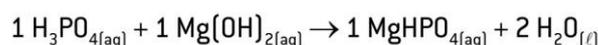


Neutralização Parcial

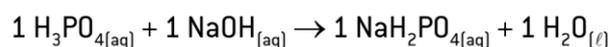
Não ocorre o consumo total de H^+ ou de OH^- . Os sais formados são denominados **sais ácidos (hidrogenossal)** ou **sais básicos (hidroxissal)**.



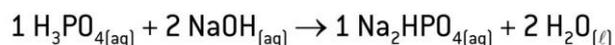
Ácido carbônico {
– carbo**ato** ácido de sódio
– hidrogeno carbon**ato** de sódio
– bicarbon**ato** de sódio



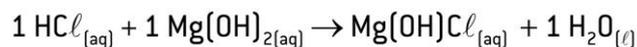
Ácido fosfórico {
– fos**fato** ácido de magnésio
– hidrogeno fos**fato** de magnésio



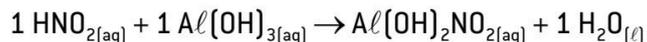
Ácido fosfórico {
– fos**fatodi**ácido de sódio
– di-hidrogeno**fosfato** de sódio



Ácido fosfórico {
– fos**fato** ácido de sódio
– hidrogeno fos**fato** de sódio



Ácido clorídrico {
– clo**reto** básico de magnésio
– hidroxiclo**reto** de magnésio



Ácido nitroso {
– nitrito dibásico de alumínio
– di-hidroxi-nitrito de alumínio

Quanto à presença de oxigênio

Sais oxigenados ou oxissais: são sais derivados dos oxiácidos; logo, seus ânions contêm oxigênio.

Exemplos: $NaClO_3$, $CaCO_3$, $MgSO_4$

Sais não oxigenados ou haloides: são sais derivados dos hidrácidos; logo, seus ânions não contêm oxigênio. Exemplos: $NaCl$, NaI , KBr etc.

Quanto à presença de H^+ ou OH^-

Sais normais: são os que não produzem íons H^+ ou OH^- , neutralização completa entre um ácido e uma base.

Exemplos: $CaSO_4$, $NaCl$, $FeCl_3$ etc.

Sais ácidos: são aqueles que provêm da neutralização parcial de um ácido. Assim sendo, o sal ainda contém íons H^+ .

Exemplos: $NaHCO_3$, $NaHSO_4$

Sais básicos: são aqueles que provêm da neutralização parcial de uma base. Assim sendo, o sal ainda contém íons OH^- .

Exemplos: $Ca(OH)Cl$, $Cr(OH)CO_3$

Quanto ao número de elementos constituintes

Sal binário: apresenta dois elementos químicos em sua composição.

Exemplo: KI

Sal ternário: apresenta três elementos químicos em sua composição.

Exemplo: $Ca_3(PO_4)_2$

Sal quaternário: apresenta quatro elementos químicos em sua composição.

Exemplo: $NaHCO_3$

Quanto à presença de água em seu retículo cristalino

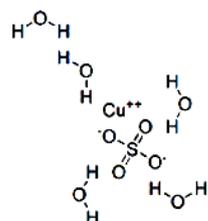
Sal hidratado: apresenta molécula de água intercalada em s cristalino; a molécula de água constituia chamada água de cr água de hidratação.

Exemplo: $MgSO_4 \cdot 7 H_2O$ (sal de Epson)

$CaSO_4 \cdot 2 H_2O$ – Sulfato de cálcio di-hidratado

$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ – Sulfato cúprico penta-hidratado ou sulfato de cobre II penta-hidratado
 $MgNH_4PO_4 \cdot 6 H_2O$ – Fosfato de amônio e magnésio hexa-hidratado

Sal anidro: não apresenta água de hidratação no seu retículo cristalino.



Classificação dos Sais

Sal Duplo ou Misto

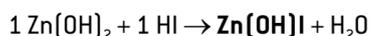
É aquele formado por dois ou mais cátions distintos e por dois ou mais ânions também distintos.



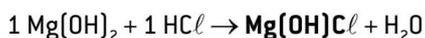
$NaKSO_4$ – Sulfato de sódio e potássio



Na_2LiPO_4 – Fosfato de di-sódio e lítio



$Zn(OH)I$ – Hidróxido iodeto de zinco



$Mg(OH)Cl$ – Cloreto hidróxido de magnésio

Solubilidade dos Sais em água

Solubilidade em água	
Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções à regra)
Nitratos (NO_3^-)	
Acetatos (CH_3COO^-) e Cloratos (ClO_3^-)	
Cloratos (Cl^-)	$AgCl$, $PbCl_2$, Hg_2Cl_2
Brometos (Br^-)	$AgBr$, $PbBr_2$, Hg_2Br_2
Iodetos (I^-)	AgI , PbI_2 , Hg_2I_2
Sulfatos (SO_4^{2-})	$CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$
Sais de metais alcalinos e de amônio	

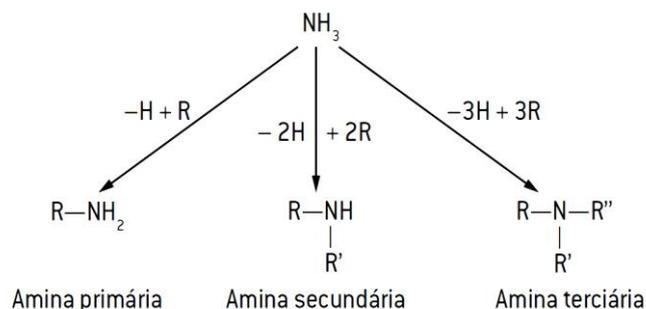
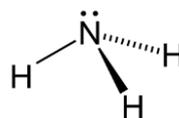
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções à regra)
Sulfetos (S^{2-})	Os dos metais alcalinos, alcalinoterrosos e de amônio. Exemplos: K_2S , CaS , $(NH_4)_2S$
Hidróxidos (OH^-)	Os dos metais alcalinos, os alcalinoterrosos e os de amônio. Exemplos: $NaOH$, KOH , NH_4OH
Carbonatos (CO_3^{2-})	Os dos metais alcalinos e os de amônio. Exemplos: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(NH_4)_2CO_3$
Fosfatos (PO_4^{3-})	Os dos metais alcalinos e os de amônio. Exemplos: Na_3P_4 , K_3PO_4 , $(NH_4)_3PO_4$
Ânions não citados	Os dos metais alcalinos e os de amônio

Química Orgânica - Funções Nitrogenadas I

Funções	Radicais funcionais	Exemplos	Fórmulas gerais
Amina	$-NH_2$ $-NH-$ $-N-$	$CH_3-CH_2-NH_2$ $CH_3-CH_2-NH-CH_3$ CH_3-N-CH_3	$R-NH_2$ $R-NH-R'$ $R-N-R''$
Amida	$-C(=O)NH_2$	$CH_3-C(=O)NH_2$	$R-C(=O)NH_2$
Nitrila (ou cianeto)	$-C \equiv N$	CH_3-CH_2-CN	$R-CN$
Isonitrila (ou isocianeto ou carbilamina)	$-N \equiv C$	CH_3-CH_2-NC	$R-NC$
Nitrocomposto	$-NO_2$	CH_3-NO_2	$R-NO_2$

Aminas

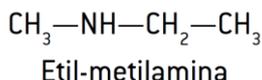
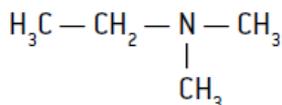
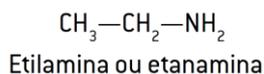
Podem ser consideradas como derivadas do NH_3 pela substituição de um, dois ou três hidrogênios por radicais alquila ou arila (aromáticos). Dessa forma, surge a classificação de **amina primária**, **secundária** e **terciária**.



AMINAS – Nomenclatura IUPAC

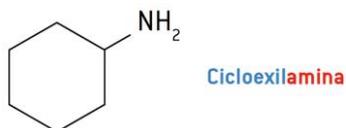
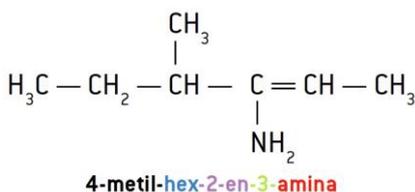
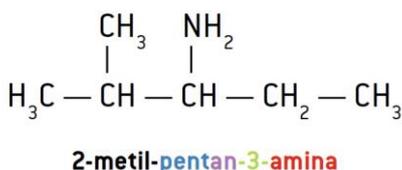
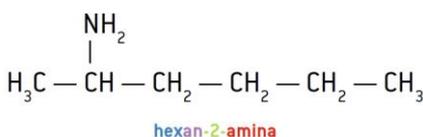
Regra 1 – Aminas primárias, a regra oficial da IUPAC determina que se deve utilizar o padrão **prefixo + amina**.

Regra 2 - Para as aminas em geral, também é considerada como "oficial" a regra usual, em que são citados os nomes dos grupos substituintes em ordem alfabética, seguidos da terminação amina.

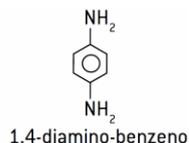
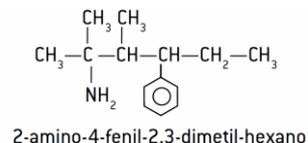


Etil-dimetilamina (o prefixo "di" não é considerado para a ordem alfabética.)

Regra 3 - Quando o composto orgânico apresentar uma cadeia maior e/ou mais ramificada, pode-se considerar o grupo que contém o **nitrogênio como uma ramificação** de nome **amina**, dando a esse grupo as prioridades de grupo funcional, como as demais funções orgânicas estudadas.



Regra 4 - Para aminas mais complexas, considera-se o grupo -NH₂ como uma ramificação chamada de **amino**.



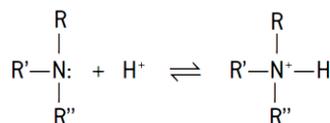
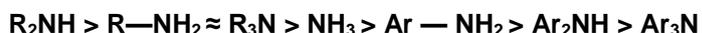
AMINAS – Propriedades

Basicidade – Ocorre pela presença do par eletrônico livre no nitrogênio.

As aminas reagem com ácidos para formar sais ácido-base.

A alcalinidade das aminas é decorrente da menor eletronegatividade do nitrogênio comparado com o oxigênio, que facilita o compartilhamento de seu par de elétrons.

As alquilaminas ou aminas alifáticas têm maior alcalinidade que as arilaminas (aminas aromáticas). A ordem decrescente de basicidade relativa de aminas primárias, secundárias e terciárias é:



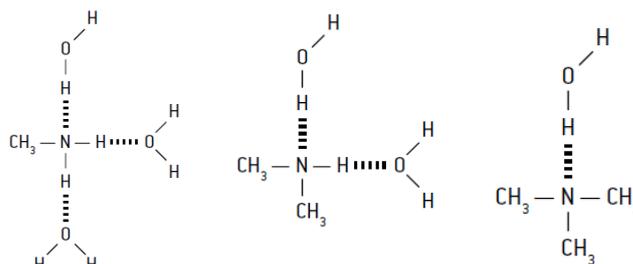
AMINAS – Propriedades

Basicidade - As alquilaminas ou aminas alifáticas têm maior alcalinidade que as arilaminas (aminas aromáticas). A ordem decrescente de basicidade relativa de aminas primárias, secundárias e terciárias é:

Aminas secundárias	Aminas primárias	Aminas terciárias	Aminas aromáticas primárias	Aminas aromáticas secundárias	Aminas aromáticas terciárias
--------------------	------------------	-------------------	-----------------------------	-------------------------------	------------------------------

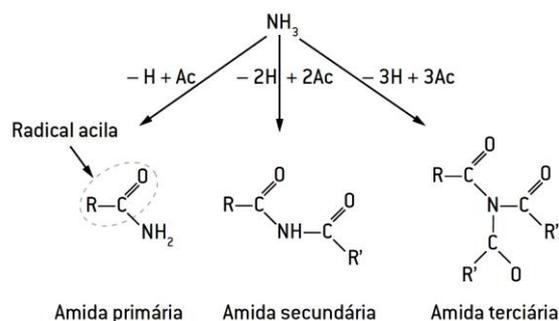
Grau decrescente de Basicidade →

Solubilidade



AMIDAS

Podem ser consideradas como derivadas do NH₃ pela substituição de um, dois ou três hidrogênios pelos radicais **acila**. Fórmula geral:

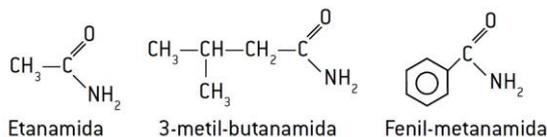


O grupo funcional de uma amida primária é: —C(=O)NH_2
ou, abreviadamente, --CONH₂

Nomenclatura IUPAC O nome oficial de uma amida não substituída segue o esquema: **Prefixo + saturação + amida**.

AMIDAS - Nomenclatura IUPAC

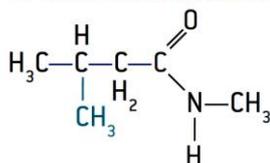
Regra 1- O nome oficial de uma amida não substituída segue o esquema: **Prefixo + saturação + amida**.



Regra 2 – **Para amida substituída**, a cadeia mais longa é considerada a principal **prefixo + saturação + amida**.

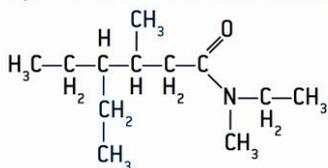
As demais cadeias são consideradas substituintes, e o nome segue o esquema: **prefixo + il**, precedido da letra **N**, indicando que o substituinte está ligado ao nitrogênio.

• N-metil-3-metilbutanamida



AMIDAS- Nomenclatura IUPAC

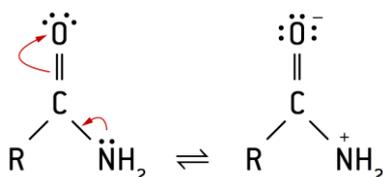
• N,N-etil-metil-4-etil-3-metil-hexanamida



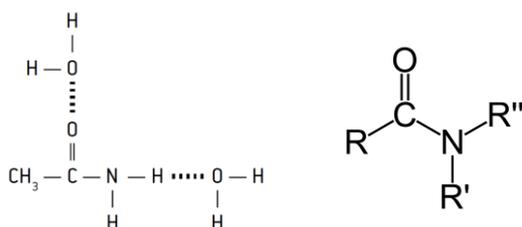
AMIDAS- Propriedades

Basicidade das amidas

As amidas não apresentam caráter básico pronunciado; o par eletrônico isolado do nitrogênio não fica disponível por causa da ressonância mostrada:



Solubilidade:



As amidas podem ser, de acordo com sua estrutura, líquidas ou sólidas em temperatura ambiente.

Química Geral - Funções Inorgânicas (Óxidos)

Funções Inorgânicas (Óxidos)

- Reconhecer e nomear óxidos.
- Reconhecer o uso e a presença dos óxidos no cotidiano.
- Representar reações químicas que envolvem óxidos.
- Conceituar e classificar óxidos.
- Prever e descrever reações envolvendo óxidos

Óxidos: definição e fórmula geral

- Os óxidos são abundantes na crosta terrestre.
- As substâncias encontradas naturalmente nesta são chamadas de minerais.
- Alguns óxidos constituem fontes de metais, como o ferro e o alumínio.

O termo óxido tem origem na palavra grega *oxýs* e significa azedo. Do ponto de vista químico, é a designação genérica de

combinações binárias do oxigênio com outro elemento químico menos eletronegativo. Assim, obrigatoriamente, o

oxigênio tem de ser o elemento mais eletronegativo do composto.

Exemplos

Al₂O₃: óxido de alumínio (alumina)

SiO₂: dióxido de silício (sílica)

TiO₂: dióxido de titânio (rutilo)

H₂O: óxido de di-hidrogênio (água)

Até o gás nobre xenônio, sob condições especiais, é capaz de formar óxidos: XeO₃ e XeO₄

Cuidado!

O difluoreto de oxigênio (OF₂) e o difluoreto de dióxigênio (O₂F₂) não são óxidos, mas sim fluoretos, já que a eletronegatividade do flúor é maior que a do oxigênio.

Óxidos: fórmula geral

Quanto ao tipo de ligação entre o elemento e o oxigênio, os óxidos podem ser **iônicos** ou **moleculares**, portanto podem ser **sólidos**, **líquidos** ou **gasosos**, em temperatura ambiente e pressão normal.

Óxidos Iônico

Um óxido apresentará caráter iônico quando, ao oxigênio, estiver ligado um metal de alta eletropositividade.

Exemplo

Fe₂O₃(s) — óxido de ferro III (ferrugem)

CaO

Na₂O

Óxidos Molecular

Um óxido apresentará caráter molecular ou covalente quando, ao oxigênio, estiver ligado, por covalência,

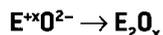
- Um não metal de alta eletronegatividade como boro, silício,

- Metais de transição que apresentem número de oxidação alto (+5, +6, +7)

- Hidrogênio.

Exemplos: CO₂, SO₃, Cl₂O₆, N₂O₄, P₂O₅, CrO₃.

Fórmula Geral dos óxidos



Em que:

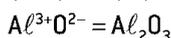
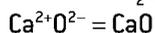
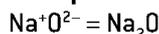
E = elemento qualquer (com exceção do flúor)

x = número de oxidação do elemento E

O = oxigênio (com número de oxidação = -2)

Concluimos, então, que o oxigênio é o grupo funcional dos óxidos.

Exemplos



Coloca-se o elemento ao lado do oxigênio.	Coloca-se o Nox de cada elemento em cima.	Invertem-se os Nox.	Se possível, simplifique os números.
Esqueleto do composto Na — O	1+ -2 Na O	Na ₂ O	Não precisa
Esqueleto do composto Ca — O	+2 -2 Ca O	Ca ₂ O ₂	Simplificando CaO
Esqueleto do composto Fe — O	+3 -2 Fe O	Fe ₂ O ₃	Não Precisa
Esqueleto do composto S — O	+6 -2 S O	S ₂ O ₆	Simplificando SO ₃

Nomenclatura dos óxidos

Quando o elemento forma apenas um óxido

Se o elemento ligado ao oxigênio tem Nox fixo, o nome segue o esquema:

Óxido de _____
Nome do elemento

Exemplos

Na₂O = óxido de sódio

BaO = óxido de bário

CaO = óxido de cálcio

ZnO = óxido de zinco

Al₂O₃ = óxido de alumínio

Quando o elemento forma dois óxidos IUPAC

Se o elemento tem Nox variável, segue o esquema a seguir:

Óxido de _____
Nome do elemento Nox do elemento em algarismo romano

Exemplos

Fe₂O₃ = óxido de ferro III

Cu₂O = óxido de cobre I

FeO = óxido de ferro II

CuO = óxido de cobre II

Quando o elemento forma dois óxidos USUAL

Se o elemento tem Nox ou valência variável, segue o esquema:

Óxido de _____
Nome do elemento { ico (maior Nox)
ou
oso (menor Nox)

Exemplos

Au⁺

Au₃⁺

Cu O = óxido cuproso

CuO = óxido cúprico

PbO₂ = óxido plúmbico

PbO = óxido plumboso

Observação

Essa regra não pode ser utilizada para óxidos moleculares.

Nomenclatura dos óxidos

Quando o elemento forma dois óxidos

Utilizam-se os prefixos gregos **mono-**, **di-**, **tri-**, **tetra-**, **pent-**, **hex-**, para indicar tanto o número de oxigênios quanto o número de átomos do outro elemento.

{ [mono] }
di } óxido de { [mono] }
tri } Nome do elemento

O prefixo mono-, no nome do elemento, é facultativo.

Exemplos

Fe₂O₃ = trióxido de diferro

FeO = monóxido de monoferro ou monóxido de ferro

CO₂ = dióxido de monocarbono ou dióxido de carbono

CO = monóxido de carbono Cl₂O₇

Classificação dos óxidos

Para classificarmos um óxido, devemos analisar seu comportamento (reações) em presença de ácido, base e água.

Quanto ao comportamento nas reações químicas, os óxidos são classificados como:

- óxidos ácidos
- óxidos básicos
- óxidos anfóteros

- óxidos neutros
- óxidos duplos, mistos ou salinos
- peróxidos

Classificação e reação dos óxidos

Óxidos ácidos ou anidridos

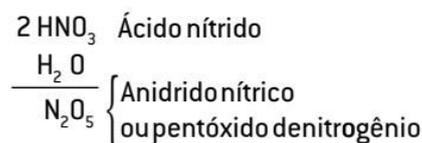
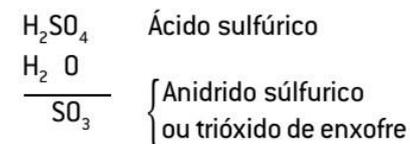
São óxidos de acentuado caráter covalente, formados por não metais ou por metais com Nox elevados.

Os óxidos ácidos reagem com água, produzindo ácidos, e reagem com bases, produzindo sal e água.

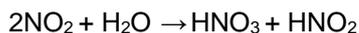
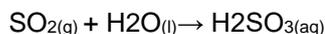
Não reagem com ácidos.

Exemplos

SO₂, SO₃, CO₂, N₂O₅, N₂O₃, Mn₂O₇ etc.



Óxidos ácidos ou anidridos Óxido ácido (anidrido) + água → ácido



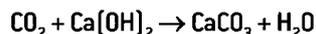
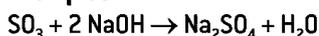
Óxidos ácidos ou anidridos Óxido ácido (anidrido) + água → ácido

A precipitação de chuvas ácidas pode causar:

- A morte de peixes em rios e lagos;
- A destruição de folhas e galhos de árvores;
- A alteração química do solo, pois cátions metálicos, como o Al³⁺, são liberados pela chuva ácida, o que provoca o envenenamento das plantações e a redução das colheitas;
- A contaminação das águas subterrâneas;
- A degradação de prédios, estruturas metálicas de casas, edifícios e pontes, bem como a corrosão de monumentos artísticos históricos feitos de calcário, cimento, mármore, metais e outros materiais;
- E o surgimento de doenças respiratórias, prejudicando a saúde do ser humano e dos animais.

Óxidos ácidos ou anidridos Óxido ácido (anidrido) + base → sal + água

Exemplos



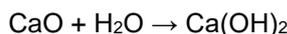
Óxidos básicos

São óxidos iônicos formados, em geral, pelos elementos metálicos, principalmente dos grupos 1 e 2.

Esses óxidos apresentam características básicas

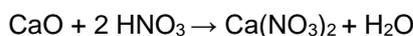
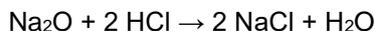
Os óxidos básicos alcalinos e alcalinoterrosos, exceto o Mg e o Be, reagem com água, produzindo a base correspondente.

Óxido básico + água → base



Óxido básico + ácido → sal + água

(reação de neutralização).



Os óxidos básicos de metais alcalinos e alcalinoterrosos reagem com água; os demais óxidos básicos são pouco solúveis em água.

Óxidos neutros ou indiferentes

São óxidos moleculares formados por não metais. São gasosos e não reagem com água, bases e ácidos.

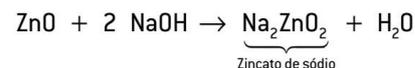
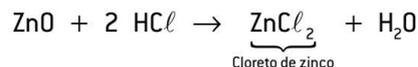
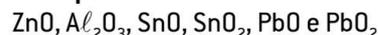
São três os óxidos que fazem parte desse grupo: **CO, NO e N₂O**.

Óxidos anfóteros

São óxidos moleculares formados por metais de transição e por metais pertencentes aos grupos 13 ou 14 da classificação periódica.

São insolúveis em água e comportam-se como **óxidos básicos**, se o meio em questão for ácido, e **como óxidos ácidos**, se o meio for básico.

Exemplos



Peróxidos

São compostos que possuem o grupo O_2^{2-} , $[-O-O-]^{2-}$, denominado radical **peroxo**. Os peróxidos mais comuns são os de metais alcalinos, os de metais alcalinoterrosos e os de hidrogênio. Nos peróxidos, o Nox do oxigênio é -1 , pois na quebra do grupo peroxo, por ser uma ligação covalente não polar, nenhum dos oxigênios perde ou ganha elétrons.

Exemplos

- Metais alcalinos: $X_2O_2 \rightarrow Li_2O_2, Na_2O_2$ etc.
- Metais alcalinoterrosos: $XO_2 \rightarrow CaO_2, BaO_2$ etc.
- Hidrogênio: H_2O_2

Química Orgânica- Funções Nitrogenadas II

Funções	Radicais funcionais	Exemplos	Fórmulas gerais
Amina	$-NH_2$	$CH_3-CH_2-NH_2$	$R-NH_2$
	$-NH-$ R'	$CH_3-CH_2-NH-CH_3$	$R-NH-R'$
	$-N-$ R'	CH_3-N-CH_3	$R-N-R'$
Amida	$-C(=O)NH_2$	$CH_3-C(=O)NH_2$	$R-C(=O)NH_2$
Nitrila (ou cianeto)	$-C\equiv N$	CH_3-CH_2-CN	$R-CN$
Isonitrila (ou isocianeto ou carbilamina)	$-N\equiv C$	CH_3-CH_2-NC	$R-NC$
Nitrocomposto	$-NO_2$	CH_3-NO_2	$R-NO_2$

NITRILAS

Nitrilas apresentam o grupo funcional $R-C\equiv N$ ou $Ar-C\equiv N$

O próprio $H-C\equiv N$ (ácido cianídrico) poder ser considerado uma nitrila.

O grupo $-C\equiv N$ pode ser simbolizado por $-CN$.

Nomenclatura IUPAC

É dado nome ao hidrocarboneto correspondente, seguido da terminação **nitrila**.

$H-C\equiv N$	$CH_3-C\equiv N$	$CH_3-CH_2-C\equiv N$
Metanonitrila	Etanonitrila	Propanonitrila

Nomenclatura usual

Usam-se a palavra cianeto e, em seguida, o nome do radical preso ao grupo $-C\equiv N$.



Cianeto de metila Cianeto de etila

NITRILAS – Propriedades Físicas

Temperatura de ebulição

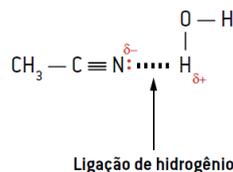
Os cianetos de baixa massa molecular são líquidos em temperatura ambiente. Veja os exemplos a seguir.

Nitrilo	T.E. (°C)
CH_3-CN	82
CH_3-CH_2-CN	97
$CH_3-CH_2-CH_2-CN$	116-118

Solubilidade em água

O etanonitrilo é completamente solúvel em água; a solubilidade diminui com o aumento da cadeia carbônica. Veja o quadro.

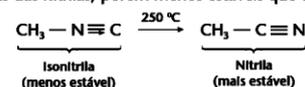
Nitrilo	Solubilidade a 20 °C
CH_3-CN	Miscível
CH_3-CH_2-CN	10 g/100 cm ³ de água
$CH_3-CH_2-CH_2-CN$	3 g/100 cm ³ de água



ISONITRILAS

Isonitrilas (ou isocianetos, ou carbilaminas) são compostos contendo o grupo funcional $-N\equiv C$. Elas derivam do hipotético ácido isocianídrico ($H-N\equiv C$), vindo daí o nome isocianetos.

As isonitrilas são isômeras das nitrilas, porém menos estáveis que estas:

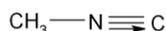


Os nomes são feitos ou com a terminação **carbilamina** ou com a palavra **isocianeto**:



ISONITRILAS - Propriedades

- As isonitrilas mais simples são líquidos incolores.
- Pouco solúveis em água.
- Muito tóxicos e de cheiro extremamente desagradável.



Isocianeto de metila (oficial)

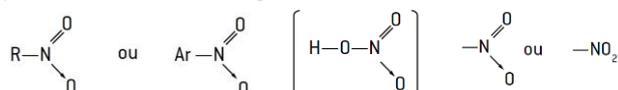
Metilcarbilamina (usual)

NITROCOMPOSTOS

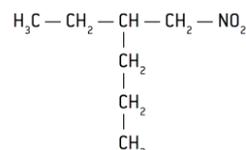
- Os nitrocompostos são compostos orgânicos nitrogenados que apresentam o grupo funcional **NO₂**.

- Podem ser considerados como derivados do ácido nítrico (HNO₃).

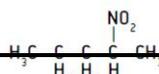
- Pela substituição do $-OH$ por um radical alquil ou aril, por isso tem fórmula geral:



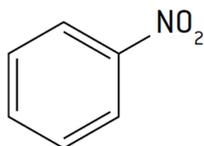
- Sua nomenclatura se dá pela adição do prefixo **nitro** ao nome do hidrocarboneto a ele ligado, seguindo as demais regras já estudadas.



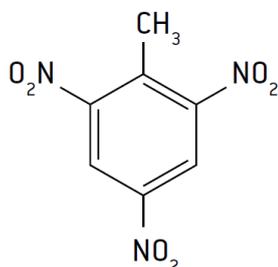
2-etil-1-nitro-pentano



Nitrobenzeno



2,4,6-Trinitro-tolueno (TNT: usado como explosivo)



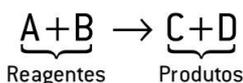
Química Geral - Reações Químicas I

Reações químicas: classificação

Reconhecer reações químicas.

Previsão de ocorrência das reações

Ao 1º membro damos o nome de reagente e ao 2º membro, de produto da reação.



[aq] = para substâncias que se encontram em solução aquosa;

[s] = para substâncias sólidas;

[l] = para substâncias líquidas;

[g] = para substâncias gasosas;

[↑] = para formação de gás;

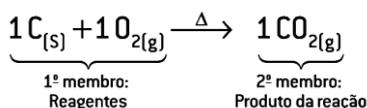
[↓ OU ↓↓] = para substâncias insolúveis (precipitado);

[λ] = luz;

[cat] = catalisador;

[⇌] = estado de equilíbrio;

[Δ] = calor, aquecimento.



Tradicionalmente, as reações químicas podem ser classificadas de acordo com o número de reagentes e produtos em cada lado da equação química

- Reações de síntese ou de adição
- Reações de análise ou de decomposição
- Reações de simples troca ou de deslocamento
- Reações de dupla-troca ou de dupla substituição
- Reação de Oxirredução
- Reação de Combustão

Reações de síntese ou de adição

São aquelas em que dois ou mais reagentes se combinam, formando um único produto.

Podem ser representadas genericamente por:

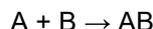


A reação de síntese pode ser **parcial** ou **total**

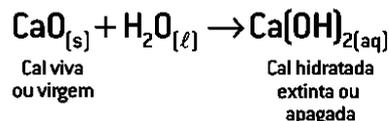
Será parcial quando pelo menos um dos reagentes for uma substância composta

A reação será total quando os reagentes forem substâncias simples.

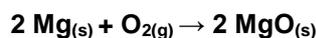
Reações de síntese ou de adição



Síntese parcial.



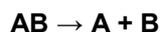
Síntese Total



Reações de análise ou de decomposição

São aquelas em que um único reagente se decompõe, formando dois ou mais produtos.

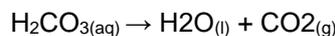
Pode ser representada, genericamente, pela seguinte expressão:



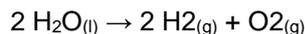
A reação de análise pode ser parcial ou total.

Será parcial se, mesmo após a decomposição, ainda restar pelo menos uma substância composta.

Decomposição Parcial

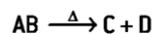


Decomposição Total

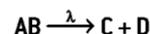


Reações químicas: classificação

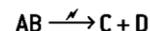
- decomposição por ação do calor (Δ) = pirólise ou decomposição térmica;



- decomposição por ação da luz (λ) = fotólise;



- decomposição por ação da corrente elétrica (\mathcal{N}) = eletrólise.



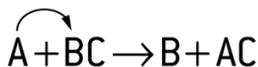
Reações de simples troca ou de deslocamento

São aquelas em que uma substância simples reage com uma substância composta, **produzindo uma nova substância simples e outra composta.**

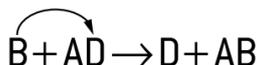
Os átomos da substância simples trocam de lugar com um dos átomos da substância composta.

Genericamente é representada pela expressão:

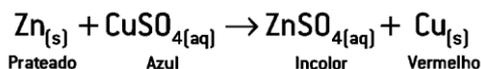
Leia-se: A deslocou B.



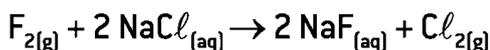
Leia-se: B deslocou D.



Deslocamento entre metais:

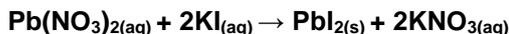
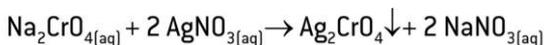
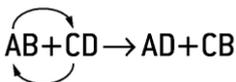


Deslocamento entre ametais:



Reações de dupla-troca ou de dupla substituição

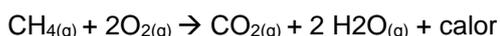
São aquelas em que duas substâncias compostas reagem, substituindo dois elementos ou radicais e formando duas novas substâncias compostas.



Reações de Combustão

Combustão completa

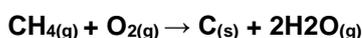
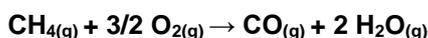
A combustão completa ocorre quando existe oxigênio suficiente para consumir todo combustível.



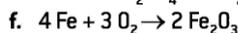
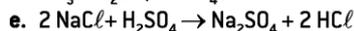
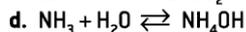
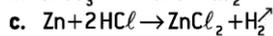
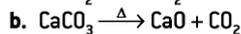
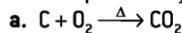
Combustão incompleta

A combustão se dá de forma incompleta quando não houver oxigênio suficiente para consumir todo o combustível.

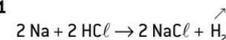
Os produtos da combustão incompleta podem ser monóxido de carbono (CO) e água; ou carbono elementar (C) e água.



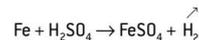
Classifique as reações:



Exemplo 1



Exemplo 2



Ordem	Equação Química	Ocorrem
I	$3 Ca(OH)_{2(aq)} + Al_2(SO_4)_{3(s)} \rightarrow 2 Al(OH)_{3(s)} + 3 Ca(SO_4)_{2(aq)}$	Tratamento de água
II	$2 Mg_{(s)} + 1 O_{2(g)} \rightarrow 2 MgO_{(s)}$	Flash fotográfico
III	$Zn_{(s)} + 2 HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	Ataque do ácido clorídrico a lâminas de zinco
IV	$NH_4HCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + NH_{3(g)} + H_2O_{(l)}$	Fermento químico

[A] I-síntese; II-análise; III-deslocamento e IV-dupla troca

[B] I-dupla troca; II-síntese; III-deslocamento e IV-análise

[C] I-análise; II-síntese; III-deslocamento e IV-dupla troca

[D] I-síntese; II-análise; III-dupla troca e IV-deslocamento

[E] I-deslocamento; II-análise; III-síntese e IV-dupla troca

Simple troca:

Deslocamento por metais (deslocamento de cátion)

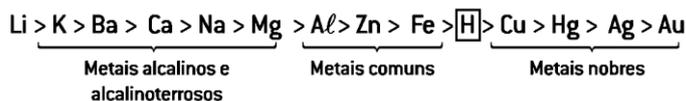
Reações de metais com ácidos

Deslocamento por não metais (deslocamento de ânion)

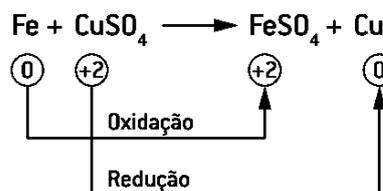
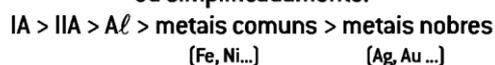
De dupla-troca ou de dupla substituição

contato entre os reagentes, afinidades químicas

Simple troca: Deslocamento por metais (deslocamento de cátion)



Reatividade crescente ou eletropositividade crescente ou simplificadamente:



Metal 1 + Sal 1 → Sal 2 + Metal 2

Meta.l mais eletropositivo (esquerda) deslocará (cederá elétrons) qualquer outro metal menos eletropositivo (direita); caso contrário, a reação não ocorrerá.

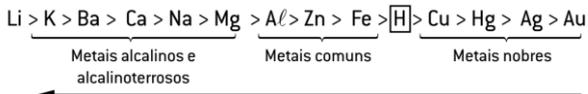
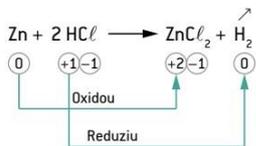


$Cu + FeSO_4 \rightarrow$ impossível, pois o Cu é menos reativo que o Fe [fila de reatividade].

Reações de metais com ácidos

Metal + Ácido → Sal + H₂

Exemplo 3



O HNO_3 e o H_2SO_4 concentrados, que são muito oxidantes, reagem com metais nobres, mas não liberam o gás hidrogênio (H_2).

Exemplo 2



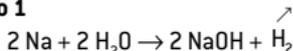
Exemplo 3



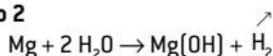
Ocorrem também reações de metais com água, nas quais encontramos:

Os metais **alcalinos** e os **alcalinoterrosos** reagem violentamente com a água à temperatura ambiente, formando os **hidróxidos** correspondentes e liberando gás hidrogênio.

Exemplo 1



Exemplo 2



Os **metais comuns** reagem com a água quente, formando os **óxidos** correspondentes e liberando gás hidrogênio.

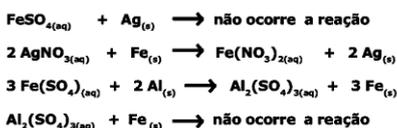
Exemplo 3



Os **metais nobres** não reagem com a água.

2011 EspCEX

23 Abaixo são fornecidos os resultados das reações entre metais e sais.

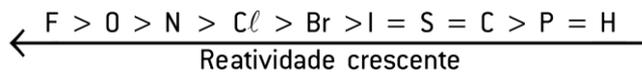
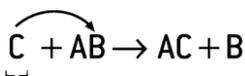


De acordo com as reações acima equacionadas, a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos em questão é:

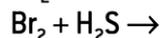
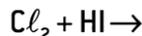
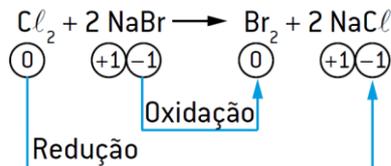
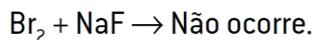
- [A] Al, Fe e Ag. [B] Ag, Fe e Al. [C] Fe, Al e Ag. [D] Ag, Al e Fe. [E] Al, Ag e Fe.

Deslocamento por não metais (deslocamento de ânion)

Nos casos de reações de deslocamento, em que as substâncias simples são não metais, verificamos que todos tendem a receber elétrons. Essa capacidade, porém, varia de não metal para não metal, ou seja, uns têm maior tendência para receber elétrons do que outros.



O não metal mais reativo (à esquerda) deslocará (recebendo elétrons) qualquer outro não metal menos reativo (à direita); caso contrário, a reação não ocorrerá.



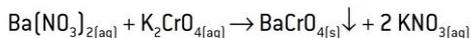
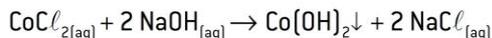
De dupla-troca ou de dupla substituição

Nas reações de dupla substituição, duas substâncias permutam entre si dois elementos, conforme a equação a seguir:

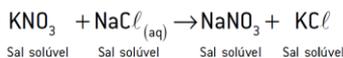


- Quando ocorre a formação de um precipitado (produto menos solúvel que os reagentes).
- Quando ocorre a formação de uma substância volátil
- Quando ocorre a formação de uma substância menos ionizada ou dissociada.

Quando ocorre a formação de um precipitado (produto menos solúvel que os reagentes)

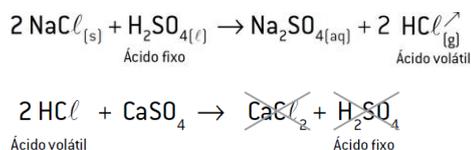


Produto são sais solúveis não ocorre reação

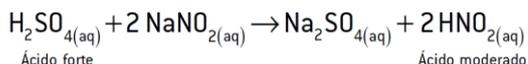
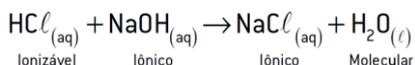


Quando ocorre a formação de uma substância volátil

Uma dupla-troca também pode ocorrer toda vez que um dos produtos da reação for mais volátil ou instável.



Quando ocorre a formação de uma substância menos ionizada ou dissociada.



Química Orgânica - Reações Orgânicas I

Rupturas homolítica e heterolítica

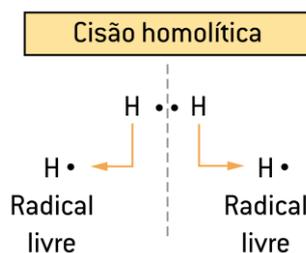
Alcanos ou parafinas

Reações de substituição em alcanos
 Reação de halogenação
 Reação de nitração
 Reação de sulfonação

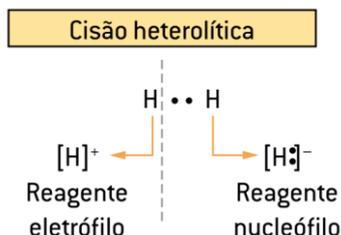
Ligação Química: 2 elétrons

ruptura (ou cisão)

Ruptura homolítica (homólise): radicais livres



Ruptura heterolítica (heterólise) reagente **eletrófilo** (positivo) e reagente **nucleófilo** (negativo)



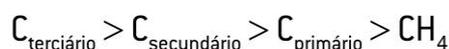
Nucleófilo é um reagente que **fornece** um par de elétrons para a formação de uma ligação covalente.

Eletrófilo é um reagente que **recebe** um par de elétrons para a formação de uma ligação covalente.

Rupturas homolítica e heterolítica

Ligação Química: 2 elétrons - ruptura (ou cisão)

Ruptura homolítica (homólise): A ligação química entre dois átomos rompe-se exatamente “no meio”, promovendo a formação de duas estruturas neutras, denominadas **radicais livres**. Esses radicais livres, por apresentarem elétrons desemparelhados, **atacam estruturas orgânicas estáveis e, principalmente, saturadas e não polares**.



Nucleófilo Ruptura heterolítica (heterólise): a ligação química entre dois átomos não se rompe “no meio”, promovendo a formação de duas estruturas carregadas terciário > secundário > primário > CH₃. **eletrófilo** (positivo) e reagente **nucleófilo** (negativo).

Esses reagentes, por apresentarem cargas elétricas, atacam estruturas orgânicas **que têm polaridade ou mesmo partes estruturais de elevada densidade eletrônica (ligações duplas ou triplas)**.

Alcanos ou parafinas

São compostos orgânicos constituídos apenas por átomos de carbono e de hidrogênio, desprovidos de insaturação. Quando acíclicos, os alcanos apresentam a fórmula geral: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, em que **n** representa o número de carbonos. São conhecidos como

parafinas (do latim *parum affinis*, “pouca afinidade”, isto é, pouco reativo), porque apresentam pouca tendência a se combinarem, em razão de sua baixa polaridade. Nos alcanos, existem apenas ligações covalentes C–C e C–H; a estrutura dos carbonos é tetraédrica e os ângulos de ligação são todos de 109°28', características que lhes conferem grande estabilidade.

Propriedades físicas dos alcanos

Os alcanos são menos densos que a água, já que as interações entre suas moléculas são mais fracas, ocasionando maior distanciamento intermolecular. São solúveis em solventes não polares (são hidrofóbicos), dissolvendo-se em substratos, como o benzeno, o CCl₄, o CS₂, o éter dietílico etc.

Assim, os alcanos respeitam a regra básica de solubilidade: “semelhante dissolve semelhante”. Nesse caso específico, pode-se aplicar a regra: “não polar dissolve não polar”.

Reações de substituição em alcanos

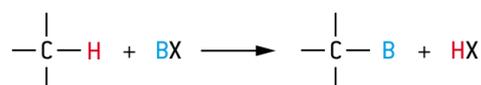
Elevada estabilidade,

Participam de poucas reações

Ocorrem em condições rigorosas e, normalmente, resultam das misturas de produtos.

As reações dos alcanos ocorrem por meio de um ataque via radical livre.

No fim da reação, obtêm-se produtos da substituição de átomos de hidrogênio do alcano por outros átomos ou grupos de átomos.

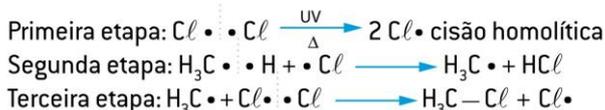


O hidrogênio mais facilmente substituível é aquele ligado ao **carbono terciário**, e o mais dificilmente substituível é o ligado ao metano. Temos, portanto, a seguinte **ordem decrescente**, de acordo com a facilidade de substituição do hidrogênio:

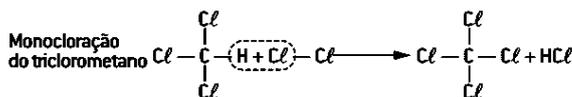
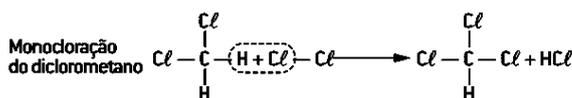
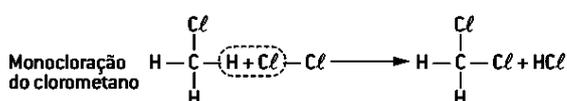
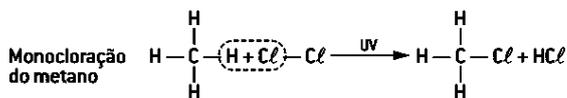
Reação de halogenação

É uma reação de substituição que, nesse caso, ocorre entre alcanos e halogênios (VIIA – F₂; Cl₂; Br₂; I₂). A reatividade desses halogênios, nas abstrações de hidrogênio, está relacionada com suas eletronegatividades, sendo o flúor o mais reativo e o iodo o menos reativo (F > Cl > Br > I).

- F₂ → Gás amarelo
- Cl₂ → Gás esverdeado
- Br₂ → Líquido castanho
- I₂ → Sólido violeta escuro

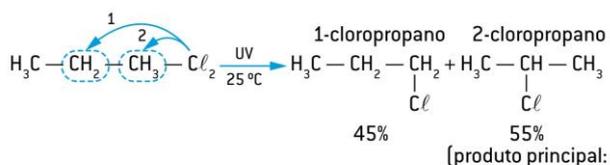


Mecanismo de cloração do metano, resultando na obtenção do clorometano.



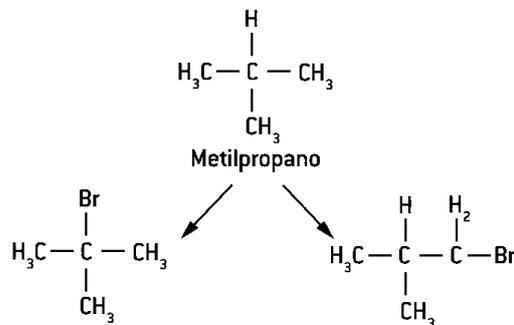
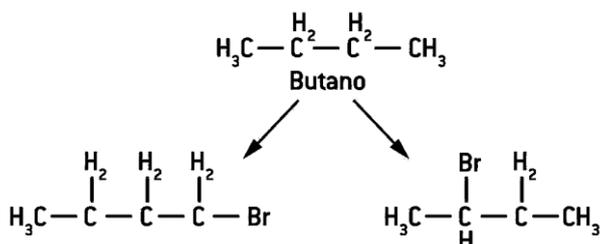
A velocidade das reações de halogenação pode aumentar na presença de luz solar ou ultravioleta.

Já os alcanos com três ou mais átomos de carbono sofrem essa reação, fornecendo uma mistura de compostos, na qual a reação que aconteceu no carbono mais reativo ocorre em maior quantidade.



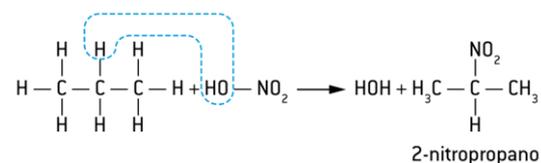
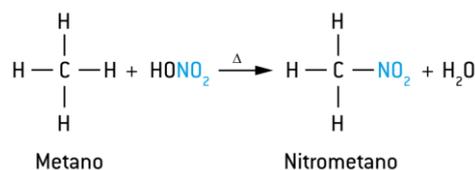
► 01. Fuvest-SP

Um material é constituído apenas por moléculas C₄H₁₀. Ao ser bromado, produziu quatro compostos monobromados diferentes de fórmula C₄H₉Br. Com base nessa informação, justifique se o material é uma mistura ou uma substância pura.



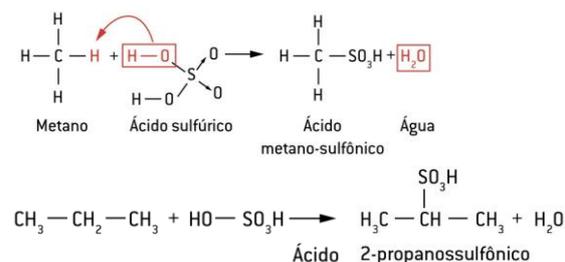
Reação de Nitração

A nitração é uma reação do alcano com HNO₃ (ácido nítrico), na presença de H₂SO₄ concentrado e em temperatura quente, que age como catalisador, com consequente formação de água.



Reação de Sulfonação

A sulfonação é uma reação do alcano com H₂SO₄ (ácido sulfúrico), concentrado e em **temperatura quente**, com consequente formação de **água**. Continua valendo a preferência pelo carbono menos hidrogenado nessa substituição. Veja os exemplos a seguir



Cloração do 2-metilbutano

Química Geral - Balanceamento de equações químicas

Balanceamento de equações químicas

- Tentativa
- Algébrico
- Redox
- Tentativa

Regras práticas

Regra a: inicie o balanceamento com o elemento (ou radical) que **aparece apenas uma vez**, tanto nos reagentes quanto nos produtos.

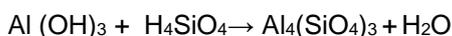
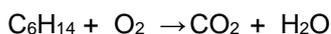
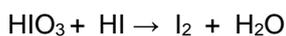
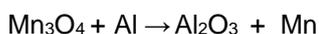
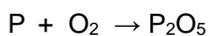
Regra b: caso dois elementos (ou radicais) satisfaçam a **regra a**, escolha aquele que apresenta o **maior índice**.

Regra c: determinado o elemento (ou o radical), **inverte seus índices de um membro para o outro**, usando-os como coeficientes das substâncias que possuem o elemento (ou radical) escolhido.

Regra d: faça o balanceamento dos outros elementos, utilizando as regras descritas anteriormente.

Tentativa

Observação – É conveniente, no final do balanceamento, contarmos os átomos de cada elemento e verificarmos se esse número se iguala no 1º e no 2º membro da equação.



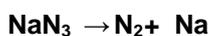
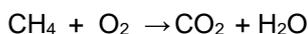
• Tentativa - alternativa

Regra alternativa

1. Contar a quantidade total de átomos de todos os participantes da reação.

2. Colocar o coeficiente 1 no participante que possuir a maior quantidade de átomos

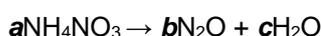
3. Balancear os demais elementos a partir dele



Algébrico

Utiliza-se de um conjunto de equações, onde as variáveis são os coeficientes estequiométricos.

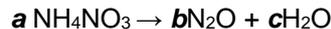
Passo 1: Identificar os coeficientes.



Passo 2: Igualar as atomicidades de cada elemento respeitando a regra da proporção atômica. Assim, deve-se multiplicar a atomicidade de cada elemento da molécula pelo coeficiente estequiométrico identificado anteriormente.

Passo 3: Resolver o sistema de equações

Passo 4: Substituir os valores obtidos na equação original



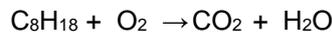
Para o nitrogênio: $2a = 2b$ (pois existem 2 átomos de N no NH_4NO_3)

Para o hidrogênio: $4a = 2c$

Para o oxigênio: $3a = b + c$

Se $2a = 2b$, tem-se que $a = b$.

Se $4a = 2c$, tem-se que $2a = c$.



Redox - Oxirredução

Em uma reação de oxirredução, o número de elétrons transferidos ou doados é sempre igual ao número de elétrons recebidos. Essa igualdade permite determinar os coeficientes estequiométricos de uma reação de oxirredução.

Conceitos para relembrar:

Oxidação perda de elétrons e aumento de Nox.

Redução ganho de elétrons e diminuição do Nox.

Agente redutor sofre oxidação.

Agente oxidante sofre redução.

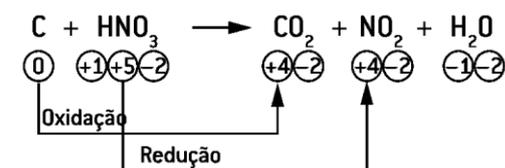
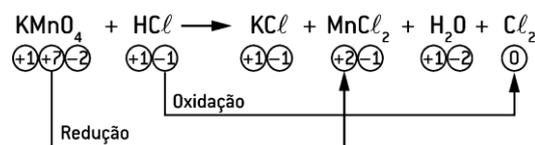
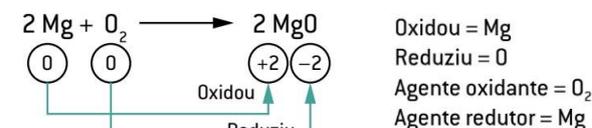
Oxidação é a perda de elétrons por átomos; o Nox será positivo (δ^+). Na oxidação, o Nox do elemento aumenta.

Redução é o ganho de elétrons por átomos; o Nox será negativo (δ^-). Na redução, o Nox do elemento diminui.

δ = carga parcial

Agente oxidante ou **oxidante** é o elemento ou a substância que ganha elétrons e provoca a oxidação em outra espécie química; ele próprio se reduz.

Agente redutor ou **redutor** é o elemento ou substância que doa elétrons e provoca a redução em outra espécie química; ele próprio se oxida.



Regra a: determinar os Nox de todos os elementos presentes nas substâncias reagentes e nos produtos da equação química e verificar quais elementos sofreram variação (Δ) do Nox. Calcular $\Delta\text{Nox} = \text{Nox}(\text{maior}) - \text{Nox}(\text{menor})$

Regra b: determinar o número total de elétrons cedidos e recebidos pelos elementos que sofreram variação de oxidação e redução, respectivamente. Isso se faz multiplicando a variação do Nox pelo maior índice com que o elemento aparece na equação. A variação do número de elétrons será sempre em módulo.

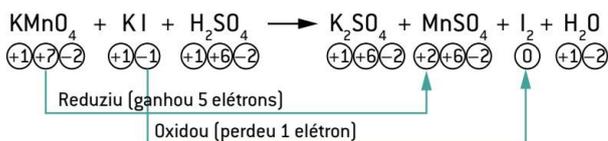
$\Delta = \text{variação do Nox} \cdot \text{índice}$

Regra c: se o número total de elétrons cedidos e recebidos for múltiplo, simplificar para que se obtenham os menores coeficientes inteiros possíveis.

Regra d: usar o total de elétrons cedidos como coeficiente da substância que contém o elemento que reduz e vice-versa.

Regra e: prosseguir o balanceamento utilizando o método de tentativas.

Regra a – Determinação dos Nox:



Regra b – Oxidou: I

$\Delta = \text{variação do Nox} \cdot \text{índice}$

$\Delta = 1 \cdot 2 = 2$

Reduziu: Mn

$\Delta = \text{variação do Nox} \cdot \text{índice}$

$\Delta = 5 \cdot 1 = 5$

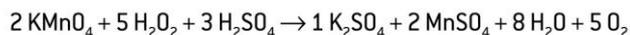
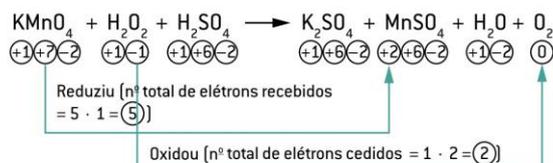
Regra d – Transpor os números totais de elétrons como coeficientes para os elementos de maior índice (se forem diferentes):



Regra e – Prosseguir o balanceamento pelo método das tentativas:

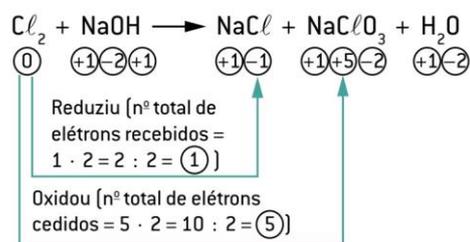


Redox - Oxirredução - Peróxido



Casos particulares

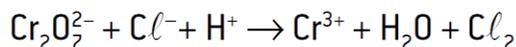
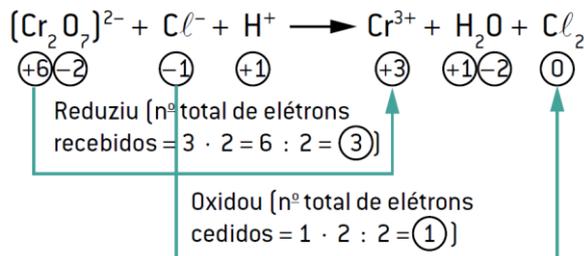
Reação de auto-oxirredução ou desproporcionamento. Esse tipo de reação ocorre quando um mesmo elemento, em parte, sofre oxidação e, em parte, sofre redução, simultaneamente.



Casos particulares

Quando as equações químicas aparecem escritas na forma iônica: **Exemplo**

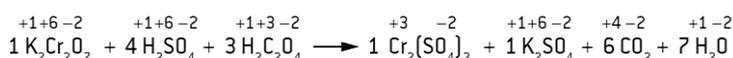
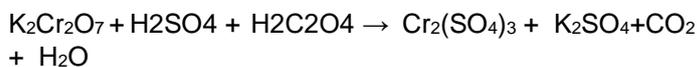
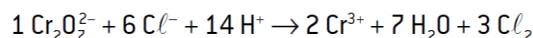
Balancear a equação:



• reagentes:

$$1 \cdot (-2) + 6 \cdot (-1) + 14 \cdot (+1) = +6$$

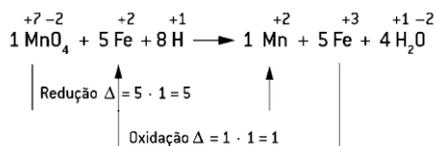
• produtos = $2 \cdot (+3) = +6$



Qual é a soma dos menores coeficientes inteiros para a equação seguinte, após balanceada?



Resolução



A soma dos menores coeficientes $\Rightarrow 1 + 5 + 8 + 1 + 5 + 4 = 24$

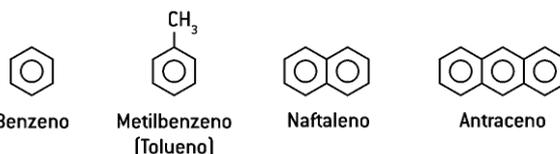
Cargas dos reagentes = cargas dos produtos

$$-1 + 10 + 8 = +2 + 15$$

$$+17 = +17$$

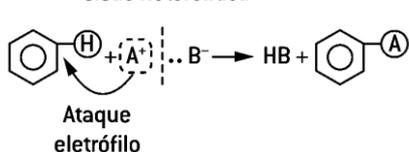
Química Orgânica - Reações Orgânicas II

Reações em compostos aromáticos



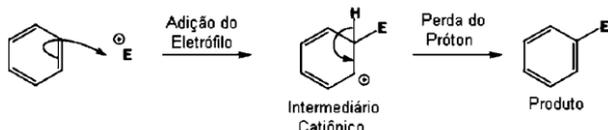
Reações em compostos aromáticos: Substituição eletrofílica

Cisão heterolítica



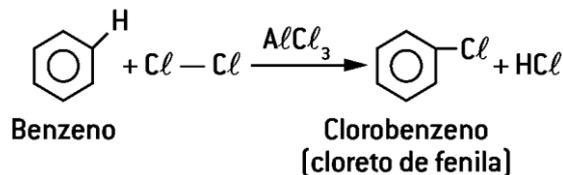
O benzeno pode ser atacado por eletrófilos, mas, ao contrário das reações correspondentes dos alquenos, o resultado é a substituição dos hidrogênios – a substituição eletrofílica em aromáticos –, e não a adição ao anel.

Por causa da alta densidade eletrônica deste último.

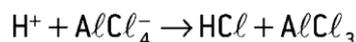
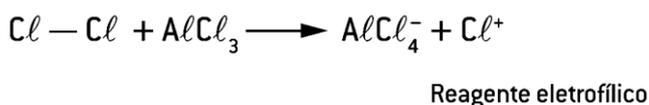


Halogenação do benzeno

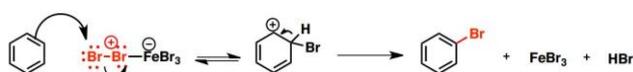
É um exemplo de substituição eletrofílica nos aromáticos. Consiste em fazer reagir o **cloro** e o **bromo** (halogênios – família VIIA ou grupo 17), na presença de **AlCl₃** (**ácido de Lewis**) ou **Fe(s)** como **catalisadores**, substituindo-se os átomos de hidrogênio por átomos desses halogênios no benzeno, sendo que o **iodo** não reage com esse hidrocarboneto.



Mecanismo da reação

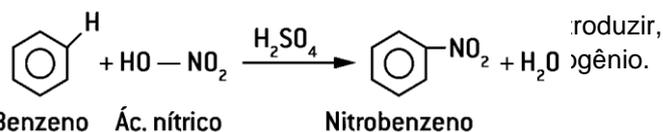


Halogenação



Nitração do benzeno

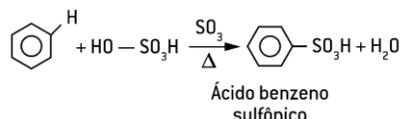
Os hidrocarbonetos aromáticos reagem com mistura sulfonítrica de **HNO₃** e **H₂SO₄** concentrados, formando nitroderivados aromáticos. O ácido sulfúrico, por ser desidratante, atua como catalisador dessa reação. A eliminação de água gera o íon nitrônio, **NO₂⁺**, um eletrófilo forte que tem grande parte da carga positiva no nitrogênio.



O ácido sulfúrico concentrado não é capaz de sulfonar o benzeno à temperatura normal.

Os hidrocarbonetos aromáticos reagem com **ácido sulfúrico fumegante (HO-HSO₃)**, extremamente **concentrado**, com ligeiro **aquecimento**, gerado por reação de substituição.

O ácido sulfúrico fumegante comercial é feito pela adição de cerca de 8% de trióxido de enxofre, SO₃, ao ácido concentrado.



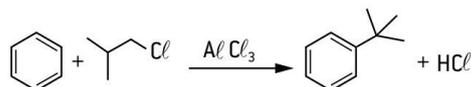
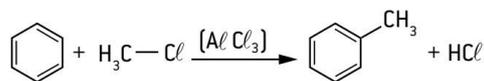
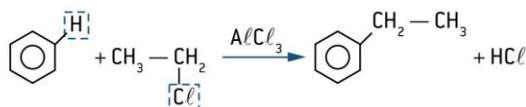
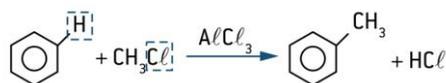
Alquilação de Friedel-Crafts

Em 1877, os químicos Friedel e Crafts descobriram que os **halogenoalcanos ex: CH₃-Cl, H₃C-CH₂-Cl** reagem com benzeno na presença de um halogeneto de alumínio (**AlCl₃**) como catalisador.

Os produtos resultantes são **alquil-benzeno** e **halogeneto de hidrogênio (Hidrácidos)**.

Reação de alquilação é aquela em que um átomo de hidrogênio é substituído por um radical orgânico do tipo – R.

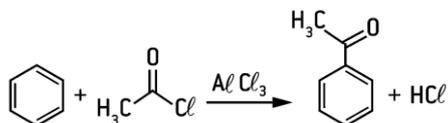
É uma forma de aumentar a estrutura carbônica do composto com a introdução de mais átomos de carbono.



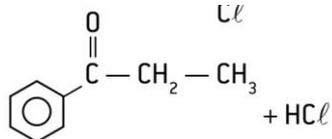
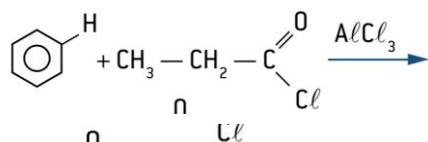
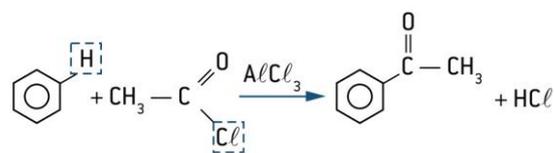
Para que essa reação ocorra, é necessário acrescentar um catalisador apropriado, como AlCl₃, FeCl₃ ou FeBr₃

Acilação de Friedel-Crafts

É uma reação eletrofílica que ocorre envolvendo hidrocarbonetos aromáticos e **haletos ácidos** ou halogenetos de acila, na presença de $AlCl_3$ como catalisador. Nesta reação, ocorre a formação de cetonas ou de aldeídos aromáticos.



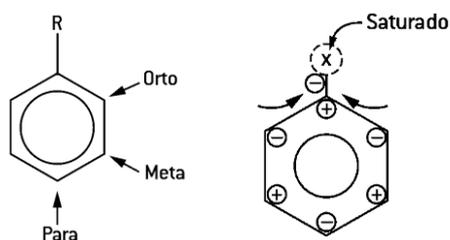
Mecanismo



Mecanismo forma aldeído

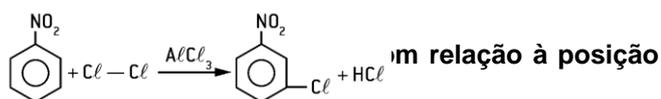
Grupamentos dirigentes

Quando o anel já possui grupo substituinte, esse grupo orienta uma nova substituição. É a chamada **dirigência do substituinte**.



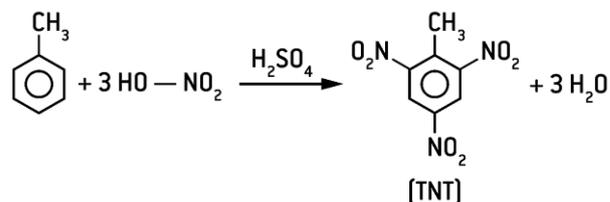
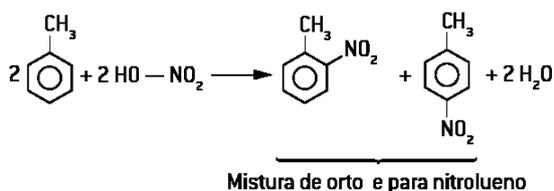
Isso ocorre porque os grupamentos dirigentes são, preferencialmente, estruturas **saturadas**, o que polariza o ciclo, deixando cargas negativas nas posições 2, 4 e 6.

Monocloração do nitrobenzeno



Os principais grupamentos orto-para dirigentes (saturados) são:

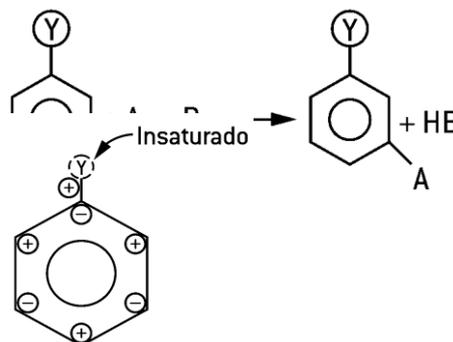
$-N \begin{matrix} H \\ \\ H \end{matrix}$	$-O-H$ $-OH$	$-O-C \begin{matrix} H \\ \\ H \end{matrix}$ $-OCH_3$	Radicais alquila $-CH_3$ $-CH_2-CH_3$	Halogêneos $-F, -Cl, -Br, -I$
--	-----------------	--	---	----------------------------------



Grupamentos meta-dirigentes

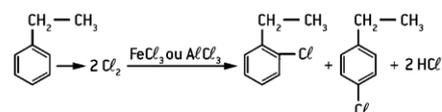
São grupamentos que, quando ligados ao anel aromático, orientam as substituições exclusivamente para a posição **meta (posição 3 em relação ao dirigente)**.

Isso ocorre porque os grupamentos dirigentes são, preferencialmente, estruturas insaturadas, o que polariza o ciclo, deixando cargas negativas nas posições 3 e 5.

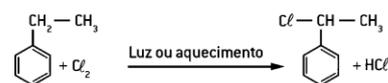


$-N \begin{matrix} O \\ \\ O \end{matrix}$	$-S \begin{matrix} O \\ \\ OH \\ \\ O \end{matrix}$ $-SO_3H$	$-C \begin{matrix} O \\ \\ OH \end{matrix}$ $-COOH$	$-C \begin{matrix} O \\ \\ H \end{matrix}$ $-CHO$	$-C \equiv N$ $-CN$
---	---	---	---	------------------------

Catalisador, geralmente, $FeCl_3$ ou $AlCl_3$



Luz ou aquecimento



Monocloração do tolueno (metilbenzeno)



Química Geral - Estequiometria I

Estequiometria

Estequiometria é uma palavra que tem origem na composição das palavras gregas: stoikheion (estéquio: elemento ou substância) e metron (medida), portanto significa **medida de uma substância**.

Grandezas químicas:

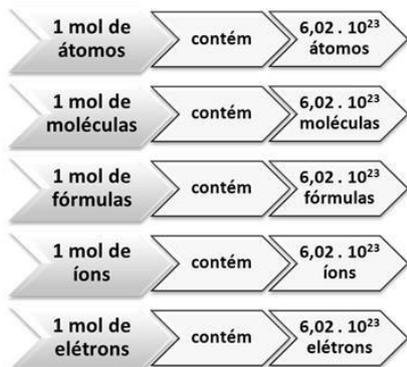
Massas atômicas e moleculares; massa molar;

Quantidade de matéria e número de avogrado.

(Constante de avogrado = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol.)

1 mol contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.

Isso significa que:



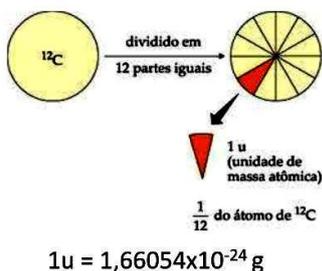
Massas atômicas e moleculares; massa molar;

Massa molar (MM)

A massa molar de um elemento químico ou substância é a massa de 1 mol de átomos ou moléculas, ou seja, a massa de $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades do átomo ou molécula. Corresponde numericamente à **massa atômica para o átomo**.

Exemplo - Massa atômica do C = 12 u → Massa molar do C = 12 g/mol

Unidade de Massa Atômica



Massa molecular

A massa molar de uma substância é a massa de **uma molécula**, em unidades de massa atômica (U.M.A) ou (U), e se relaciona com de 1 mol, ou seja, $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas da substância em gramas. Corresponde numericamente à **massa molecular**.

Exemplo

Massa atômica do $\text{CH}_4 = 12 \text{ u} + 4 \text{ u} = 16 \text{ u} \rightarrow$ Massa molar do $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$

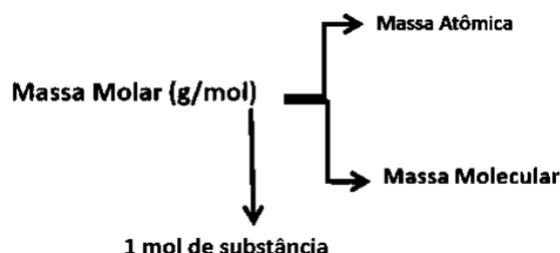
Exemplo para uma substância composta: Massa molecular da água = 18,015 u; Massa molar da água = 18,015 g/mol;

Massa de uma molécula de água = $2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$;

Exemplo para uma substância simples: Massa atômica do sódio = 23 u;

Massa molar do sódio = 23 g/mol;

Massa de um átomo de sódio = $3,817 \cdot 10^{-23} \text{ g}$;



3. Calcular as **massas moleculares** das seguintes substâncias abaixo:

(Dados: H=1u; O=16u; P=31u; S=32u; Cl=35,5u; Ca=40u; Fe=56u)

a. Cloreto de ferro II (FeCl_2)

147,5u 147,5 g/mol 127 g/mol 127u 91,5u

b. Fosfato de cálcio [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]

310 g/mol 310u 215 g/mol 215u 246u

c. Sulfato de cálcio pentahidratado ($\text{CaSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$)

136u 136 g/mol 196 g/mol 12240u 226u

Grandezas Químicas:

quantidade de matéria e número de Avogrado.

Constante de Avogrado = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol

1 mol — massa molar — $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.

Assim: Condições normais de temperatura e pressão

Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP: P = 1 atm = 760

mmHg e T = 0 °C = 273 K), o **volume molar** de um **gás ideal** é aproximadamente **22,4 L /mol**.

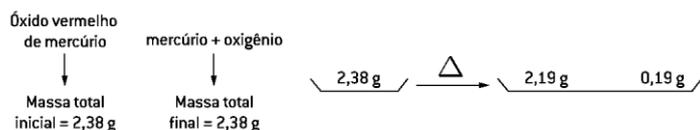
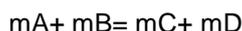
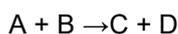
1 mol de átomos $\xrightarrow{\text{pesa}}$ $[\text{MA}]_g \xrightarrow{\text{contém}}$ $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos $\xrightarrow[\text{CNTP}]{\text{[gás] ocupa volume}}$ 22,4 L

1 mol de moléculas $\xrightarrow{\text{pesa}}$ $[\text{MM}]_g \xrightarrow{\text{contém}}$ $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas $\xrightarrow[\text{volume}]{\text{[gás] ocupa volume}}$ 22,4 L

Leis Ponderais: Lavoisier - Lei da conservação das massas.

Num sistema fechado a massa total das substâncias, antes da transformação química (reagentes), é igual à massa total após a transformação (produtos). Isso significa que,

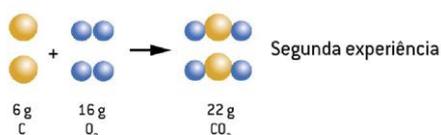
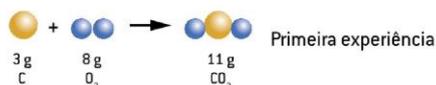
na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.



Lei de Proust ou Lei das proporções definidas ou constantes.

uma composição química de uma substância composta é sempre constante, não importando sua origem.

“A proporção das massas que reagem é sempre constante”



9 g	1 g	8 g	$0,125 = \frac{1}{8}$
18 g	2 g	16 g	$0,125 = \frac{1}{8}$
36 g	4 g	32 g	$0,125 = \frac{1}{8}$

Tipos de cálculos estequiométricos

- Massa;
- Volume;
- Quantidade de matéria (mols);
- Número de moléculas;
- Número de átomos etc.
- Reagente Limitante e em Excesso
- Pureza
- Rendimento

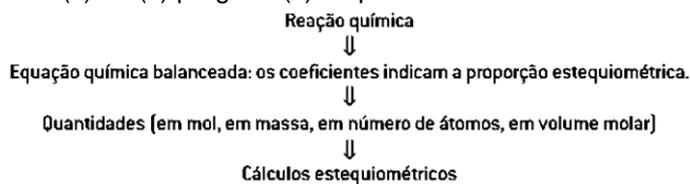
- Relação mol – mol
- Relação mol – massa
- Relação massa - massa

Regras fundamentais

Para a resolução de problemas que envolvem estequiometria:

1. Escreva a equação química que representa a reação em questão.
2. Acerte os coeficientes da(s) equação(ões), ou seja, faça o(s) balanceamento(s) da(s) equação(ões).
3. Destaque, na equação química, a(s) substância(s) envolvida(s) nos dados e na(s) pergunta(s) do problema.
4. Abaixo das fórmulas, escreva a relação molar e transforme-a segundo os dados do exercício (mol, massa, número de átomos ou moléculas, volume molar).

5. Estabeleça a(s) regra(s) de três, envolvendo o(s) dado(s) e a(s) pergunta(s) do problema.



Tipo de relação	$1 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	+ $3 \text{ O}_{2(g)}$	\rightarrow	$2 \text{ CO}_{2(g)}$	+ $3 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$
Proporção em mols	1 mol	3 mols		2 mols	3 mols
Em massa	$1 \cdot 46 \text{ g}$	$3 \cdot 32 \text{ g}$		$2 \cdot 44 \text{ g}$	$3 \cdot 18 \text{ g}$
Em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
Em volume (CNTP)	é líquido	$3 \cdot 22,4 \text{ L}$		$2 \cdot 22,4 \text{ L}$	é líquido

Relação mol - mol

Qual é a quantidade de matéria, em mols de gás carbônico, CO₂, liberada na queima de 15 mols de etanol, C₂H₆O?

Tipo de relação	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	+ $3 \text{ O}_{2(g)}$	\rightarrow	$2 \text{ CO}_{2(g)}$	+ $3 \text{ H}_2\text{O}_{(l)}$
Proporção em mols	1 mol	3 mols		2 mols	3 mols
	↓	↓		↓	↓
Proporção em massa	46 g	$3 \cdot 32 \text{ g}$		$2 \cdot 44 \text{ g}$	$3 \cdot 18 \text{ g}$
	↓	↓		↓	↓
Proporção em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$		$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
	↓	↓		↓	↓
Proporção em volume (CNTP)	É líquido.	$3 \cdot 22,4 \text{ L}$		$2 \cdot 22,4 \text{ L}$	É líquido.

Qual é a massa de água, H₂O, produzida na queima de 5 mols de etanol, C₂H₆O?

Qual a massa de CO₂ em gramas, produzida de 138 g de etanol?

Química Orgânica- Reações Orgânicas III

Reações de Adição

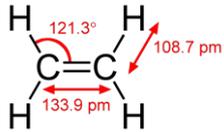
- Alcenos
- Alcinos
- Ciclanos (adição - substituição)

Alcenos

São hidrocarbonetos alifáticos insaturados por uma dupla ligação que apresentam fórmula geral C_nH_{2n}.

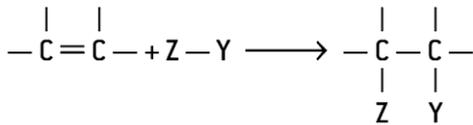
São também conhecidos como olefinas.

O alceno mais importante é o eteno (etileno):

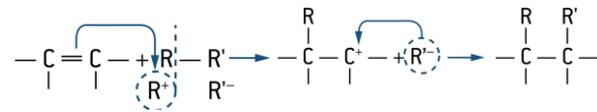


Como a ligação dupla consiste em uma ligação forte (**ligação sigma**) com uma ligação fraca (**ligação pi**), as reações envolvem a quebra da ligação fraca. Dessa maneira, os reagentes atacam preferencialmente tal ligação, devendo, portanto, apresentar característica positiva (ataque eletrofílico).

Reação é denominada reação de adição eletrofílica



Alcenos Mecanismo

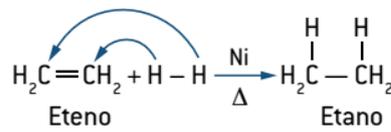
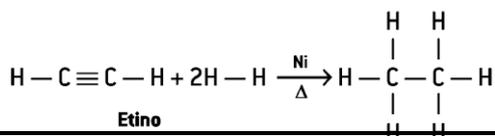
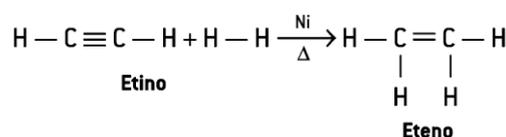
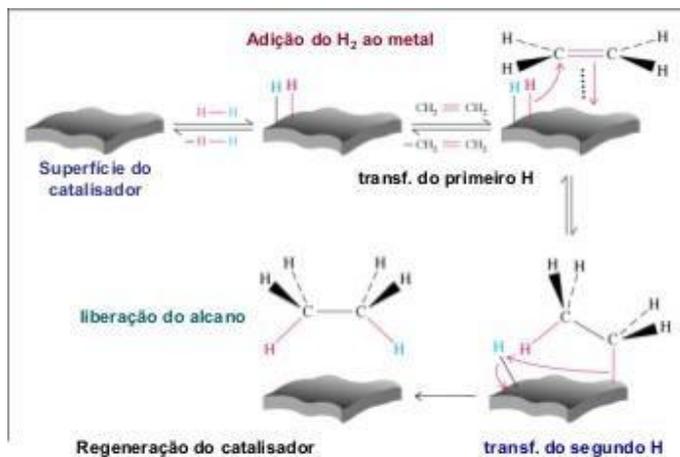
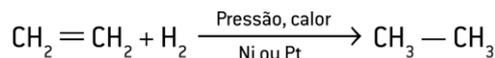


Hidrogenação catalítica,
halogenação,
adição de HX (halogenação)
hidratação

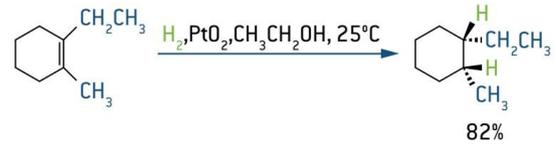
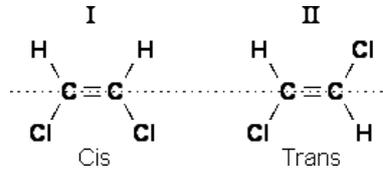
Hidrogenação catalítica

A reação mais simples de uma ligação dupla é saturada com hidrogênio.

É a reação com H₂, na presença de **Pt**, **Ni** ou **Pd** como catalisador heterogêneo (insolúveis). Obtém-se um alceno.

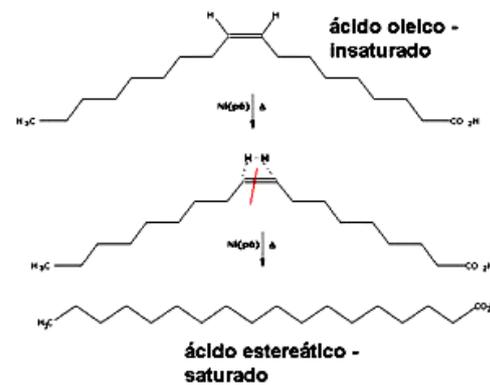


estereoespecificidade. Os dois átomos de hidrogênio são adicionados pela mesma face da ligação dupla (**cis**).



1-etil-2-metil-cicloexeno

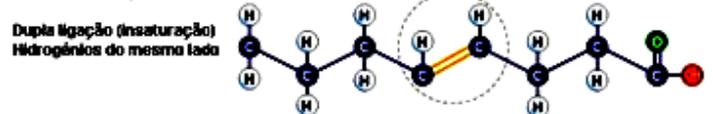
Cis-1-etil-2-metil-cicloexano (racêmico)



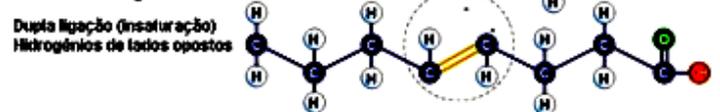
Ácido graxo saturado



Ácido graxo insaturado CIS

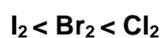


Ácido graxo insaturado TRANS

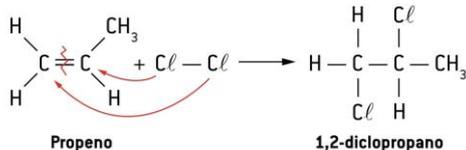


Halogenação

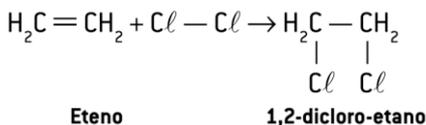
Comparando-se a adição de diferentes halogênios aos mesmos compostos, verifica-se que a reatividade de cada um deles ocorre na seguinte ordem:



O produto obtido nesse tipo de reação é o di-haleto vicinal (haleto vizinhos). Além disso, é uma reação que não necessita de catalisador para ocorrer.



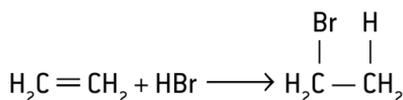
No caso dos alcenos, ocorre uma pequena polarização da ligação Cl—Cl (que pode até ser induzida pelos elétrons do próprio orbital π), que basta para o ataque eficiente. Trata-se de um ataque de elétrons π a um íon Cl^+ formando-se um carbocátion.



Halogenação: haleto de hidrogênio (HX)

A adição de haleto de hidrogênio a compostos insaturados é um método útil para obtenção de haleto de alcanos em laboratório.

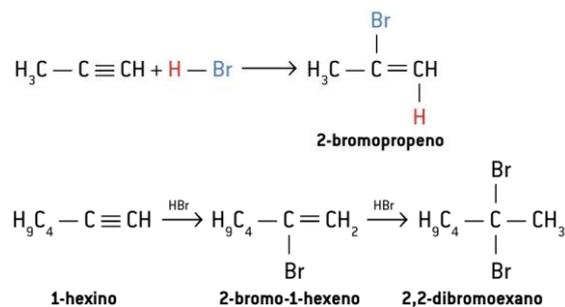
Em geral, não se pode usar meio aquoso, pois a adição dos grupos OH^- da água torna-se uma reação competitiva ou até principal.



Regra de Markovnikov

Quando os carbonos de insaturação tiverem uma quantidade diferente de átomos de hidrogênio ligados a eles, haverá a possibilidade de formação de mais de um produto.

Vladimir Markovnikov enunciou, em 1869, que o **H se adiciona, preferencialmente, ao carbono mais hidrogenado**, formando somente um produto. Essa regra ficou conhecida como **regra de Markovnikov**.

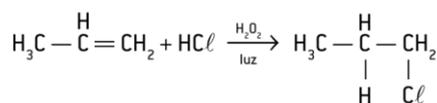


H se adiciona, preferencialmente, ao carbono mais hidrogenado.

Regra de Kharasch

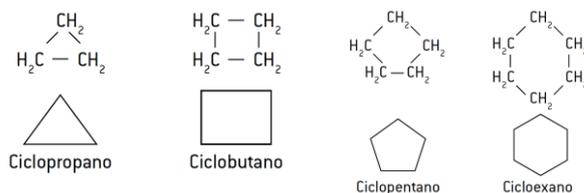
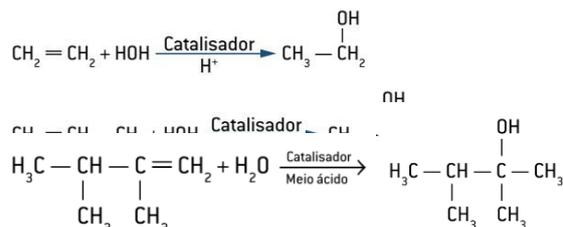
observou que algumas reações não seguem a regra de Markovnikov. Ele notou que essas reações ocorriam por um mecanismo inverso ao previsto por Markovnikov, em presença de **peróxidos e luz**. Essa regra ficou conhecida como anti-Markovnikov ou regra de Kharasch, em que o H se adiciona ao carbono menos hidrogenado.

Peróxidos são compostos do tipo $\text{R}-\text{O}-\text{O}-\text{R}$.

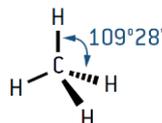


Hidratação

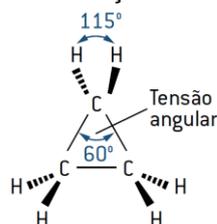
É uma reação eletrofílica que envolve um alceno e água, na presença de catalisador, em meio ácido. A adição segue a regra de Markovnikov, na qual o H^+ se adiciona ao carbono menos substituído, e o grupo OH^- termina no carbono mais substituído.



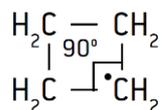
Reações Com Ciclanos - Teoria das tensões de Baeyer



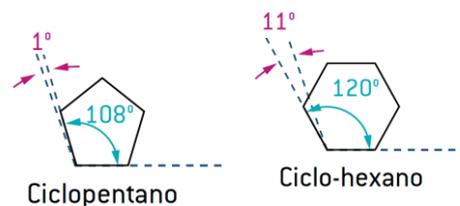
sofre reação de **adição**

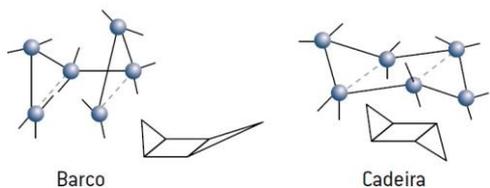


sofre reação de **adição**



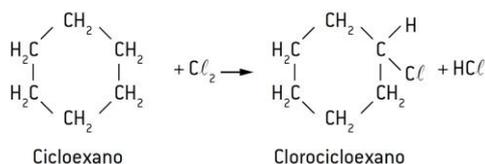
Ainda pode ocorrer reação de adição reações de substituição são mais comuns.



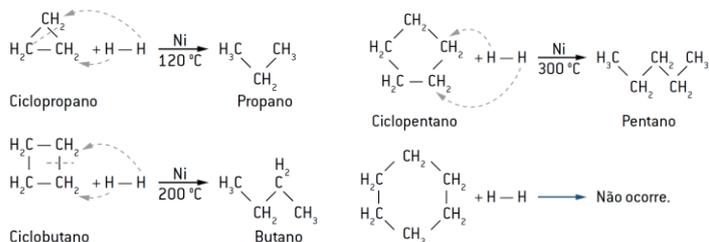


O ciclohexano nas duas formas: barco e cadeira.

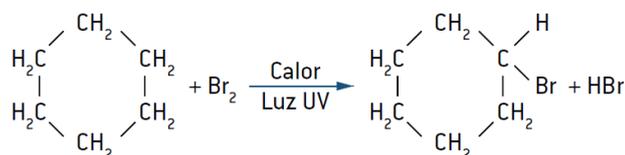
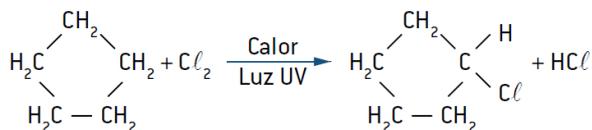
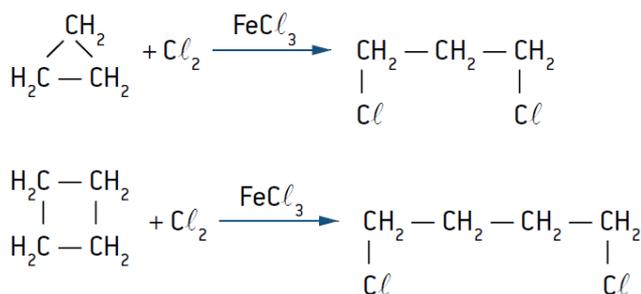
ciclo-hexano sofre, quase sempre, reações de substituição



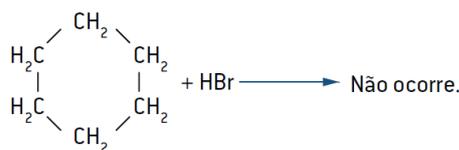
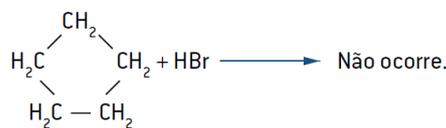
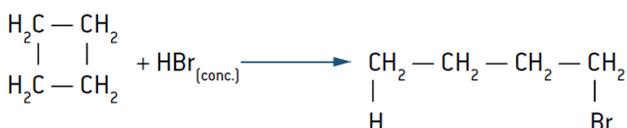
Hidrogenação



Halogenação

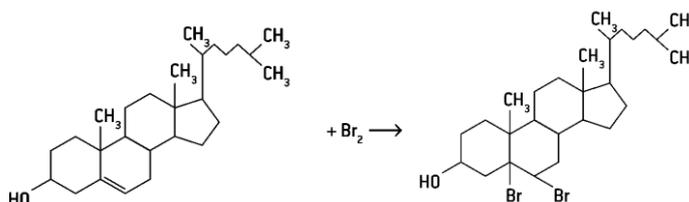


Reação com halogenidretos



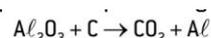
A reação entre o cloreto de hidrogênio e o 2-metil-2-penteno origina:

- 2-cloro-2-metilpentano.
- 3-cloro-3-metilpentano.
- 2-cloro-3-metilpentano.
- 3-cloro-2-metilpentano.
- 2-cloro-2-metil-etilpentano.



Química Geral - Estequiometria II

Relação mol - mol

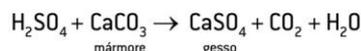


Para 2 mols de Al_2O_3 , quantos mols de CO_2 e de Al , respectivamente, são produzidos nesse processo?

- 3 e 2
- 1 e 4
- 2 e 3
- 2 e 1
- 3 e 4

Relação mol - massa

Para transformar mármore em gesso, precisamos atacá-lo com ácido sulfúrico, segundo a reação:



Para 2 kg de mármore, quanto de matéria, em mols, de gesso iremos produzir?

Relação massa - massa

Na reação $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$, qual é a massa de NH_3 obtida quando reagem totalmente 3 g de H_2 ?

Tipos de cálculos estequiométricos

- Relação de Números de átomos e de moléculas
- Relação Volumes

Relação de Números de átomos e de moléculas

Os dados do problema são apresentados em número de moléculas (ou átomos), massa e mols.

Relação número de moléculas/quantidade em massa

Quantas moléculas de etanol ou álcool etílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, precisam entrar em combustão completa para que sejam liberados 2,2 kg de gás carbônico, CO_2 ?

Tipo de relação	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_{(l)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$			
Proporção em mols	1 mol	3 mol	2 mol	3 mol
	↓	↓	↓	↓
Proporção em massa	46 g	3 · 32 g	2 · 44 g	3 · 18 g
	↓	↓	↓	↓
Proporção em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
	↓	↓	↓	↓
Proporção em volume (CNTP)	22,4 L	3 · 22,4 L	2 · 22,4 L	É líquido.

Relação número de moléculas/massa

Qual é a massa de CO₂, em gramas, produzida de $1,8 \cdot 10^{23}$ moléculas de etanol?

Tipo de relação	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_{(l)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$			
Proporção em mols	1 mol	3 mols	2 mols	3 mols
	↓	↓	↓	↓
Proporção em massa	46 g	3 · 32 g	2 · 44 g	3 · 18 g
	↓	↓	↓	↓
Proporção em moléculas	$6,0 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$
	↓	↓	↓	↓
Proporção em volume (CNTP)	É líquido.	3 · 22,4 L	2 · 22,4 L	É líquido.

Relação número de moléculas/mol

Quantos mols de CO₂ são liberados pela combustão de $1,2 \cdot 10^{26}$ moléculas de etanol, C₂H₆O, nas CNTP?

Tipos de cálculos estequiométricos

Relação Volumes

- Condições normais de temperatura e pressão (CNTP)
- Aplicando a equação de estado para calcular o volume.
- Lei volumétrica ou lei de Gay-Lussac

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP)

Nas CNTP, a pressão-padrão é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura padrão é de 273,15 K.

Nessas condições, o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é ≈ 22,4 L.

Determine a massa de amônia produzida pela reação completa de 134,4 L de nitrogênio nas CNTP com suficiente quantidade de hidrogênio.

Aplicando a equação de estado para calcular o volume.

Calcular o volume de CO₂ produzido, em uma temperatura de 27 °C e pressão de 1 atm, na reação de 16 g de oxigênio com monóxido de carbono. Dado=Constante universal dos gases: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹

Lei volumétrica ou lei de Gay-Lussac

“Os volumes das substâncias gasosas de uma reação química, estando nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação constante de números inteiros e menores possíveis.”

Em um recipiente indeformável e seco, 30 L de nitrogênio, N₂(g), medidos a 20 °C e 600 mmHg, reagem completamente com hidrogênio, H₂(g). Qual o volume de amônia gasosa, NH₃(g), produzido nas mesmas condições de temperatura e pressão?

Aplicando a equação de estado para calcular o volume.

Química Orgânica - Reações Orgânicas IV

Substituição nucleofílica de 1ª Ordem - SN1

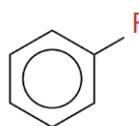
Substituição nucleofílica de 2ª Ordem - SN2

Eliminação

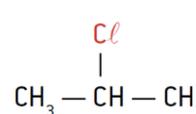
- Desidratação de álcoois Intramolecular Intermolecular
- Eliminação de HCl, HBr e HI de haletos orgânicos (desidro-halogenação)
- Desidratação de ácidos carboxílicos
- Reações de esterificação

SN1 e SN2

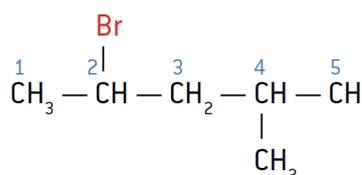
Haletos e sua reatividade



Fluorbenzeno
(fluoreto de fenila)



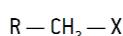
2-cloropropano
(cloreto de isopropila)



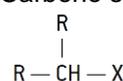
Se considerarmos várias moléculas de haletos formadas pelo mesmo halogênio, a reatividade da reação de substituição será mais fácil em haletos terciários, seguida pelos haletos secundários. Os haletos primários são os menos reativos.

haleto primário < haleto secundário < haleto terciário

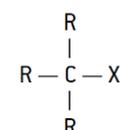
Carbono primário: -1



Carbono secundário: 0



Carbono terciário: +1

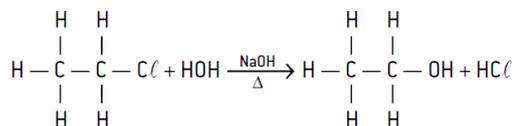


Dessa forma, o grupo substituinte (OH⁻, por exemplo) é mais fortemente atraído pelo carbono terciário, que tem caráter positivo (+1), tornando a substituição mais fácil.

Formação de álcool com haletos e outros exemplos

Ao se reagir um haleto orgânico com uma **base forte**, em **meio aquoso**, temos a **formação de um álcool**.

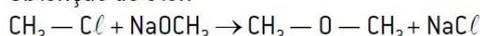
Ex: pela hidrólise alcalina do cloreto de etila (cloroetano), será formado o etanol.



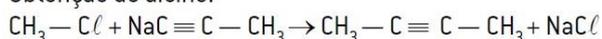
Formação de álcool com haletos e outros exemplos

O mecanismo pelo qual ocorre a formação do etanol (substituição do grupo haleto pelo radical hidroxila) pode ser utilizado para a formação de outros grupos, diferenciando somente o reagente.

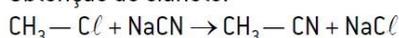
Obtenção de éter:



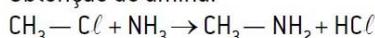
Obtenção de alcino:



Obtenção de cianeto:



Obtenção de amina:



Mecanismos da reação de substituição

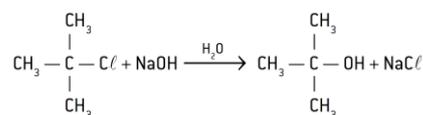
A reação de substituição se dá pela ação de um agente nucleófilo forte (**base de Lewis**) e pode ocorrer por meio de duas maneiras distintas: Sn1 (substituição nucleofílica de primeira ordem) e Sn2 (substituição nucleofílica de segunda ordem).

Para entender como cada um desses mecanismos ocorre, devemos saber que nucleófilo significa "a fim de núcleo", ou seja, é um grupo atraído pela parte positiva do átomo (núcleo). Já eletrófilo significa "a fim de elétron", isto é, atraído pela parte negativa do átomo (elétron).

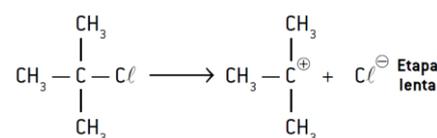
Substituição nucleofílica de 1ª Ordem - SN1

A velocidade da reação de substituição a seguir pode ser medida, experimentalmente, pela expressão: $v = k \cdot [\text{haleto}]$.

É mais comum em **haletos terciários**, pois o carbocátion formado é mais estável.



$v = k \cdot [\text{haleto}]$.



Substrato

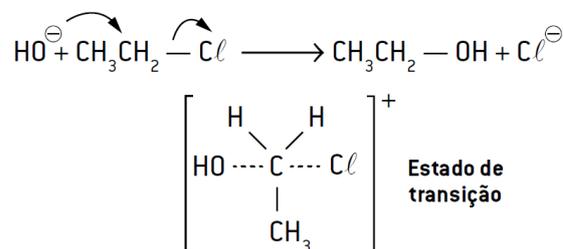
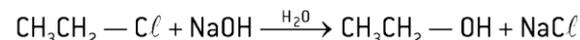
Carbocátion

Substituição nucleofílica de 2ª Ordem - SN2

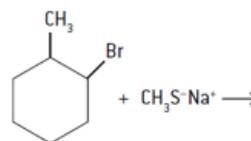
A velocidade da reação de substituição a seguir pode ser medida, experimentalmente, pela expressão:

$v = k \cdot [\text{haleto}] \cdot [\text{nucleófilo ou base}]$

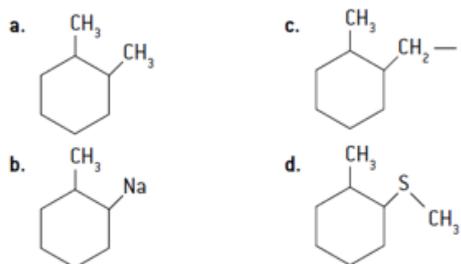
É mais comum em **haletos primários**.



Considere a seguinte reação esquematizada.



O produto principal de substituição para a reação apresentada é:

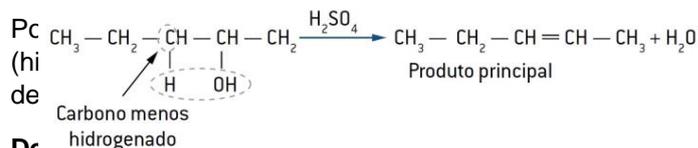


Eliminação

Ocorrem por causa da perda de átomos vizinhos, formando, geralmente (porém nem sempre), uma dupla ligação.

Essas reações podem ocorrer de forma **intermolecular** ou até mesmo dentro da própria molécula (**intramolecular**).

Desidratação de álcoois

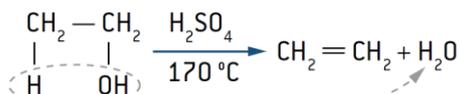


Uma molécula de álcool pode sofrer uma reação de eliminação, formando um **alceno** pela perda de um **OH** de carbono saturado e de um **H** do **carbono adjacente**. O resultado é a eliminação de uma molécula de água. Essa perda de água é chamada de **desidratação**. A desidratação de um álcool requer um catalisador ácido higroscópico (desidratante) e também aquecimento.

O ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o ácido fosfórico (H₃PO₄) são os catalisadores mais usados.

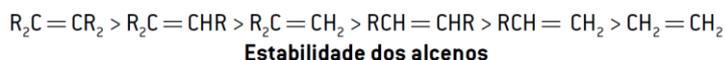
Desidratação intramolecular

Uma molécula de álcool pode sofrer uma reação de eliminação, formando um **alceno** pela perda de um **OH** de carbono saturado e de um **H** do **carbono adjacente**.

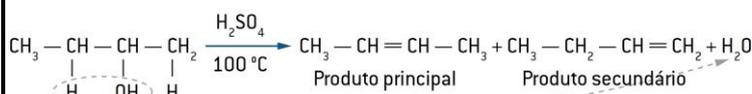


Em álcoois de cadeias carbônicas maiores, a facilidade de desidratação será maior nos álcoois terciários, depois nos secundários e, por último, nos primários. Isso se deve à maior estabilidade do carbocátion formado na cisão heterolítica que ocorre no carbono que possuía a hidroxila (-OH).

Álcool terciário > álcool secundário > álcool primário



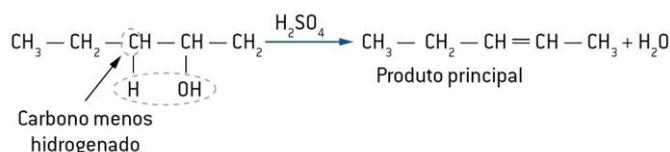
quanto maior o número de radicais ligados aos carbonos, maior será a estabilidade desse alceno.



Regra de Saytzeff

Para as desidratações intramoleculares: "Na desidratação intramolecular de um álcool, será formado o alceno mais estável".

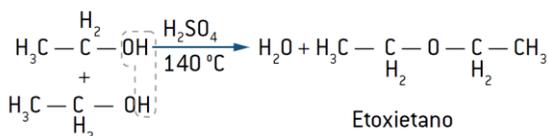
"Na desidratação intramolecular de um álcool, retira-se o hidrogênio do átomo de carbono vicinal menos hidrogenado".



Neste tipo de desidratação, ocorre a saída de uma molécula de água e **duas moléculas de álcool distintas**, que passam a formar, como produto, uma nova molécula orgânica, além de água.

A presença de catalisadores fortemente higroscópicos (H_2SO_4 ou H_3PO_4) ajuda na saída da molécula de água, mas é necessário um aquecimento menor (140°C para a desidratação intermolecular do etanol) que o imposto às desidratações intramoleculares.

Da união de duas moléculas de álcool, forma-se uma molécula de **éter**.

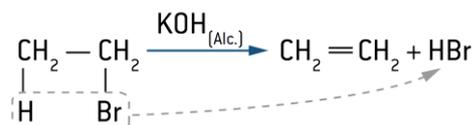


Desidratação intramolecular → alceno
Desidratação intermolecular → éter

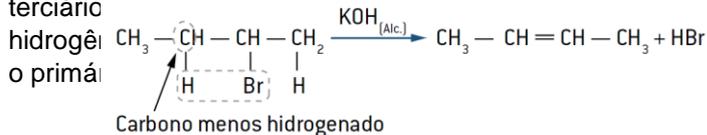
Eliminação de HCl, HBr e HI de haletos orgânicos (desidro-halogenação)

eliminação de grupos atômicos ocorrem de modo intramolecular, haletos orgânicos são solubilizados em solução alcoólica de KOH.

Essas reações, como nos álcoois, produzem duas valências livres em carbonos vizinhos, o que faz com que sejam produzidos os correspondentes alcenos por causa da formação de uma dupla-ligação.



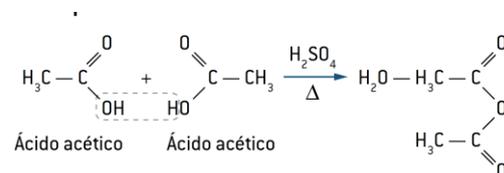
Será respeitada a regra de Saytzeff, ou seja, o hidrogênio terciário



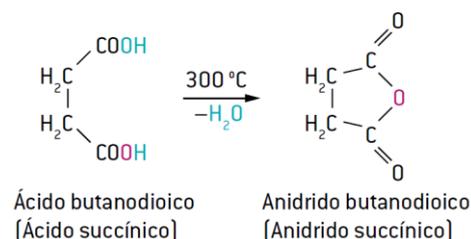
Eliminação

Desidratação de ácidos carboxílicos

Existem fortes relações **intermoleculares** entre os ácidos carboxílicos (ligações de hidrogênio); isso possibilita, em razão da presença de desidratantes, como H_2SO_4 , H_3PO_4 e P_2O_5 , a formação de **anidridos de ácido** pela saída de uma molécula de água.



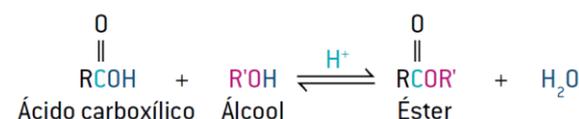
Desidratação de ácidos carboxílicos

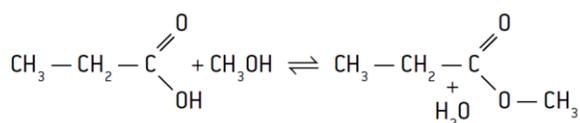
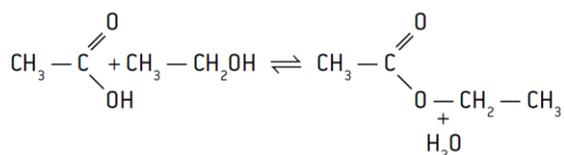


Reações de esterificação

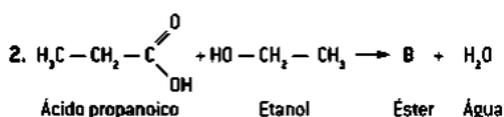
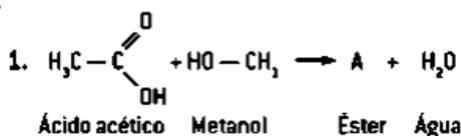
Quando se misturam um **ácido carboxílico** e um **álcool**, **não ocorre reação**.

Entretanto, a adição de um ácido mineral, como o H_2SO_4 ou o HCl , em quantidades **catalíticas** provoca a reação, com **formação de éster e água**.





Complete as duas reações de esterificação e indique a alternativa que apresenta nomes corretos de A e B, respectivamente.



- Metanoato de etila e etanoato de propila.
- Etanoato de metila e propanoato de etila.
- Metanoato de metila e propanoato de etila.
- Metanoato de etila e propanoato de etila.
- Etanoato de metila e etanoato de propila.

Química Geral - Estequiometria III

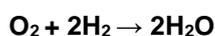
- Problemas envolvendo excesso de um dos reagentes
- Sistemas em que os reagentes são substâncias impuras
- Sistemas em que o rendimento não é total

Problemas envolvendo excesso de um dos reagentes

Quando o exercício fornece quantidades (massa, volume, mols etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum deles; afinal, a quantidade de reagentes pode ser diferente das proporções químicas dadas na reação química.

As quantidades de substâncias indicadas na reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade de reagentes estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parte que se encontra de acordo com a proporção (lei de proust); a parte que estiver a mais não reage e é considerada excesso.

Reagente limitante: é o reagente totalmente consumido. (no exemplo anterior, é o hidrogênio).



Problemas envolvendo excesso de um dos reagentes

Como identificar o reagente limitante?

1º modo

Use a razão molar obtida da equação química para determinar se existe quantidade suficiente para a reação de

qualquer reagente com os demais.

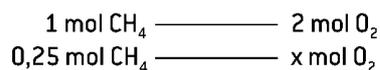
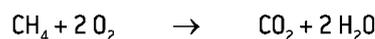
1º passo: **calcule a quantidade de cada reagente em mol**, convertendo as massas em quantidades. Use as massas molares.

2º passo: **escolha um dos reagentes e use a relação estequiométrica para calcular a quantidade esperada** dos outros reagentes, necessária para que a reação seja completada. 3º passo: se a quantidade real dos outros reagentes é maior do que a quantidade esperada, então, o reagente que escolhemos é o reagente limitante. Se a quantidade for menor, então, um dos outros reagentes é o reagente limitante.

Ex: Em uma experiência, foi misturado **0,25 mol de metano** com **1,25 mol de oxigênio**. Uma faísca elétrica provocou uma combustão, produzindo gás carbônico e água.

Dadas as massas atômicas: C = 12; H = 1 e O = 16

a. Todo o metano foi queimado? Justifique



$$x = 0,5 \text{ mol de O}_2 \text{ [1,25 - 0,5 = 0,75 de excesso]}$$

Como existe excesso de oxigênio, a combustão do metano foi completa.

2º modo

Calcule, separadamente, o rendimento molar teórico de um dos produtos para cada reagente. É um método mais eficaz quando há mais de dois reagentes. O reagente que produzir a menor quantidade de produto é o reagente limitante.

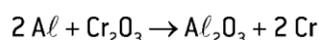
1º passo: converta a massa de cada reagente para número de mols; se necessário, use as massas molares das substâncias.

2º passo: selecione um dos produtos. Para cada reagente, calcule quantos mols de produto ele irá formar.

3º passo: **o reagente que produzir menor quantidade de produto é o reagente limitante.**

Como identificar o reagente limitante?

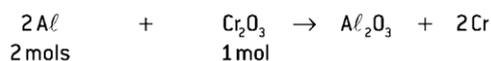
Supondo reação completa, qual é a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 kg de alumínio com 20,0 kg de Cr_2O_3 ? Dados: O = 16 g/mol; Al = 27 g/mol e Cr = 52 g/mol.



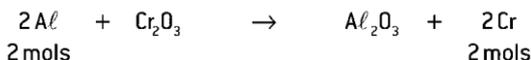
Nesse caso, há duas hipóteses:

- O alumínio não está em excesso e será totalmente consumido.

2. O alumínio está em excesso e irá sobrar. Portanto, deve-se calcular a quantidade de Cr produzida em relação ao Cr_2O_3 , que será totalmente consumido.



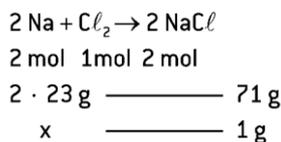
$$\begin{array}{ccc} 2\text{ mols} & & 1\text{ mol} \\ \downarrow & \text{converter} & \downarrow \\ & \text{para massa} & \\ 54\text{ g} & \text{-----} & 152\text{ g} \\ 5,4\text{ kg} & \text{-----} & x \\ x = 15,2\text{ kg de } \text{Cr}_2\text{O}_3 \end{array}$$



$$\begin{array}{ccc} 2\text{ mols} & & 2\text{ mols} \\ \downarrow & \text{converter} & \downarrow \\ & \text{para massa} & \\ 54\text{ g} & \text{-----} & 104\text{ g} \\ 5,4\text{ kg} & \text{-----} & y \\ y = 10,4\text{ kg de Cr serão produzidos.} \end{array}$$

São colocadas para reagir entre si as massas de **1 g de sódio metálico (Na)** e **1 g de cloro gasoso (Cl_2)**. Considerando que o único produto formado é NaCl, determine **o reagente em excesso e a massa do excesso**.

Dadas as massas molares em g/mol: Na = 23; Cl = 35,5



$x \approx 0,65\text{ g de Na reage com } 1\text{ g de } \text{Cl}_2$

Logo, o sódio está em excesso:

$$1\text{ g} - 0,65\text{ g} = 0,35\text{ g de excesso}$$

Sistemas em que os reagentes são substâncias impuras

O mineral pirita (FeS) às vezes é chamado de "ouro dos tolos" por sua cor dourada e semelhança com o minério nobre. Esse mineral é encontrado na natureza agregado a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre, apresentando grau de pureza de 92%

O grau de pureza (p) de uma reação é o quociente entre a massa da substância de interesse presente na amostra e a massa total da amostra (substância impura).

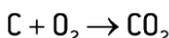
$$p = \frac{\text{massa da substância pura}}{\text{massa total da amostra}}$$

Uma amostra de hidróxido de sódio, NaOH, com 20% de impurezas e massa de 500 g, tem-se uma massa total que corresponde a substância mais a massa de outras substâncias.

Como se determinam essas quantidades nesse sal ou base?

A massa total (500 g) corresponde a 100%. É a quantidade total em porcentagem. Pode-se estabelecer uma regra de três simples para determinar as outras porcentagens:

$$\begin{array}{ccc} 500\text{ g de amostra} & \text{-----} & 100\% \text{ pureza} \\ m_{\text{NaCl}} & \text{-----} & 80\% \text{ pureza} \end{array}$$



$$m_{\text{NaCl}} = 400\text{ g NaCl}$$

$$m_{\text{impureza}} = m_{\text{total}} - m_{\text{NaCl}}$$

$$m_{\text{impureza}} = (500 - 400)\text{g} \rightarrow m_{\text{impureza}} = 100\text{ g de impurezas}$$

$$m_{\text{total}} = \begin{cases} m_{\text{NaCl}} = 80\% = 400\text{ g de NaOH puro na amostra} \\ \text{[reagem]} \\ m_{\text{impureza}} = 100\text{ g de impurezas na amostra} \\ \text{[não reagem]} \end{cases}$$

Numa estátua de mármore com massa de 2,00 kg de calcário, há 1,80 kg de CaCO_3 e 0,20 kg de impurezas. Qual o grau de pureza do mármore usado para esculpi-la?

Resolução

$$2,0\text{ kg} \text{-----} 100\% \text{ CaCO}_3$$

$$1,8\text{ kg} \text{-----} p$$

$$p = 90\% \text{ CaCO}_3$$

Uma amostra de 200 kg de calcário com teor de 50% de carbonato de cálcio, CaCO_3 , foi tratada com ácido fosfórico, H_3PO_4 , conforme a equação química a seguir.



Calcule a massa de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ formado. Dados H = 1 g/mol; C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; P = 31 g/mole Ca = 40 g/mol.



Analise os dados informados: 200 kg de calcário com 50% de pureza, ou seja, 100 kg de CaCO_3

$$\begin{array}{ccc} 3\text{ CaCO}_3 & \text{-----} & 1\text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \\ 3 \cdot 100\text{ g} & \text{-----} & 1 \cdot 310\text{ g} \\ 100\text{ kg} & \text{-----} & x \\ x = 103,3\text{ kg Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \end{array}$$

Sistemas em que o rendimento não é total

Quando uma reação química não produz as quantidades de produto esperadas, de acordo com a proporção da reação química, dizemos que seu rendimento não foi total.

O rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto real obtida e a quantidade teórica (esperada), de acordo com a proporção da equação química.

O valor é uma proporção direta, que pode ser dado em porcentagem.

$$r = \frac{\text{massa da substância pura}}{\text{rendimento teórico}} \cdot 100\%$$

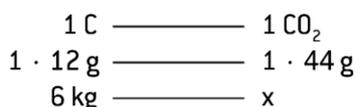
ou

$$\begin{array}{ccc} \text{rendimento teórico} & \text{-----} & 100\% \\ \text{rendimento real} & \text{-----} & x \end{array}$$

O rendimento reacional está relacionado com vários fatores, tais como:

1. aparelhagem utilizada;
2. inabilidade ou descuido do operador;
3. perda de reagentes durante o processo.

Queimando-se 6 kg de **carbono puro**, com rendimento de 90%, qual a massa de **dióxido de carbono (CO_2)** obtida, conforme a equação:



$$22 \text{ kg} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 100\% \text{ (rendimento teórico)}$$

$$m \xrightarrow{\quad\quad\quad} 90\%$$

$$m = 19,8 \text{ kg CO}_2$$

$x = 22 \text{ kg CO}_2$ (considerando que o rendimento seria de 100%)

Química Orgânica - Reações Orgânicas V

Reações de oxidação

Em alcenos:

- Branda
- Energética
- Ozonólise

Em Álcool

- álcool primário
- álcool secundário
- álcool terciário

Reações de oxidação

Os fenômenos de oxidação, no estudo da química orgânica, apresentam uma frequente – porém não obriga – relação com a presença de oxigênio, ou seja, na maioria das vezes, a oxidação pode ser identificada pela entrada de átomos de oxigênio – ou pela saída de hidrogênio da molécula.

Em química orgânica, oxidação é uma reação que resulta em **perda da densidade eletrônica** pelo carbono, causada tanto pela formação de ligação entre o carbono e um átomo mais eletronegativo – normalmente oxigênio, nitrogênio ou halogênio – quanto por uma quebra na ligação entre o carbono e um átomo mais eletronegativo.

Em alcenos:

- Branda
- Energética
- Ozonólise

Reações de oxidação em alcenos – BRANDA

Os alcenos são oxidados pelo **KMnO₄ (permanganato de potássio) em meio básico (NaHCO₃) ou em meio neutro**, formando diácidos vicinais denominados glicóis. O oxidante brando mais usado é o KMnO₄/NaHCO₃ conhecido como reativo de Bayer. Em solução alcalina e fria, o KMnO₄ é um oxidante brando, o qual na seguinte reação:

Reações de oxidação em Alcenos - ENERGÉTICA

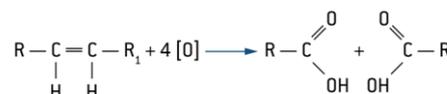
Na oxidação enérgica de alcenos, feita a **quente**, são utilizados como agentes oxidantes: **KMnO₄/H₂SO₄ (solução violeta) ou K₂Cr₂O₇/H₂SO₄ (solução alaranjada)**. Esses dois sais, em presença de ácido sulfúrico concentrado, produzem oxigênio nascente [O], responsável pela oxidação do alceno.



Oxigênio atômico que faz a oxidação.

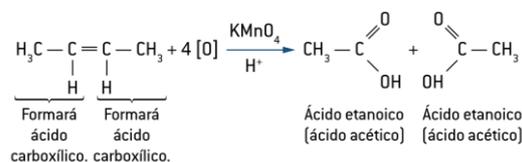
Um alceno, quando submetido a um oxidante enérgico, sofre oxidação, com **ruptura da dupla-ligação**, podendo haver formação de **ácidos carboxílicos, cetonas ou gás carbônico**.

Genericamente, podemos representar:



Ruptura da dupla-ligação, formação de ácidos carboxílicos, cetonas ou gás carbônico.

Exemplo 2. Oxidação enérgica do but-2-eno

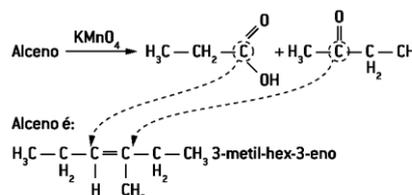


Aplicação da oxidação enérgica

A reação com KMnO₄/H₂SO₄ pode ser empregada na localização da dupla-ligação de um alceno desconhecido, além de servir para obtenção de cetonas e/ou ácidos carboxílicos.

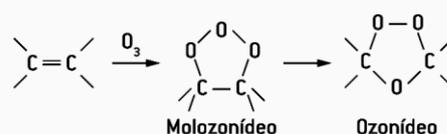
Exemplo

Um alceno produz, com KMnO₄/H₂SO₄, ácido propanoico e butanona.



Reações de oxidação em Alcenos - OZONÓLISE

A ozonização na reação de um alceno com ozônio O₃ forma-se inicialmente, um produto de adição chamado de molozonídeo, que rapidamente sofre um rearranjo, transformando-se no ozonídeo, ambos instáveis e explosivos.



Em razão de sua periculosidade, os ozonídeos são geralmente reduzidos (ou oxidados) imediatamente após sua formação, pela adição de algum agente redutor (ou oxidante) às soluções que os contêm.

O produto obtido depende do tipo de cada carbono que faz a ligação dupla:

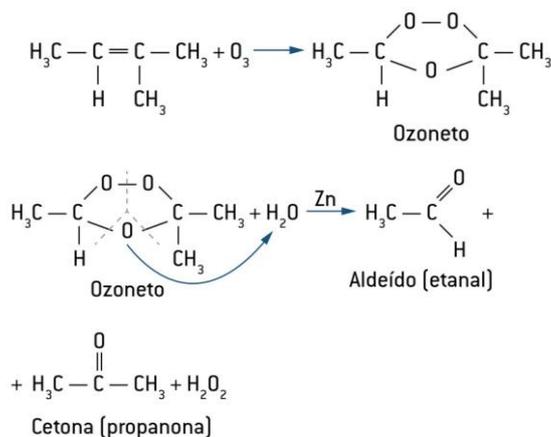
se ambos os carbonos que fazem a ligação dupla forem primários ou secundários, obteremos apenas aldeídos;

se ambos os carbonos que fazem a ligação dupla forem terciários, obteremos apenas cetonas;

se um dos carbonos que fazem a ligação dupla for primário ou secundário e o outro for terciário, obteremos uma mistura de aldeído e cetona.

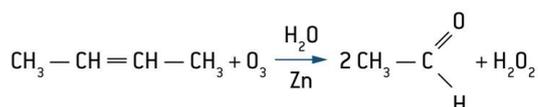
Se um dos carbonos que fazem a ligação dupla for **primário ou secundário e o outro for terciário**, obteremos uma mistura de **aldeído e cetona**.

Exemplo 1. Ozonólise do 2-metil-but-2-eno (produz uma mistura de aldeído e cetona.)



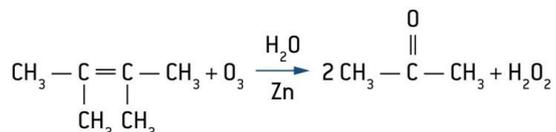
Se ambos os carbonos que fazem a ligação dupla forem **primários ou secundários**, obteremos apenas aldeídos;

Exemplo 2. Ozonólise do but-2-eno (produz apenas aldeído.)



Se ambos os carbonos que fazem a ligação dupla forem **terciários**, obteremos apenas **cetonas**

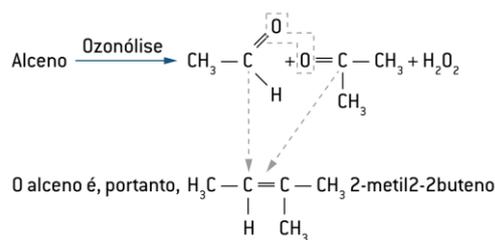
Exemplo 3. Ozonólise do 2,3-dimetil-but-2-eno (produz apenas cetona.)



Além de ser um método muito utilizado na produção de aldeídos e cetonas, a ozonólise pode ser utilizada na **determinação da posição da ligação dupla na molécula do alceno**.

Para isso basta proceder da seguinte maneira:

Eliminam-se os átomos de oxigênio das duas moléculas resultantes e unem-se os carbonos dos respectivos grupos funcionais das estruturas por meio de uma dupla-ligação.



Reações de oxidação em Alcenos

Resumidamente

Oxidação branda:

Produz diálcool vicinal (glicol).

Ozonólise:

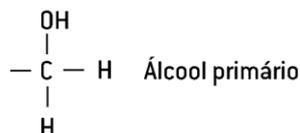
Carbono primário ou secundário da ligação dupla produz aldeído. Carbono terciário da ligação dupla produz cetona.

Oxidação energética:

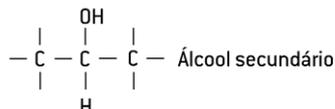
Carbono da ligação dupla primário produz $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Carbono da ligação dupla secundário produz ácido carboxílico. Carbono da ligação dupla terciário produz cetona.

Reações de oxidação - Em Álcool

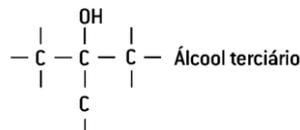
- álcool primário



- álcool secundário



- álcool terciário



Reações de oxidação em ÁLCOOL - PRIMÁRIO

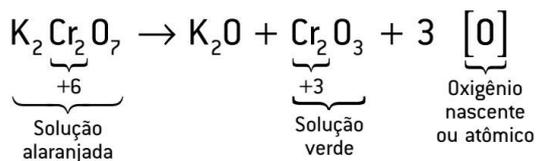
Os álcoois primários podem ser oxidados **parcial ou totalmente**.

A **oxidação parcial** de um álcool primário **produz aldeído**, que é novamente oxidado e **produz um ácido carboxílico**, portanto pode-se concluir que a **oxidação total** de um álcool primário terá como produto final um **ácido carboxílico**.

Essa oxidação é possível porque o carbono ligado à **hidroxila, OH**, de um álcool primário tem, pelo menos, duas **ligações com hidrogênio**

Um dos métodos para oxidar álcool primário a aldeído e, depois, a ácido carboxílico consiste em usar solução de

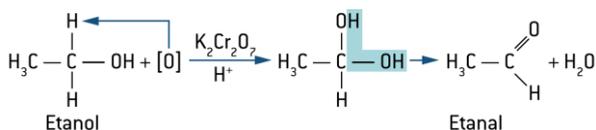
dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7$, como agente oxidante. Essa solução, que possui o íon dicromato, $Cr_2O^{2-}_7$, **tem coloração alaranjada**. Quando esse íon oxida o álcool, o cromo sofre redução, passando a Cr_2O_3 , **de coloração verde** (essa reação é a que acontece nos bafômetros).



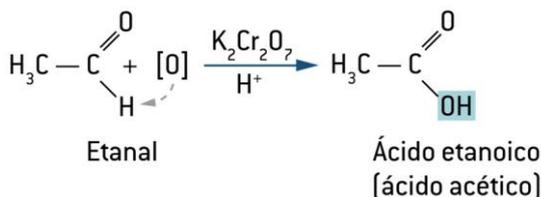
Essa oxidação é possível porque o carbono ligado à **hidroxila, OH**, de um álcool primário tem, pelo menos, duas **ligações com hidrogênio**.

Exemplo: oxidação do etanol

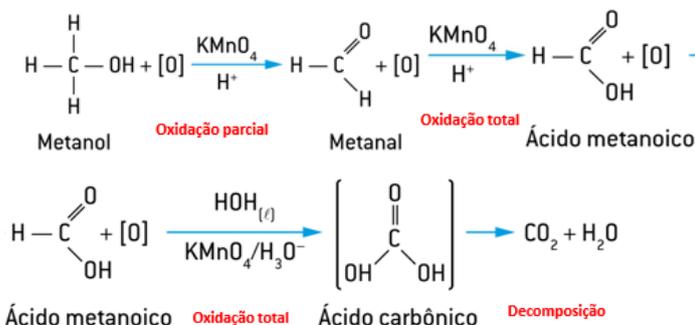
Oxidação parcial



Oxidação total



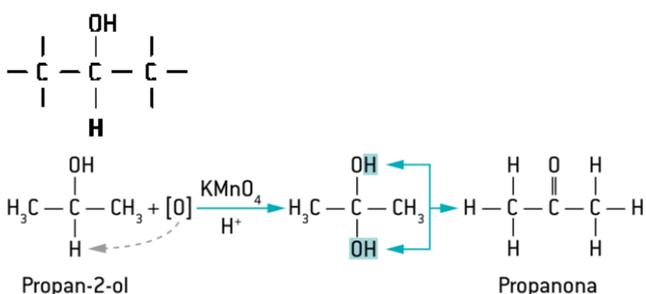
Caso especial: oxidação do metanol



Reações de oxidação em ÁLCOOL - SECUNDÁRIO

Os álcoois secundários são **oxidados facilmente e com alto rendimento para produzir cetonas**, pois o grupo hidroxila ($-OH$), neste caso, está ligado ao átomo de carbono que contém apenas um átomo de hidrogênio, logo há apenas um ponto na molécula que pode ser atacado pelo oxigênio nascente.

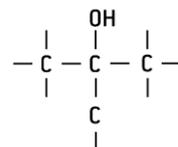
Exemplo: oxidação do propan-2-ol



Reações de oxidação em ÁLCOOL - TERCIÁRIO

Neste caso, o carbono do grupo hidroxila ($-OH$) não está ligado a hidrogênios, portanto os álcoois terciários não sofrem reação de oxidação.

SEM HIDROGÊNIO NO CARBONO TERCIÁRIO DO ÁLCOOL TERCIÁRIO, SEM REAÇÃO DE OXIDAÇÃO - NÃO OCORRE A REAÇÃO.



Reações de oxidação em ÁLCOOL

Resumidamente, têm-se:

Produtos da oxidação de álcoois

Metanol \Rightarrow metanal \Rightarrow ácido metanoico \Rightarrow ácido carbônico (gás carbônico e água)

Álcool primário \Rightarrow aldeído \Rightarrow ácido carboxílico

Álcool secundário \Rightarrow cetona

Álcool terciário \Rightarrow não reage.

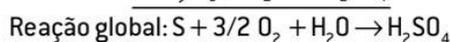
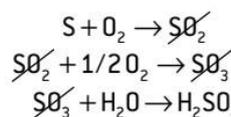
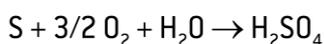
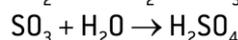
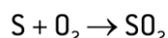
Química Geral - Estequiometria IV

Reações Sucessivas

- Escrever todas as equações envolvidas no problema,
- Efetuar o balanceamento de cada uma,
- É possível efetuar a soma algébrica dessas equações, bastando, para isso, multiplicar ou dividir as equações, a fim de cancelar as substâncias intermediárias e ter, então, uma única equação (equação global),
- Estabelecer regra de três entre os dados e a pergunta do problema.

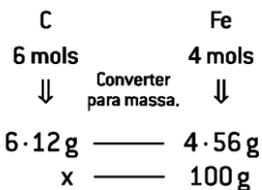
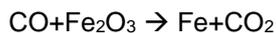
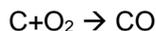
As chuvas ácidas, em ambientes poluídos de gás enxofre na atmosfera, contêm ácido sulfúrico, H_2SO_4 , e causam grande impacto ambiental. **Determine a massa de ácido sulfúrico produzida por meio da queimada de duas toneladas de enxofre, segundo as equações não balanceadas.**

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol e S = 32 g/mol



$$m = 6,125 \text{ t } H_2SO_4$$

Qual a massa de carvão, C, necessária para produzir 100 g de ferro metálico, Fe, de acordo com o processo apresentado? **Dados** C = 12 g/mol; Fe = 56 g/mol



$$x = 32,14 \text{ g de carvão}$$

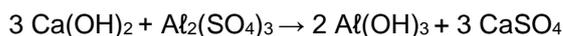
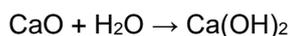
Qual a massa de hidrogenocarbonato de sódio (NaHCO₃) que se pode obter a partir de 1,00 g de carbono? **Dados g/mol: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23**

Pela sequência de reações



- a. 1 g
- b. 2 g
- c. 4 g
- d. 5 g
- e. 7 g

A floculação é uma das fases do tratamento de águas de abastecimento público e consiste na adição de óxido de cálcio e sulfato de alumínio à água. As reações correspondentes são:



Se os reagentes estiverem em proporções estequiométricas, cada 28 g de óxido de cálcio originarão quantos gramas de sulfato de cálcio?

Dados Massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Al = 27; S = 32; Ca = 40

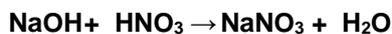
- | | | |
|----------|------------------------|--|
| a) 204 g | 3 · 56 g ——— 3 · 136 g | |
| b) 84 g | 28 g ——— x | |
| | x = 68 g | |
| | Alternativa correta: C | |
- c) 68 g
 - d) 56 g
 - e) 28 g

Reagente Limitante e em excesso

400 g de NaOH são adicionados a 504 g de HNO₃.

Calcule a massa de NaNO₃ obtida e a massa do reagente em excesso.

Dados: NaOH : 40g/mol HNO₃ = 63 g/mol; Massa molar NaNO₃ = 85 g/mol)



320 g NaOH excesso de 80g

504 g HNO₃ Limitante

X = 680g NaNO₃

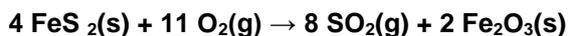
Pureza – Reagentes Impuros

A reação de ustulação da **pirita (FeS₂)** pode ser representada pela equação a seguir:

Considerando que o processo de ustulação ocorra nas CNTP, qual o volume de SO₂ produzido na reação de

600 g de pirita que apresente 50% de pureza?

Dados O = 16 g/mol; S = 32 g/mol; Fe = 56; volume molar = 22,4 L



$$4 \cdot 120 \text{ g} \text{ ————— } 8 \cdot 22,4 \text{ L}$$

X = 112 L de SO₂

Rendimento de uma reação química

Queimando-se um saco de carvão (C) de 3 kg, numa churrasqueira, com rendimento de 90%, quantos quilogramas de CO₂ são formados?

- a. 2,7
- b. 3,0
- c. 4,4
- d. 9,9
- e. 11

Química Orgânica - Polímeros

Polímeros

Naturais:

- Proteínas
- Carboidratos
- "Lipídeos"

Sintéticos:

- De adição
- De condensação



O Que são polímeros?

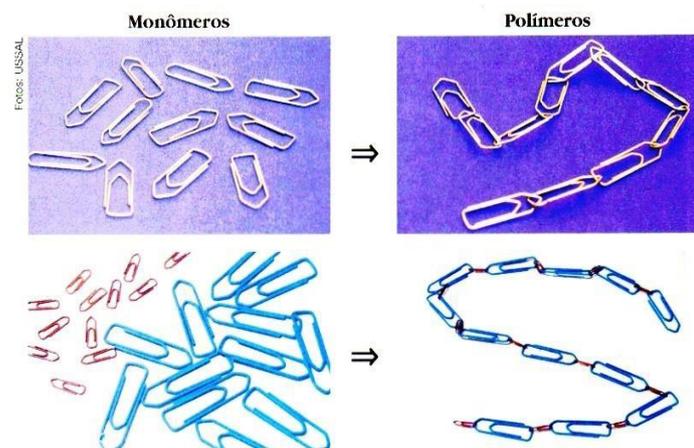
Polímeros são macromoléculas compostas pela repetição de uma unidade básica, chamada Monômeros.

A palavra **Polímero** vem do grego, significando

Poli = muitas e Meros = partes, unidades de repetição.

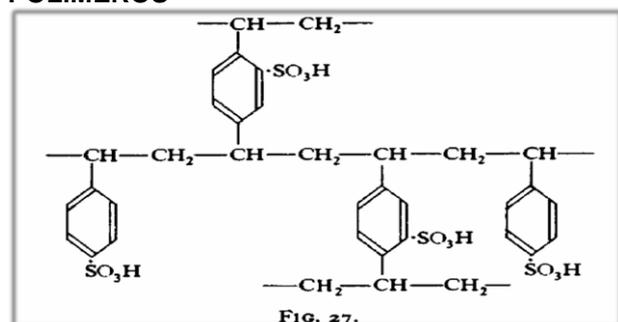
Polímeros são materiais de origem natural, artificial (polímeros naturais modificados) ou sintética, de natureza orgânica ou inorgânica.

Geralmente de natureza orgânica, pois são formados por carbono e hidrogênio.



Nesta analogia, os cliques soltos representam os monômeros e, quando unidos, os polímeros.

POLÍMEROS



Classificação dos Polímeros

Naturais:

- Natureza
- Adaptados

Sintéticos:

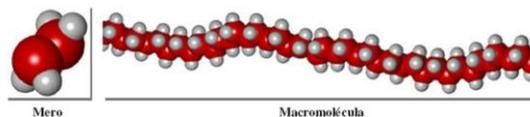
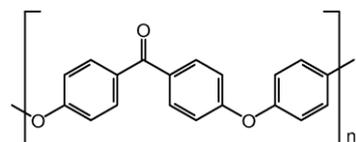
- Adição
- Condensação

Polímeros Sintético

Reação de adição → Termoplásticos e termorrígidas.

Reação de condensação → Termoplásticos e termorrígidas.

A polimerização é uma das reações extremamente importante na indústria química, porque muitos polímeros têm propriedades como a durabilidade, resistência, a elétrica e transparência e resistência térmica.



Polimerização por adição

Homopolímero

São polímeros de adição formando apenas um tipo de monômero, apresentando estrutura não variada.

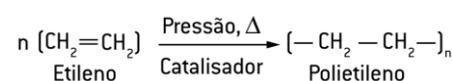
Copolímeros

São polímeros de adição formados por mais de um tipo de monômero, apresentando estrutura variada.

Polimerização por adição

Poliétileno (PE)

Os polímeros do etileno (C₂H₄) chamam-se polietilenos.

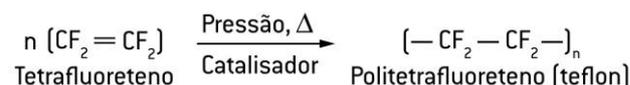


O polietileno é insolúvel, isolante elétrico e inatacável por ácido ou base. É usado no recobrimento de cabos para velas de ignição, em fios telefônicos, na fabricação de tubos plásticos e de recipientes domésticos etc.

Polimerização por adição

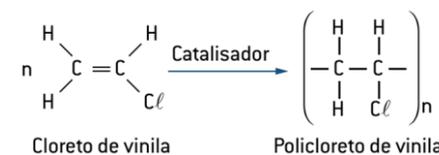
Teflon (politetrafluoretileno – PTFE)

A polimerização do tetrafluoretileno (C₂F₄) a 50 atmosferas de pressão, em presença de catalisadores à base de peróxido, resulta no **politetrafluoretileno**, que tem o nome comercial de teflon (massa molecular de 500.000u a 200.000u).



PVC (policloreto de vinila)

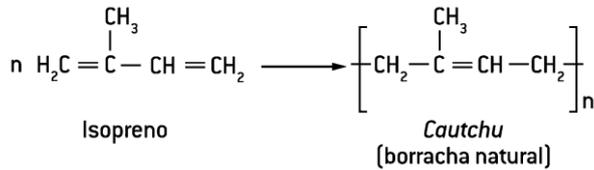
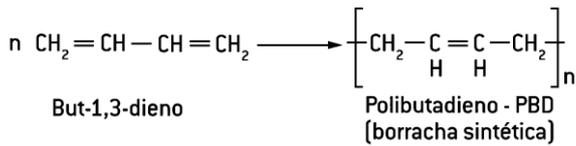
O cloreto de vinila é um gás que polimeriza rapidamente em presença de peróxido, resultando em uma resina chamada cloreto de polivinila (PVC).



É usado em toalhas de mesa, garrafas d'água, cortinas para banheiros, tubos, couros artificiais para estofamento etc.

Polimerização por adição

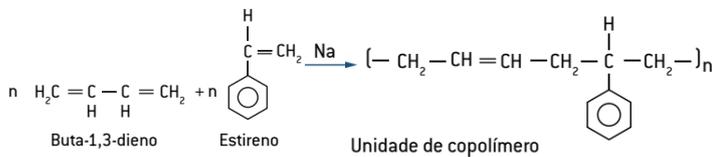
Polimerização dos alcadienos



Copolímeros

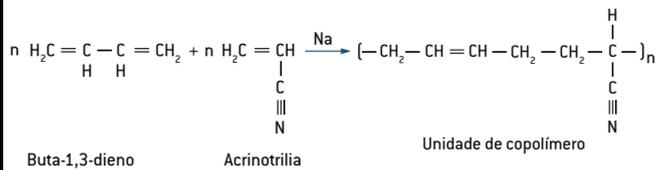
Buna-S

É obtido pela copolimerização do buta-1,3-dieno com vinilbenzeno (estireno), utilizando-se sódio metálico como catalisador.



Buna-n

É obtido pela copolimerização do buta-1,3-dieno com o propeno-nitrilo, também utilizando-se sódio metálico.



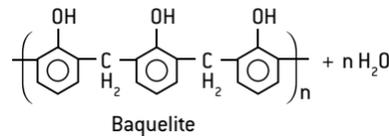
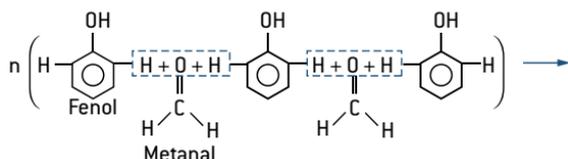
Polímeros por condensação

Condensação é a reação entre moléculas de um ou mais compostos que origina um único composto. Na polimerização por condensação, ocorre liberação de uma substância inorgânica, geralmente água, às vezes HCl, que não se torna parte do polímero final. Observe a condensação da glicose com produção de amido.



Baquelite (polifenol)

Este composto é preparado por condensação de ald fenol comum. A baquelite (resina fenol usada como isolante na fabricação de materiais tomadas, plugues etc.).

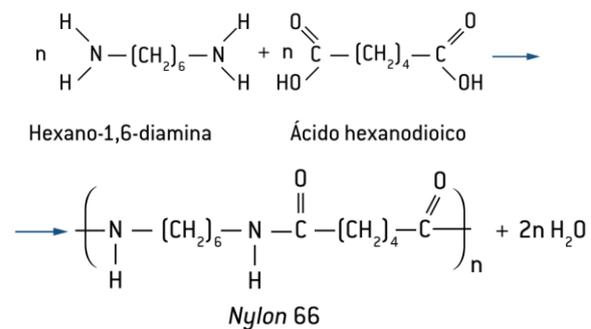


Nylon (poliamida)

É um polímero obtido por condensação de ácido hexanodióico (ácido adípico) (HOOC-(CH₂)₄-COOH) hexano-1,6-diamina hexametilenodiamina) (H₂N-(CH₂)₆-NH₂).

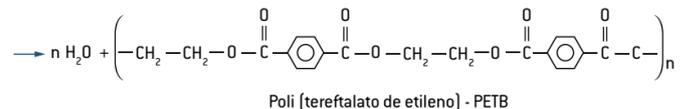
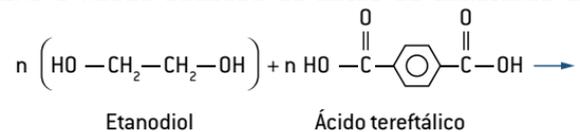
Por estiramento, os fios de náilon adquirem grande resistência à atração. Esse tipo de polímero queima com dificuldade e tem boa resistência aos agentes químicos, à água quente e aos óleos.

Com a função orgânica do polímero é uma amida, diz-se que o nylon é uma poliamida.



Dácron – PET (poliéster)

A condensação de ácido tereftálico com etilenoglicol produz um polímero chamado terilene ou drácon (PET), que é usado basicamente de fibra no feitiço de grande

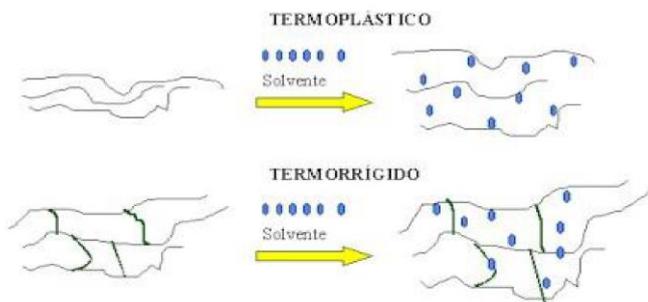


Símbolos indicativos de reciclagem e de identificação de materiais plásticos.(ABNT NBR 13230)

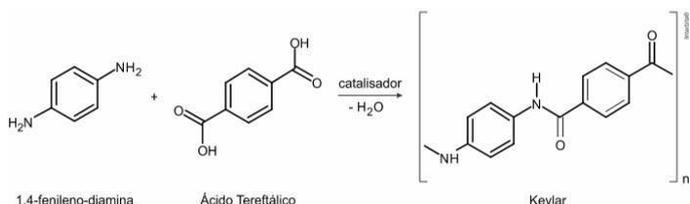


Figura 11: classificação dos tipos de plásticos

Polímeros e interações intermoleculares



(Espcex (Aman) 2018) O polímero Kevlar® (poliparafenileno de tereftalamida), usado em materiais de proteção balística, foi descoberto pela química sueca Stephanie Kwolek, na tentativa de desenvolver um novo polímero para uso em pneus. Apresenta elevada resistência térmica e mecânica por suas cadeias estabelecerem uma rede polimérica, por meio de interações intermoleculares fortes. Pode ser sintetizado a partir da reação entre as substâncias 1,4-fenileno-diamina (1,4-diaminobenzeno) e ácido tereftálico (ácido 1,4-benzenodicarboxílico) como mostra a equação da reação a seguir:



Com relação a esta reação e às estruturas apresentadas, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. a hibridização de todos os carbonos nas estruturas dos reagentes é do tipo sp^2 ;
- II. a reação de obtenção do poliparafenileno de tereftalamida é classificada como de substituição, por adicionar uma molécula de água à estrutura do polímero;
- III. o Kevlar é uma substância iônica de alta massa molecular;
- IV. a fórmula molecular da substância 1,4-fenileno-diamina é $C_6H_8N_2$;
- V. as interações intermoleculares que mantêm as cadeias do Kevlar unidas, formando redes poliméricas, são do tipo ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio).

Estão corretas apenas as afirmativas

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

Química Gera I - Determinação de Fórmulas

Fórmulas químicas: percentual (composição centesimal)

- Fórmula mínima (estequiométrica)

- Fórmula molecular (bruta)

- Outros tipos de interconversões entre as fórmulas:

- Determinação da fórmula percentual com base na fórmula molecular.

- Determinação da fórmula mínima por meio da fórmula molecular.

Fórmulas químicas: percentual (composição centesimal)

Composição centesimal é uma propriedade intensiva que determina quantos gramas de cada componente estão presentes em 100 gramas de amostra.

Por exemplo, a fórmula percentual do gás butano é $C_{82,8\%}H_{17,2\%}$, o que significa que, em

100 g de gás butano, há 82,8 g de carbono e 17,2 g de hidrogênio.

Fórmulas químicas: percentual (composição centesimal)

A análise de 3,60 g de glicose revelou que ela é constituída por 1,44 g de carbono, 0,24 g de hidrogênio e 1,92 g de oxigênio. Qual é a fórmula percentual da glicose?

Para o carbono:

$$\begin{array}{r} 3,60 \text{ g glicose} \text{ ————— } 100\% \\ 1,44 \text{ g C} \text{ ————— } x \end{array} \Rightarrow x = 40,00\% \text{ C}$$

Para o hidrogênio:

$$\begin{array}{r} 3,60 \text{ g glicose} \text{ ————— } 100\% \\ 0,24 \text{ g H} \text{ ————— } y \end{array} \Rightarrow x = 6,67\% \text{ H}$$

Para o oxigênio:

$$\begin{array}{r} 3,60 \text{ g glicose} \text{ ————— } 100\% \\ 1,92 \text{ g O} \text{ ————— } z \end{array} \Rightarrow x = 53,33\% \text{ O}$$

Fórmula percentual da glicose: $C_{40\%}H_{6,67\%}O_{53,33\%}$

A expressão "ouro 18 quilates" designa uma liga muito usada em joalheria, na qual existem **18 partes** de ouro, em massa, para um total de **24 partes**, em massa, sendo o restante constituído geralmente por cobre e/ou prata. Pode-se afirmar que, no "ouro 18 quilates", a porcentagem, em massa do ouro é:

- a. 18% 24 partes ————— 100%
- b. 24% 18 partes ————— x
- c. 25% x = 75%
- d. 43%
- e. 75%

Determine a fórmula percentual do fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Dados

Massas atômicas: O = 16; P = 31; Ca = 40.

Determinar a massa molar do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

$$3 \text{ Ca} \rightarrow 3 \cdot 40 = 120 \text{ g}$$

$$2 \text{ P} \rightarrow 2 \cdot 31 = 62 \text{ g}$$

$$8 \text{ O} \rightarrow 8 \cdot 16 = 128 \text{ g}$$

$$\text{Massa molar} = 310 \text{ g/mol}$$

Resolvendo por análise dimensional,

$$\% \text{Ca} = \frac{120}{310} \cdot 100\% = 38,71\%$$

$$\% \text{P} = \frac{62}{310} \cdot 100\% = 20\%$$

$$\% \text{O} = \frac{128}{310} \cdot 100\% = 41,29\%$$



Sabendo que 34 g de gás amônia (NH_3) são formados pela reação entre 28 g de gás nitrogênio (N_2) e 6 g de gás hidrogênio (H_2), escreva a composição centesimal daquele gás?

Em 34 g de amônia temos 28 g de N_2 e 6 g de H_2 .

$$28 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ ————— } 34 \text{ g de amônia}$$

$$\% \text{ de } \text{N}_2 \text{ ————— } 100\%$$

$$\% \text{ de } \text{N}_2 = 82,4\%$$

$$6 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ ————— } 34 \text{ g de amônia}$$

$$\% \text{ de } \text{H}_2 \text{ ————— } 100\%$$

$$\% \text{ de } \text{H}_2 = 17,6\%$$

Fórmula mínima (empírica; estequiométrica)

Indica os elementos que formam a substância pura e a proporção — em número de átomos ou em quantidade de matéria em mols de átomos — desses elementos expressos como os menores números inteiros possíveis.

Sabendo-se que a fórmula centesimal da glicose é $\text{C}_{40,00\%} \text{H}_{6,67\%} \text{O}_{53,33\%}$, qual é a sua fórmula mínima?

Sabendo-se que a fórmula centesimal da glicose é $\text{C}_{40,00\%} \text{H}_{6,67\%} \text{O}_{53,33\%}$, qual é a sua fórmula mínima?

Dados	Divisão das porcentagens pelas respectivas massas atômicas	Divisão pelo menor dos valores encontrados	Fórmula mínima
40,00% C	$\frac{40,00}{12} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	CH ₂ O
6,67% H	$\frac{6,67}{1} = 6,67$	$\frac{6,67}{3,33} = 2$	
53,33% O	$\frac{13,33}{16} = 3,33$	$\frac{3,33}{3,33} = 1$	
[proporção em massa]	[proporção em mols de átomos]	[proporção inteira em mols dos elementos presentes]	

Análise de um óxido de ferro indicou que ele contém, em massa, 78% de ferro. Qual é a fórmula mínima do referido óxido? Massas atômicas:

Fe = 56; O = 16

Supondo 100 g da amostra:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{Fe}} &= \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{78}{56} = \frac{1,39}{1,38} \approx 1 \\ n_{\text{O}} &= \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} = \frac{22}{16} = \frac{1,38}{1,38} = 1 \end{aligned} \right\} \text{FeO}$$

A hidroquinona é uma substância empregada para rejuvenescimento facial, isto é, no clareamento da pele. Sua composição percentual, em massa, é de 65,4% de carbono, 5,5% de hidrogênio e 29,1% de oxigênio. Qual a fórmula mínima da hidroquinona?

$$\text{C} = \frac{65,4}{12} = 5,45 \text{ mol} \quad \text{C} = \frac{5,45}{1,82} \approx 3$$

$$\text{H} = \frac{5,5}{1} = 5,5 \text{ mol} \quad \text{H} = \frac{5,5}{1,82} \approx 3$$

$$\text{O} = \frac{29,1}{16} = 1,82 \text{ mol} \quad \text{O} = \frac{1,82}{1,82} = 1$$

Determinado laboratório preparou vitamina C e calculou que em uma amostra havia 40,9% de carbono, 4,58% de hidrogênio e 54,5% de oxigênio. Considerando-se que essa amostra tinha exatamente 100 gramas, qual é a fórmula mínima da vitamina C? Massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; O = 16

$$1 \text{ mol de C} \text{ ————— } 12 \text{ g de C}$$

$$x \text{ mol de C} \text{ ————— } 40,9 \text{ g de C}$$

$$x = 3,4 \text{ mol de C}$$

$$1 \text{ mol de O} \text{ ————— } 16 \text{ g de O}$$

$$z \text{ mol de O} \text{ ————— } 54,5 \text{ g de O}$$

$$z = 3,4 \text{ mol de O}$$

$$1 \text{ mol de H} \text{ ————— } 1 \text{ g de H}$$

$$y \text{ mol de H} \text{ ————— } 4,58 \text{ g de H}$$

$$y = 4,58 \text{ mol de H}$$

$$\text{C: } 3,4 / 3,4 = 1$$

$$\text{H: } 4,58 / 3,4 = 1,35$$

$$\text{O: } 3,4 / 3,4 = 1$$

Fórmula molecular (bruta)

É a fórmula que indica os elementos formadores das substâncias de uma molécula e o número exato de átomos de cada elemento dessa molécula.

A fórmula molecular indica a proporção entre as quantidades de átomos em uma determinada molécula.

Como exemplo, tomemos a fórmula da glicose: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glicose)

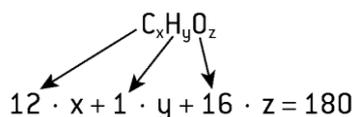
Sabendo que a fórmula percentual da glicose é $\text{C}_{40,00\%} \text{H}_{6,67\%} \text{O}_{53,33\%}$ e que sua massa molecular é 180 u, determine sua fórmula molecular.

Resolução 1 – Determinação direta da fórmula molecular:

$$\text{Para o C} \left\{ \begin{aligned} 180 \text{ g} &\text{ ————— } 100\% \\ 12x &\text{ ————— } 40\% \text{ C} \end{aligned} \right. \Rightarrow x = 6$$

$$\text{Para o H} \begin{cases} 180 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ y & \text{---} & 6,67\% \text{ H} \end{cases} \Rightarrow y = 12$$

$$\text{Para o O} \begin{cases} 180 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 16z & \text{---} & 53,33\% \text{ O} \end{cases} \Rightarrow z = 6$$



Sabendo que a fórmula percentual da glicose é C_{40%}, H_{6,67%}, O_{53,33} e que sua massa molecular é 180u, determine sua fórmula molecular.

Fórmula molecular = [fórmula mínima] · n

$$n = \frac{\text{massa molecular}}{\text{massa da fórmula mínima}}$$

$$\text{Então: } n = \frac{180}{30} = 6$$

$$\text{Fórmula molecular} = (\text{CH}_2\text{O}) \cdot 6$$

Fórmula mínima = CH₂O

Massa da fórmula mínima

$$\text{C} = 12 \cdot 1 = 12$$

$$\text{H} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{O} = 16 \cdot 1 = \frac{16}{30 \text{ u}}$$

Outros tipos de interconversões entre as fórmulas

Determinação da fórmula percentual com base na fórmula molecular

Para essa determinação, tomemos como exemplo a glicose.

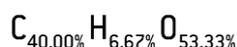
Sabendo que a fórmula molecular da glicose é C₆H₁₂O₆, determine sua fórmula percentual. (Dadas as massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16.)

$$\text{MM C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol}$$

$$\text{Para o C} \begin{cases} 180 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 6 \cdot 12 \text{ g} & \text{---} & x \end{cases} \Rightarrow x = 40,00\% \text{ C}$$

$$\text{Para o H} \begin{cases} 180 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 12 \cdot 1 \text{ g} & \text{---} & y \end{cases} \Rightarrow y = 6,67\% \text{ H}$$

$$\text{Para o O} \begin{cases} 180 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 6 \cdot 16 \text{ g} & \text{---} & z \end{cases} \Rightarrow z = 53,33\% \text{ O}$$



Determinação da fórmula mínima por meio da fórmula molecular

A fórmula mínima é a proporção entre os átomos que constituem a molécula. Trata-se de uma simplificação da fórmula molecular para os menores números inteiros possíveis; em alguns casos, a fórmula molecular bruta será igual à fórmula mínima.

Substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O
Benzeno	C ₆ H ₆	CH
Água	H ₂ O	H ₂ O
Gás carbônico	CO ₂	CO ₂

Química Orgânica - Séries Orgânicas / Petróleo

Séries Orgânicas

Quando comparamos duas cadeias entre si e observamos que elas apresentam como única diferença um ou mais grupos CH₂, elas são consideradas **homólogas**.

Ex: Entre o C₂H₄ e o C₃H₆ há um metileno ou carbeno

(—CH₂—).

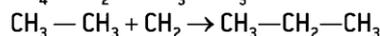
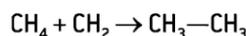
A diferença entre o C₃H₆ e o C₄H₈ é também de apenas uma fração de metileno.

Dizemos que os compostos C₂H₄, C₃H₆ e C₄H₈ apresentam uma razão de homologia entre si

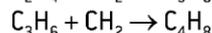
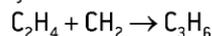
Séries Homólogas

Exemplos

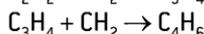
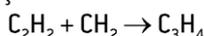
Alcanos – hidrocarbonetos acíclicos e saturados:



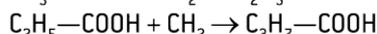
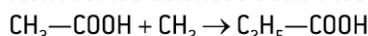
Alcenos – hidrocarbonetos acíclicos com uma dupla-ligação:



Alcinos – hidrocarbonetos acíclicos com uma tripla ligação:



Monoácidos acíclicos saturados



Fórmula geral dos monoácidos – C_nH_{2n+1}—COOH

Séries Isólogas

A série **isóloga**, por sua vez, reúne compostos orgânicos cuja diferença nas fórmulas estruturais planas é de um ou mais grupos H₂.

Exemplos

a. etano [C₂H₆], eteno [C₂H₄], etino [C₂H₂]

b. C₃H₇Cl, C₃H₅Cl, C₃H₃Cl

Séries Isólogas e Homólogas

Comportamento em várias situações.

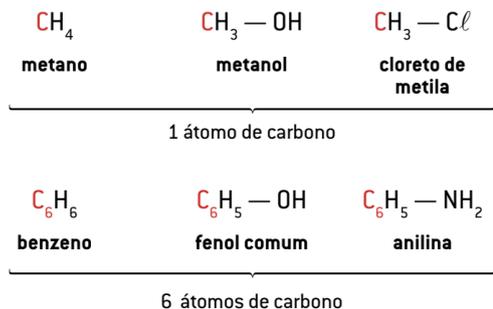
Série homóloga: propriedades químicas semelhantes e as físicas variam gradualmente.

Série isóloga: Propriedades físicas são semelhantes, mas as químicas são diferentes.

Séries Heteróloga

A série **heteróloga** representa um conjunto de compostos de funções diferentes, mas contendo o mesmo número de átomos de carbono.

Confira os exemplos:



PETRÓLEO

A palavra petróleo etimologicamente, é proveniente do latim: petrus = pedra; oleum = óleo – óleo de pedra.

O petróleo, combustível fóssil, é uma mistura viscosa, de cor que varia de pardo-escuro a negra, menos densa que a água (sua densidade varia de **0,7 a 0,9 g/mL**), composto de várias substâncias diferentes, principalmente hidrocarbonetos parafínicos.

Teoria Animal-Vegetal

EXTRAÇÃO

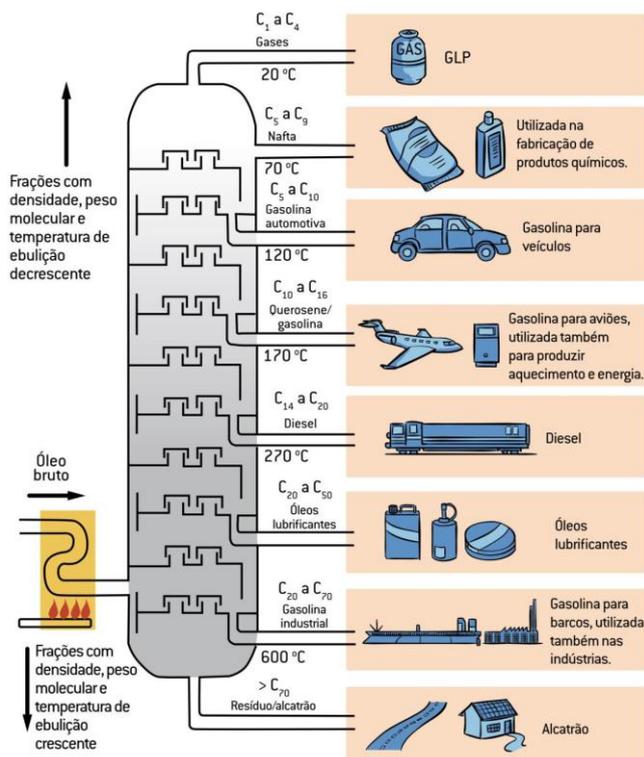
A etapa da exploração do petróleo consiste na localização da área petrolífera, usando testes sísmicos, gravimétricos, geológicos etc.

Escavações muito profundas na superfície terrestre, por meio de uma sonda de perfuração (plataforma *on-shore*) e, no fundo do mar, feitas por meio de plataformas marítimas (plataforma *off-shore*).

Conforme ele vai sendo extraído, é conduzido por dutos até as refinarias, onde os componentes são separados em frações por meio da destilação atmosférica e à pressão reduzida, usando-se a técnica da **destilação fracionada ou topping**.

Cada fração é constituída por uma mistura de hidrocarbonetos; a temperatura de ebulição, portanto, não apresenta um valor fixo, mas uma faixa específica para cada fração.

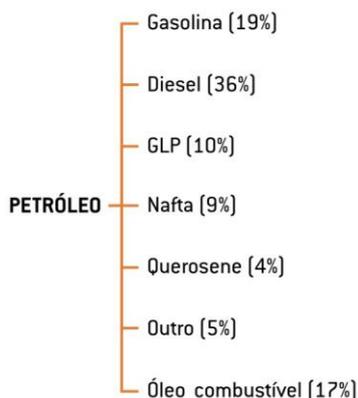
Refino do petróleo



Mistura	Número de átomos de carbono	TE (°C)	Observações
Gás natural	C_1, C_2	<20	Usados como combustíveis para aquecimento.
Gás engarrafado	C_3, C_4	<35	
Éter de petróleo	C_3, C_5	20 – 60	Usados como solventes orgânicos e na fabricação de tintas e anilina.
Ligroína ou nafta leve	C_5, C_7	60 – 100	
Benzina	C_5, C_7	90 – 105	Fração mais importante, utilizada como combustível em motores a explosão.
Gasolina natural	C_3 a C_{10}	35 – 140 °C	
Querosene	C_{12} a C_{15}	150 – 250	Usado como combustível para iluminação ou em aviões a jato, o que é mais comum. Submetido ao craqueamento, transforma-se em gasolina.
Óleo diesel	$\text{C}_{12} \dots$	250 – 360	Usado em motores a diesel.
Óleo lubrificante	C_{20} a C_{34}	líquido não volátil	Utilizado na lubrificação de máquinas.
Resíduos: parafina, vaselina, piche, asfalto	—	sólidos não voláteis	Conforme o tipo, o petróleo pode ser de base asfáltica → asfalto (resíduo) e de base parafínica → parafina (resíduo)

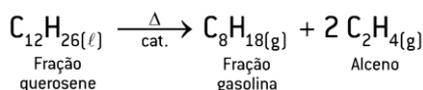
Embora varie de região para região, a constituição do petróleo em termos de porcentagem pode ser como o exemplificado a seguir:

Origem do petróleo	Composição
Região das Américas	Basicamente alcanos (petróleo parafínico)
Região da Rússia	Rico em ciclanos
Região do Oriente Médio	Rico em hidrocarbonetos aromáticos



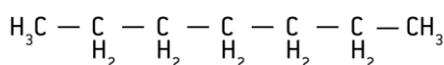
Craqueamento térmico ou catalítico do petróleo

O termo *crack* vem do inglês e significa **quebrar**. Algumas frações mais pesadas do petróleo, de elevada massa molar, podem ser quebradas a uma faixa de temperatura entre 400 °C e 700 °C. Em frações mais leves (menores), isso ocorre por aquecimento e/ou com o uso de catalisadores.

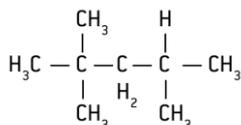
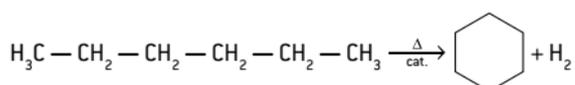


Octanagem

É propriedade de resistência da gasolina à compressão sem entrar em autoignição. O número de octanagem é o valor máximo com que um combustível pode ser comprimido, quando usado em motores de combustão interna, sem que haja ignição precoce da mistura ar/combustível.



n-heptano (octanagem zero)



Isotano (octanagem cem)

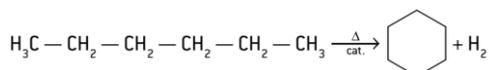
A octanagem da gasolina brasileira é equivalente à das gasolinas encontradas nos Estados

Unidos e Europa. Ela obedece a uma classificação mundial. Confira os valores*.

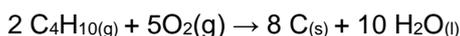
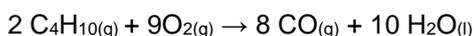
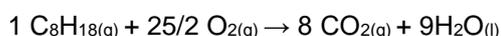
Gasolina comum: octanagem 86

Gasolina premium: octanagem 91

Hidrocarboneto	Octanagem
Heptano [C ₇ H ₁₆]	0
2-metil-hexano [C ₇ H ₁₆]	42
2,3-dimetilpentano [C ₇ H ₁₆]	90
2,2,4-trimetilpentano [C ₈ H ₁₈]	100
Benzeno [C ₆ H ₆]	106
Metilbenzeno [tolueno, C ₇ H ₈]	118



Reação de Combustão



Diferença de Polaridades

Apolar e Polar

desastre ambiental.

Óleo forma uma película na superfície da água, que impede a entrada de luz e as trocas gasosas entre mar e atmosfera.

Impede fotossíntese (fitoplânctons).

Química Geral - Análise imediata - Separação de Misturas

Separação de Misturas

Conceitos iniciais

Na natureza, raramente encontramos substâncias puras. Em função disso, é necessário usarmos métodos de separação para obtermos determinada substância.

Na separação dos componentes de uma mistura (obtenção separada de casa uma das substâncias puras que deram origem à mistura) usa-se um conjunto de processos físicos denominados **análise imediata**.

Esses processos **não alteram a composição**

das substâncias que formam a mistura.

Nem sempre apenas um método de separação é suficiente para separar todos os componentes de uma mistura.

A escolha dos melhores métodos para a separação de misturas exige um conhecimento anterior de algumas das propriedades das substâncias presentes.

Assim, se tivermos uma mistura de açúcar com areia, é útil sabermos que o açúcar se dissolve na água, enquanto a areia não.

Muitas vezes, dependendo da complexidade da mistura, será necessário usar vários processos diferentes em uma sequência baseada nas propriedades das substâncias presentes na mistura.

Alguns dos métodos de separação são tão comuns que nem pensamos neles como processos de separação.

Alguns exemplos:

Escolha dos grãos de feijão para uma feijoada do domingo (**catação**);

Remoção da casca do amendoim torrado por sopro (**ventilação**);

Separação das moedas em função de seus tamanhos nas máquinas dos bancos (**tamisação/peneiração**).

Vamos estudar agora alguns desses principais processos de separação.

Métodos de separação de misturas heterogêneas

SÓLIDO – SÓLIDO:

Catação

Ventilação

Levitação

Separação magnética
Cristalização fracionada
Dissolução fracionada
Peneiração
Fusão fracionada
Sublimação

SÓLIDO – LÍQUIDO:

Decantação
Centrifugação
Filtração simples
Filtração à vácuo

LÍQUIDO – LÍQUIDO:

Decantação

GÁS – SÓLIDO:

Decantação
Filtração

SÓLIDO – LÍQUIDO:

Evaporação
Destilação simples

LÍQUIDO – LÍQUIDO:

Destilação fracionada

GÁS – GÁS:

Liquefação fracionada

CROMATOGRAFIA

(Análise Cromatográfica)

Mistura heterogênea (sól.-sól.)

Catação: Método baseado na diferença de tamanho e de aspectos visíveis das partículas de uma mistura de sólidos granulados. Um dos sólidos é retirado com pinças ou com as mãos. Ex: mistura de feijão e impurezas.

Peneiração: Utilizado quando uma mistura de sólidos granulados, cujo tamanho das partículas é sensivelmente diferente, é colocada sobre uma peneira e submetida à agitação. Ex: mistura de areia fina e pedregulhos.

Levigação: O sólido mais leve é separado por água corrente.

Ex: ouro e areia. A areia, mais leve, é arrastada por um fluxo de água.

Ventilação: O sólido mais leve é separado por uma corrente de ar.

Ex: grãos de café e cascas.

Separação magnética: Separa misturas do tipo sólido-sólido nas quais um dos componentes tem propriedades magnéticas e é atraído por um ímã. Ex: Ferro e areia.

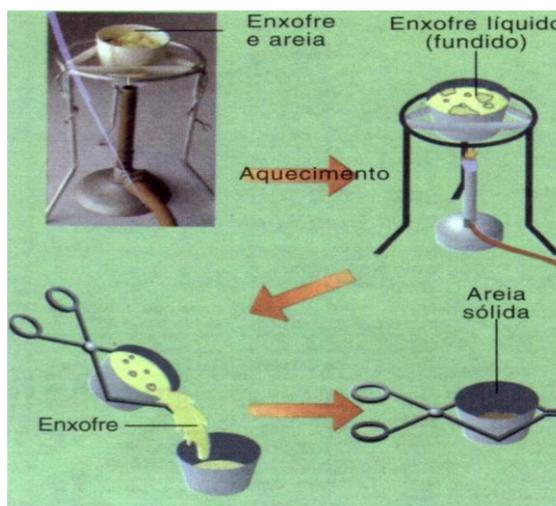
Flotação (Sedimentação fracionada): O sólido mais leve (menos denso) flutua em um líquido, enquanto o mais denso sedimenta. Ex: serragem e areia, por adição de água. Na mineração, para separar a areia do minério. Neste caso, o minério é pulverizado e tratado com óleo para flutuar na água.

Dissolução fracionada: Baseia-se na diferença de solubilidade dos sólidos em um determinado líquido. Primeiro, adiciona-se um líquido que dissolva apenas um dos sólidos. Depois, filtra-se a mistura e o filtrado é submetido a aquecimento, para eliminar o solvente. Ex: sal e areia.



FUSÃO FRACIONADA (sól.-sól)

A **fusão fracionada** é um processo usado para separar sólidos cujos **pontos de fusão** são muito diferentes. Para isso é preciso saber a que **temperatura** cada elemento que compõe o sólido vai se fundir.

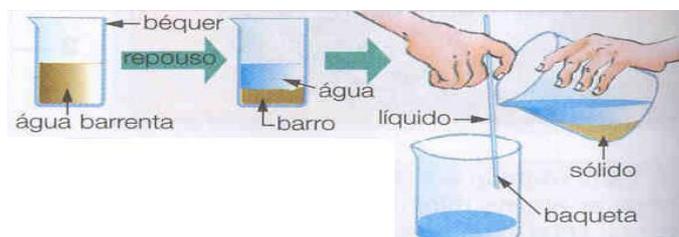


SUBLIMAÇÃO

Sublimação fracionada: Usada para purificar substâncias que sofrem sublimação facilmente.

Ex: iodo e naftaleno.

Decantação: Quando a água barrenta é colocada em repouso, a terra tende a se depositar no fundo do recipiente. A decantação é o processo no qual as fases se separam devido a uma diferença de densidades.



Decantação: Ex: água e óleo.

Mistura heterogênea (líq.-líq ou sól.-líq.)

Centrifugação: É uma maneira acelerada de se realizar a decantação. Ex: separação dos diversos componentes do sangue.

Mistura heterogênea (sól.-líq.)

Filtração comum: É a retenção de um sólido através de uma superfície porosa (filtro). Utilizada para separar misturas de um líquido não dissolvido, quando o tamanho das partículas do sólido é relativamente grande em relação ao tamanho dos poros do papel de filtros. Ex: água e areia.

Filtração a vácuo: Quando o sólido e o líquido formam uma mistura de difícil filtração, como é o caso da água com farinha, pode-se **acelerar o processo por meio da filtração a pressões reduzidas**. Nesse processo utiliza-se o funil de Büchner e o Kitassato.

CRISTALIZAÇÃO (MISTURA HOMOGÊNEA)

Cristalização fracionada:

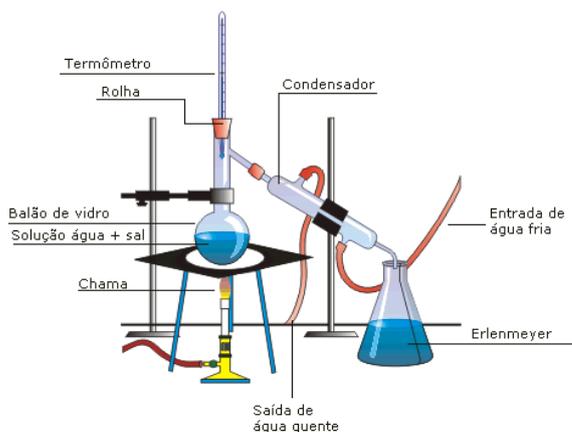
A mistura de sólidos é dissolvida em água e a solução é submetida à evaporação. **Quando a solução ficar saturada em relação a um componente, o prosseguimento da evaporação** do solvente acarretará a **cristalização gradativa do referido componente**, que se separará da solução. A solução, contendo o componente cuja saturação ainda não foi atingida, fica sobre os cristais do outro e é chamada água-mãe de cristalização.

EVAPORAÇÃO

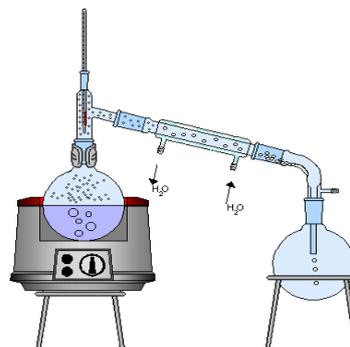
Extração de NaCl da água do mar, nas salinas.

Mistura homogênea (sól.-líq.)

Destilação simples: Funciona quando, no aquecimento de uma mistura homogênea de um líquido + um sólido, apenas o líquido vaporiza. Assim, os vapores atingem a região fria (condensador), ocorrendo a passagem para o estado líquido. Ex: água e sal de cozinha.



DESTILAÇÃO SIMPLES

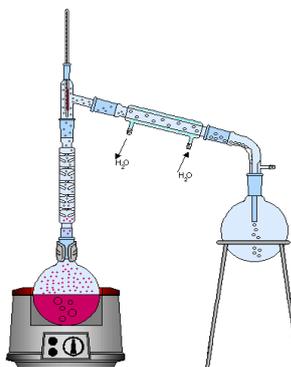


Mistura homogênea (líq.-líq.)

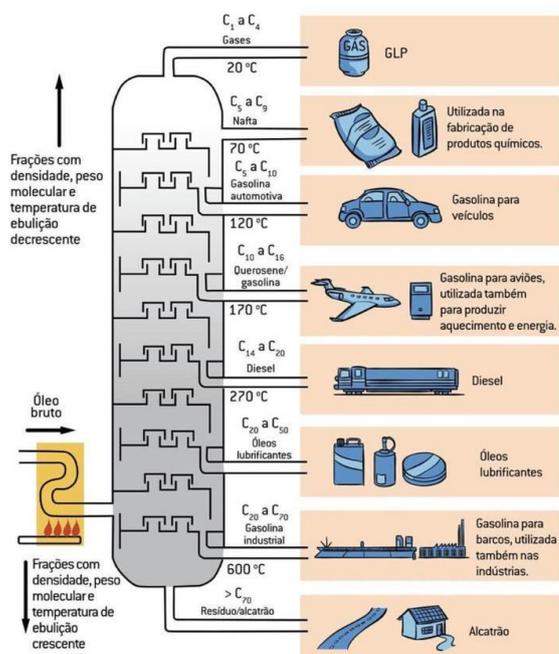
Destilação fracionada: à medida que os vapores sobem pela coluna de fracionamento, eles vão se tornando cada vez mais ricos no componente mais volátil, que será recolhido pelo condensador. Ex: destilação fracionada dos componentes da gasolina, destilação fracionada do ar liquefeito, etc.



DESTILAÇÃO FRACIONADA



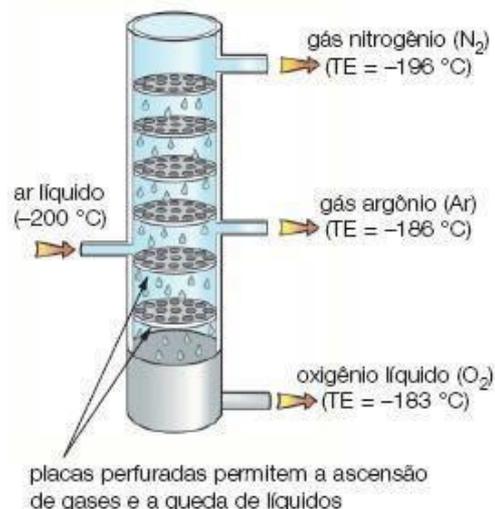
DESTILAÇÃO DO PETRÓLEO



Outros Processos

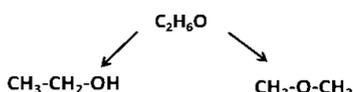
Cromatografia: Nesse processo, os componentes de uma mistura de sólidos em solução são separados e identificados pela cor. Em dos primeiros processos usados foi a cromatografia em papel. Ex: tinta da caneta.

Liquefação fracionada: Para separar misturas nas quais todos os componentes encontram-se na fase gasosa. Ex: mistura de gás amônia e gás oxigênio.

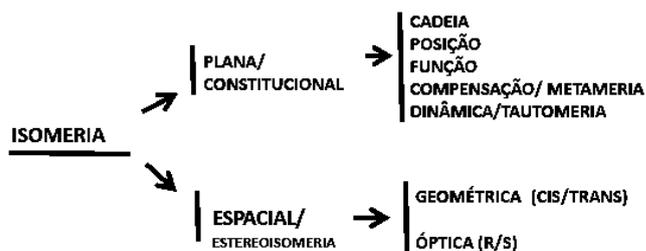


ISOMERIA

O termo isômero (do grego ísos, "mesmo", e meros, "partes") descreve o relacionamento entre arranjos moleculares que, embora diferindo em propriedades químicas ou físicas, têm um nível de comunaliade (algo em comum).



Há vários tipos de isomeria, classificados em isomeria plana ou constitucional e isomeria espacial, que pode ser geométrica ou óptica.

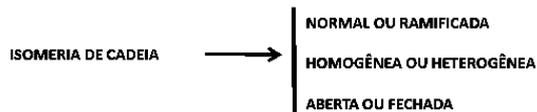


PLANA/CONSTITUCIONAL

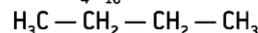
Apresenta moléculas que possuem a mesma fórmula molecular, mas diferentes fórmulas estruturais. Esse tipo de isomeria pode ser subdividido de acordo com o tipo da diferença existente entre as duas moléculas.

DE CADEIA

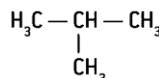
Compostos que possuem esse tipo de isomeria apresentam a **mesma função orgânica, mas cadeias carbônicas diferentes.**



Fórmula molecular: C₄H₁₀

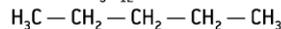


Butano (cadeia normal)

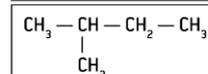
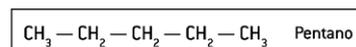


Metil-propano (cadeia ramificada)

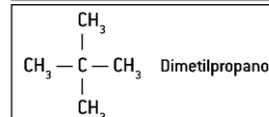
Fórmula molecular: C₅H₁₂



Pentano (cadeia normal)



2-metilbutano

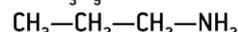


Dimetilpropano

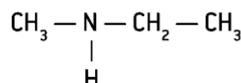
Cadeias ramificadas

Cadeia heterogênea e cadeia homogênea

Fórmula molecular: C₃H₉N



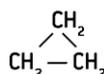
Propilamina (cadeia homogênea)



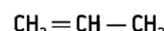
N-etilmetilamina

Cadeia fechada e cadeia aberta

Fórmula molecular: C₃H₆



Ciclopropano (cadeia fechada)



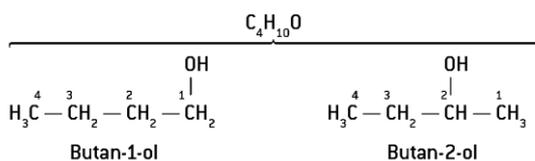
Propeno (cadeia aberta)

ISOMERIA DE POSIÇÃO

Os isômeros pertencem à mesma função química, apresentando o mesmo tipo de cadeia, porém diferem na posição de um **grupo funcional**, do **radical** ou de uma insaturação.

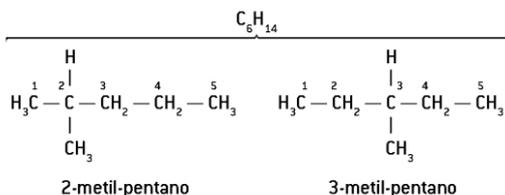
Exemplo 1

Isômeros que diferem pela posição do grupo funcional.



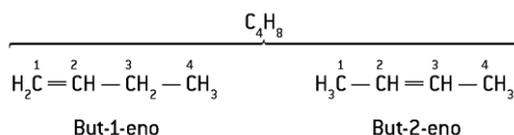
Exemplo 2

Isômeros que diferem pela posição do radical.



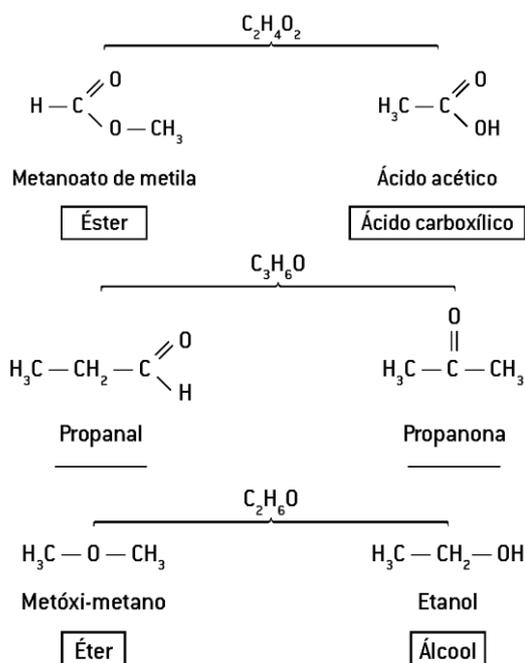
Exemplo 3

Isômeros que diferem pela posição de insaturação.



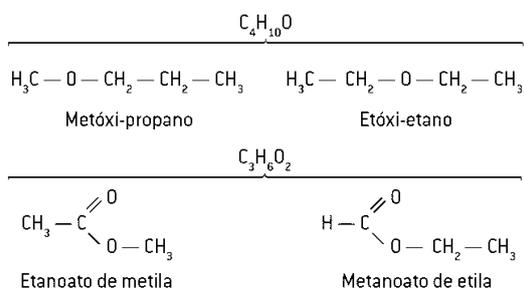
ISOMERIA DE FUNÇÃO

Ocorre quando os compostos apresentam a mesma fórmula molecular, com fórmula estrutural distinta, porque eles apresentam **funções diferentes**.



ISOMERIA DE COMPENSAÇÃO OU METAMERIA

Os isômeros são da **mesma função química**, apresentam cadeias heterogêneas e diferem entre si pela **posição do heteroátomo** na cadeia. Podem ser observados, principalmente, em éteres, ésteres, aminas e amidas.

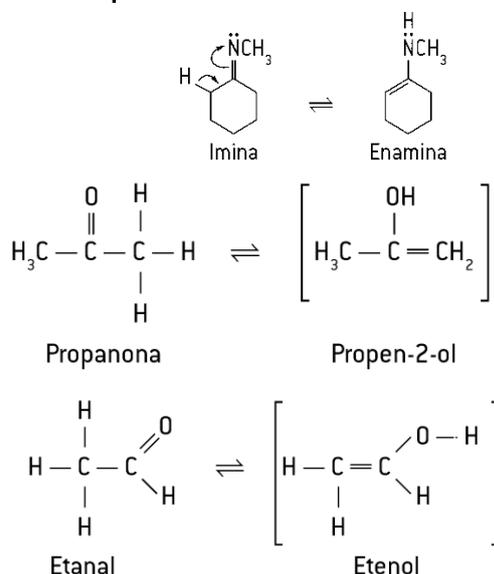


ISOMERIA DE TAUTOMERIA OU DINÂMICA

É o caso em que dois ou mais isômeros coexistem em **equilíbrio dinâmico** em solução, transformando-se um no outro, pela mudança de posição do H na molécula. A tautômero também pode ser denominada **ceto-enólica** ou **aldo-enólica**, pois ocorre principalmente entre cetonas e enóis ou entre eidos e aldenóis.

Assim como há a tautomeria ceto-enólica, também existe a tautomeria imina-enamina, na qual predomina a **imina**.

Exemplo



ESPACIAL / ESTEREOISOMERIA

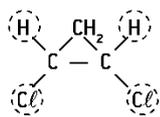
É o caso de isomeria em que a diferença entre os isômeros só pode ser verificada mediante a observação da **estrutura tridimensional**, pois as substâncias apresentam a **mesma função**, o **mesmo tipo de cadeia** e até as **mesmas posições** de grupos funcionais, de insaturações ou de radicais (se existirem). Há dois tipos de isomeria espacial: **geométrica** e **óptica**.

ESPACIAL – GEOMÉTRICA: ISOMERIA CIS E TRANS

Isomeria geométrica é a ocorrência de compostos que possuem fórmulas moleculares iguais, fórmulas estruturais planas iguais, mas fórmulas estruturais **espaciais diferentes**.

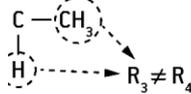
- Cadeia aberta com dupla-ligação
- Compostos de cadeias fechadas

ESPACIAL – GEOMÉTRICA: ISOMERIA CIS E TRANS



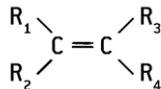
1,2-dicloro-ciclopropano
(Apresenta isomeria geométrica.)

1a-ligação



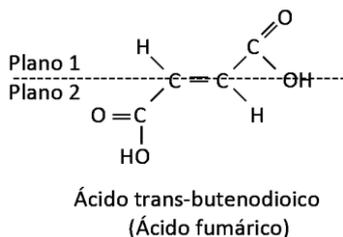
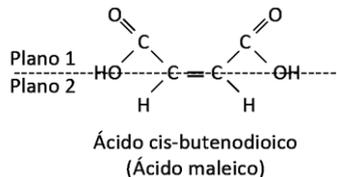
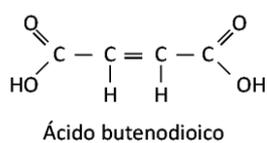
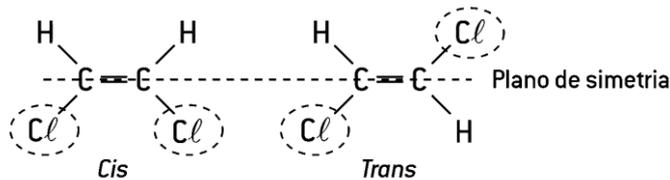
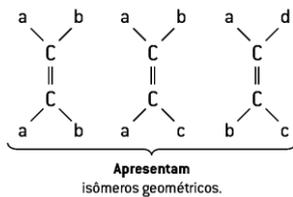
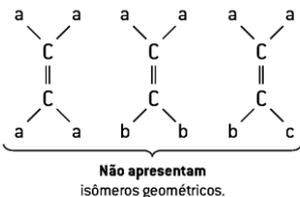
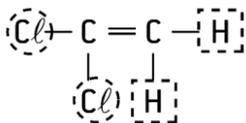
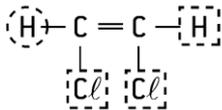
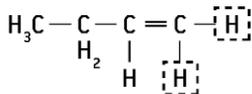
But-2-eno (Apresenta isometria geométrica.)

Condição de existência

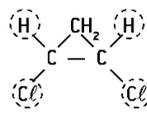


em que $R_1 \neq R_2$ e $R_3 \neq R_4$

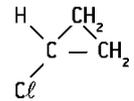
Exemplos



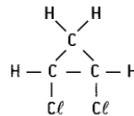
cadeia cíclica (fechadas)



1,2-dicloro-ciclopropano
(Apresenta isomeria geométrica.)



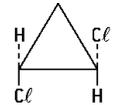
1-cloro-ciclopropano
(Não apresenta isomeria geométrica.)



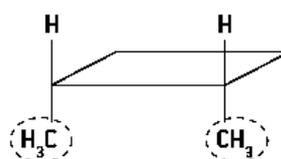
1,2-dicloro-ciclopropano



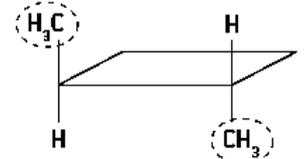
Cis-1,2-dicloro-ciclopropano



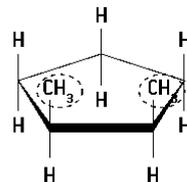
Trans-1,2-dicloro-ciclopropano



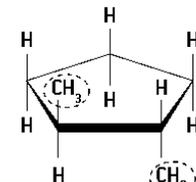
Cis-1,2-dimetil-ciclobutano



Trans-1,2-dimetil-ciclobutano



Cis-1,2-dimetil-ciclopentano



Trans-1,2-dimetil-ciclopentano

ESPACIAL – GEOMÉTRICA: ISOMERIA E e Z

Para derivados alcênicos com mais de dois ligantes diferentes de hidrogênio, recomenda-

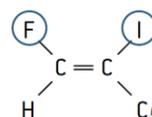
se abandonar o sistema de nomenclatura **cis-trans** e utilizar o sistema **E-Z**

E – *entgegen* = **opostos**,

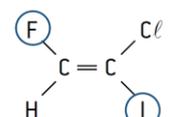
Z, de *zusammen* = **Juntos**

1 - Quanto maior a massa molecular do átomo ou do radical diretamente ligado a cada átomo de carbono da dupla (C = C), maior sua prioridade.

2 - Quando os grupos de maior prioridade estão do mesmo lado do plano, tem-se o isômero Z; do contrário, tem-se o isômero E.



Z-1-cloro-2-flúor-1-iodoeteno



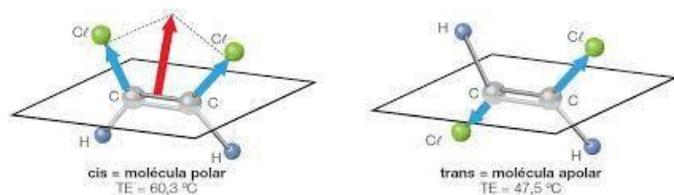
E-1-cloro-2-flúor-1-iodoeteno

ESPACIAL – GEOMÉTRICA:

Propriedades físicas dos isômeros

Comparadas às moléculas trans, as moléculas cis (polares) atraem-se com maior intensidade, porque elas apresentam maior capacidade de empacotamento; essa maior proximidade entre as moléculas implica maiores forças intermoleculares. Sendo assim, o isômero cis apresenta, comparado ao isômero trans, valores mais

elevados de temperaturas de fusão e ebulição e, também, valor mais alto de densidade.



VÁ ALÉM

ISOMERIA ÓPTICA: QUIRALIDADE, CARBONO QUIRAL, ENANTIÔMEROS

ISÔMERO R e S da TALIDOMIDA E SEUS EFEITOS NO PASSADO.

Físico – Química - Cinética Química I

Cinética: velocidade das reações; fatores que afetam a velocidade das reações; e cálculos envolvendo velocidade da reação.

Cálculo das Velocidades da reação

- Em função de uma substância
- Em função da reação

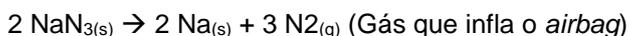
Fatores que influenciam as reações

- Representação no gráfico
- Teoria das Colisões
- Temperatura, superfície de contato, pressão, concentração, catalisador

Lei de Velocidade

- Reações elementares e não elementares.

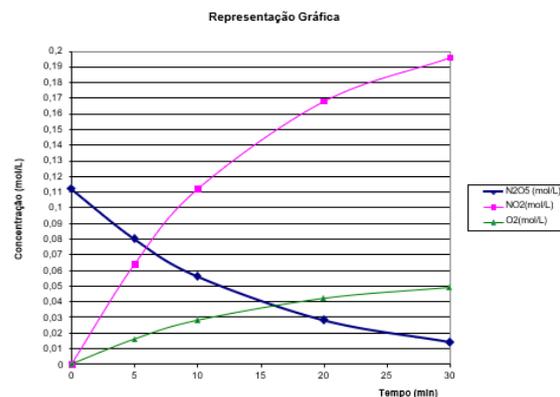
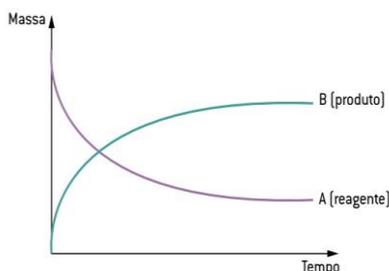
Cinética é a área da química que estuda a velocidade ou rapidez com que ocorrem as reações químicas; ela também estuda quais fatores podem alterar essa velocidade.



Velocidade de consumo/formação de uma substância

Em Química, velocidade de reação é uma grandeza escalar, e não vetorial como estudado em Física.

Tem-se a seguinte reação:



Tempo (min)	N ₂ O ₅ (mol/L)	NO ₂ (mol/L)	O ₂ (mol/L)
0	0,112	0	0
5	0,08	0,064	0,016
10	0,056	0,112	0,028
20	0,028	0,168	0,042
30	0,014	0,196	0,049

Note que a inclinação da curva NO₂ é maior que a curva O₂, fato relacionado com os coeficientes estequiométricos

A velocidade de consumo/formação de uma substância que participa de uma reação, é calculada através da variação da quantidade (nº de mol, volume massa ou concentração molar) pelo tempo com que a variação ocorreu.

$$V = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad V = \frac{\Delta [x]}{\Delta t}$$

$$V_m = \frac{\Delta []}{\Delta t} = \frac{\Delta []_{\text{inicial}} - \Delta []_{\text{final}}}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$



a) Velocidade média de consumo do N₂O₅ entre t = 0 e t = 5 min:

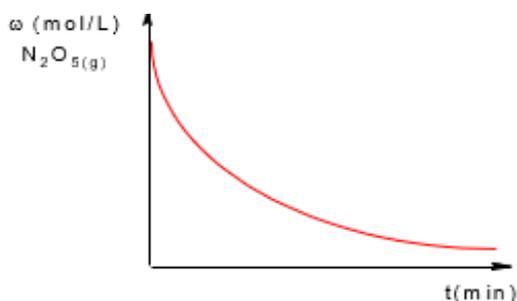
Tempo (min)	N ₂ O ₅ (mol/L)	NO ₂ (mol/L)	O ₂ (mol/L)
0	0,112	0	0
5	0,08	0,064	0,016
10	0,056	0,112	0,028
20	0,028	0,168	0,042
30	0,014	0,196	0,049

$$V_{m(0 \rightarrow 5)} = - \frac{0,08 \text{ mol/L} - 0,112 \text{ mol/L}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 0,0064 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

b) Velocidade média de consumo do N₂O₅ entre t = 5 e t = 10 min:

Tempo (min)	N ₂ O ₅ (mol/L)	NO ₂ (mol/L)	O ₂ (mol/L)
0	0,112	0	0
5	0,08	0,064	0,016
10	0,056	0,112	0,028
20	0,028	0,168	0,042
30	0,014	0,196	0,049

$$V_{m(5 \rightarrow 10)} = - \frac{0,056 \text{ mol/L} - 0,08 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 5 \text{ min}} = 0,0048 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$



a) Velocidade média de produção do NO₂ entre t = 0 e t = 5 min.

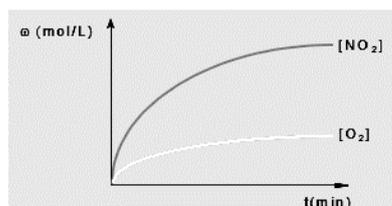
Tempo (min)	N ₂ O ₅ (mol/L)	NO ₂ (mol/L)	O ₂ (mol/L)
0	0,112	0	0
5	0,08	0,064	0,016
10	0,056	0,112	0,028
20	0,028	0,168	0,042
30	0,014	0,196	0,049

$$V_{m(N_2O_5)} = \frac{0,064 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 0,0128 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

b) Velocidade média de produção do NO₂ entre t = 5 e t = 10 min:

Tempo (min)	N ₂ O ₅ (mol/L)	NO ₂ (mol/L)	O ₂ (mol/L)
0	0,112	0	0
5	0,08	0,064	0,016
10	0,056	0,112	0,028
20	0,028	0,168	0,042
30	0,014	0,196	0,049

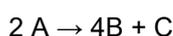
$$V_{m(N_2O_5)} = \frac{0,112 \text{ mol/L} - 0,064 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 5 \text{ min}} = 0,0096 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$



Velocidade de consumo de reagentes e velocidade de formação de produtos.

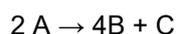
a) Velocidade média de consumo do reagente A, entre T=0 e t=10 min.

t(min)	[A] (mol/L)
0	1
10	0,8
20	0,667
30	0,571
40	0,5



b) Velocidade média de produção do produto B, entre

T=0 e t=10 min.



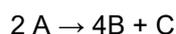
2 mols de A ----- 4 mols de B

0,02 mol de A ----- x

$$x = 0,04 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

b) Velocidade média de produção do produto C, entre T=0 e t=10 min.

$$V_{m(C)} = \frac{|0,8 \text{ mol/L} - 1 \text{ mol/L}|}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 0,020 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$



2 mols de A ----- 1 mols de C

0,02 mol de A ----- x

$$x = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$



0,02 mol/L.min 0,04 mol/L.min 0,01 mol/L.min

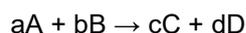
$$V_{\text{média da reação}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \text{min}}{2} = \frac{0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \text{min}}{4} = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \text{min}}{1}$$

$$V_{\text{média da reação}} = 0,01 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

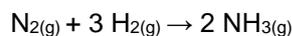
Velocidade média de uma reação

sem especificação de se referir a reagentes ou produtos

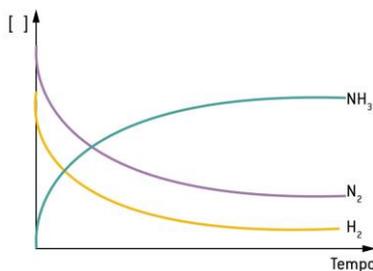
Reação genérica



$$V_{\text{média da reação}} = \frac{V_A}{a} + \frac{V_B}{b} + \frac{V_C}{c} + \frac{V_D}{d}$$



$$V_m = \frac{|V[N_2]|}{1} = \frac{|V[H_2]|}{3} = \frac{|V[NH_3]|}{2}$$

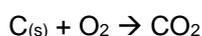


$$v_m \text{ de consumo de } N_2 = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[N_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de consumo de } H_2 = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} \text{ ou } \frac{|\Delta[H_2]|}{\Delta t}$$

$$v_m \text{ de formação de } NH_3 = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

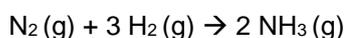
(UFV-MG) A formação de dióxido de carbono (CO_2) pode ser representada pela equação:



Se a velocidade de formação de CO_2 for de 4 mol/minuto, o consumo de oxigênio, em mol/minuto, será:

- 8.
- 16.
- 2.
- 12.
- 4.

Considere a equação abaixo:



Sabendo que: $[H_2]$ inicial = 6 mol/L; $[H_2]$ final = 2 mol/L;

$Dt = 20$ min.

Responda:

a) Qual a **velocidade média da reação**?

Resposta: Como os dados referem-se ao H_2 devemos calcular primeiramente sua velocidade:

Agora vamos calcular a velocidade média da reação.

b) qual a velocidade de formação do NH_3 ?

A relação a seguir mostra a variação da concentração de uma substância **A**, em função do tempo, em uma reação química:

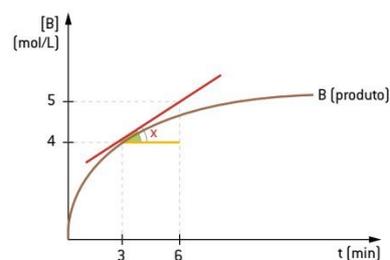


t (min)	0,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
[A] mol/L	11,0	7,0	4,3	3,0	2,0	1,0	0,5	0,3	0,2	0,2

Qual será o valor da velocidade média da reação de **A** correspondente ao intervalo entre 4 e 14 minutos?

Velocidade instantânea

Para determinar a velocidade instantânea, em um dado tempo, basta calcular a tangente neste ponto.



Determine a velocidade instantânea de formação de B no tempo 3 min.

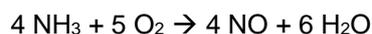
$$v_m = \frac{\Delta_{\text{Quantidade}}}{\Delta_{\text{Tempo}}}$$

$$v_m = \text{tg}x$$

$$v_m = \frac{\text{cateto oposto de } x}{\text{cateto adjacente de } x}$$

EXERCÍCIOS

Considere a equação balanceada:



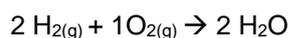
Admita a variação de concentração, em mol por litro $[mol \cdot L^{-1}]$, do monóxido de nitrogênio $[NO]$ em função do tempo, em segundos $[s]$, conforme os dados da tabela a seguir.

$[NO] (mol \cdot L^{-1})$	0	0,15	0,25	0,31	0,34
Tempo (s)	0	180	360	540	720

A velocidade média, em função de monóxido de nitrogênio $[NO]$, e a velocidade média da reação representada anteriormente, no intervalo de tempo de 6 a 9 minutos $[min]$, são, respectivamente, em $mol \cdot L^{-1} \cdot min^{-1}$

- $2 \cdot 10^{-2}$ e $5 \cdot 10^{-3}$
- $5 \cdot 10^{-2}$ e $2 \cdot 10^{-2}$
- $3 \cdot 10^{-2}$ e $2 \cdot 10^{-3}$
- $2 \cdot 10^{-2}$ e $2 \cdot 10^{-3}$
- $2 \cdot 10^{-3}$ e $8 \cdot 10^{-3}$

Em determinada experiência, a reação de formação de água com o consumo de 12 mols de oxigênio, a cada 3 minutos.



Calcule a velocidade média:

- de consumo de O_2 ;
- de consumo de H_2 ;
- de formação de H_2O ;
- da reação;

Considere a equação:



Admita que a formação de O_2 tem uma velocidade média constante e igual a $0,05 \text{ mol/s}$. A massa de NO_2 formada em 1 min é de:

Dados: Massas atômicas – N = 14u; O = 16u

- a) 96g
- b) 55,2g
- c) 12,0g
- d) 552,0g
- e) 5,52g

Físico – Química - Cinética Química II

Condições para ocorrência de reações: teoria das colisões

Basicamente a ocorrência de uma reação depende de:

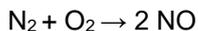
Contato entre as partículas: (átomos, moléculas ou íons) dos reagentes.

Afinidade química: uma certa tendência natural para reagir.

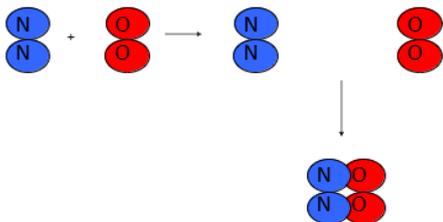
Choques eficazes (colisões efetivas): a colisão entre as partículas dos reagentes deve ocorrer em uma orientação favorável, para que as ligações existentes nos reagentes sejam rompidas.

Energia de ativação: para que uma reação aconteça, é necessário um mínimo de energia, além daquela que os reagentes já apresentam.

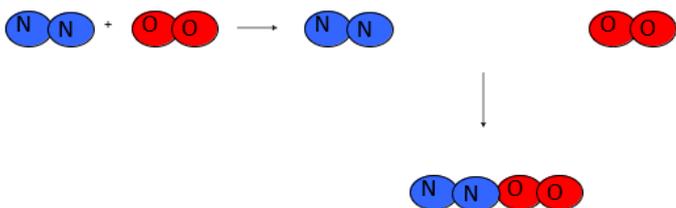
Teoria das Colisões



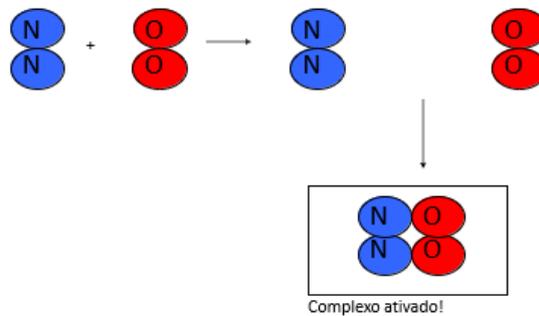
Colisão **não efetiva** em função da **energia das moléculas**



Colisão **não efetiva** em função da **orientação das moléculas**.



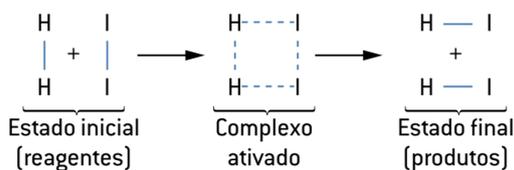
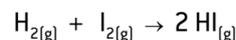
Colisão **efetiva** = reação química!



Para ocorrer a formação do complexo ativado, são necessárias duas condições:

1. que a colisão ocorra segundo uma orientação geometricamente privilegiada (colisão favorável);
2. que as colisões resultantes do choque tenham moléculas com energia cinética igual ou superior ao valor mínimo necessário para romper as ligações (colisões energeticamente favoráveis)

Quanto maior for o número de colisões efetivas, maior será a velocidade das reações químicas.



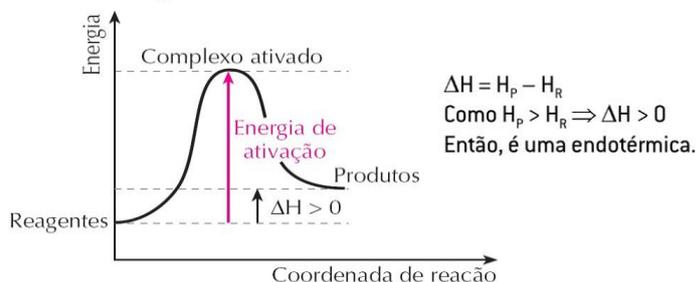
Orientações das colisões	Resultado
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão não efetiva, não ocorre reação.
	Colisão pode ser efetiva e pode ocorrer reação.

Representação gráfica da (E_a)

Reação exotérmica



Reação endotérmica



Energia de Ativação (E_a)

“é a valor mínimo de energia que as moléculas dos reagentes devem possuir para que uma colisão entre elas seja eficaz”

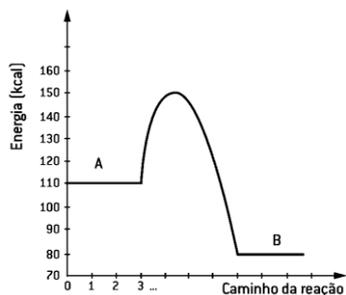
↑ Energia de ativação X Velocidade da reação ↓

$$E_a = E_{CA} - E_R$$

E_{CA} : energia do complexo ativado

E_R : energia dos reagentes

1. Com relação à reação e ao seu gráfico energético, faça o que se pede.

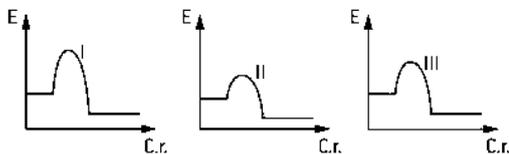


A) Calcule o valor da energia de ativação da reação direta.

B) Calcule o valor do ΔH da reação direta, classificando essa reação como endotérmica ou exotérmica.

C) Calcule o valor de energia para o complexo ativado.

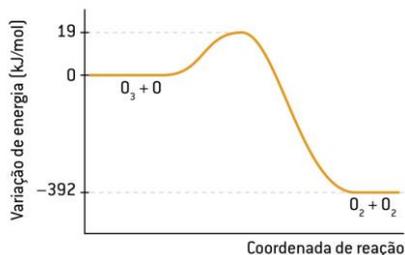
D) Calcule o valor da energia de ativação da reação inversa.



a. explique qual das reações exige maior energia de ativação [E_a];

b. qual das reações é, provavelmente, a mais rápida?

2. Considere a equação que representa a destruição da camada de ozônio: $O_3(g) + O(g) \rightarrow 2 O_2(g)$ (reação direta) O gráfico a seguir representa sua variação de energia versus sua coordenada de reação.

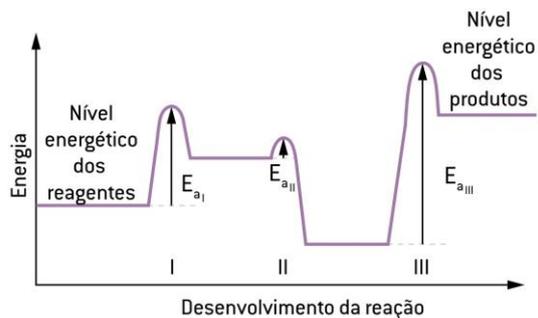


A) A reação direta é endotérmica ou exotérmica? Justificar por meio do valor do ΔH .

B) Qual é o valor da energia de ativação da reação direta?

C) Qual é o valor da energia de ativação da reação inversa?

3. O exame do diagrama permite concluir que:



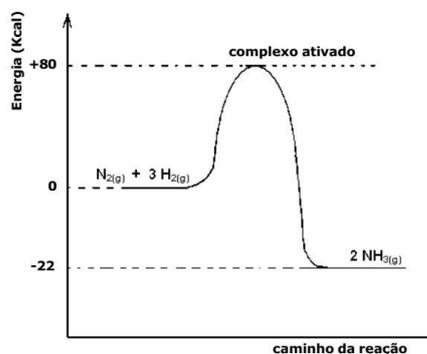
A) a etapa I é a mais rápida.

B) a etapa II é a mais lenta.

C) a etapa III é a mais lenta.

D) a etapa III é a mais rápida.

E) a reação global é exotérmica



Relativo ao gráfico envolvendo essa reação e suas informações, são feitas as seguintes afirmações:

I - O valor da energia envolvida por um mol de NH_3 formado é 22 kcal.

II - O valor da energia de ativação dessa reação é 80 kcal.

III - O processo que envolve a reação $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$ é endotérmico.

Das afirmações feitas, está(ão) correta(s)

Físico – Química - Cinética Química III

Fatores que influenciam na velocidade das reações

- Temperatura
- Superfície de contato
- Catalisador
- Concentração dos reagentes
- Pressão

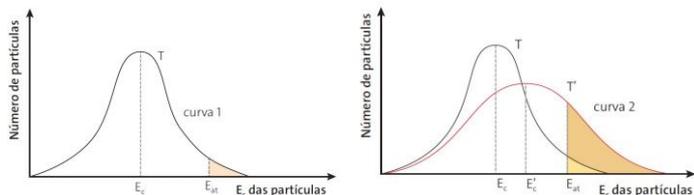
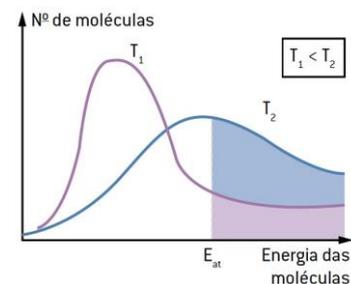
Temperatura

Aumentado a temperatura, aumenta a energia cinética das moléculas reagentes (grau de agitação das moléculas), o que proporciona um aumento no número de colisões e aumento do número de moléculas com energia igual ou superior à energia de ativação, aumentando a velocidade da reação.

Exemplo:

Lavar roupas em água fria (demora mais para retirar manchas)

Lavar roupas em água quente (retira as manchas mais rapidamente)



Uma regra experimental que relaciona o aumento da temperatura com a velocidade de uma reação é a regra de **Van't Hoff**: um aumento de 10 °C na temperatura duplica (ou triplica) a velocidade de uma reação química. Hoje em dia, conhecem-se várias exceções a essa regra; no entanto, ela ainda é útil para fazer várias previsões aproximadas. **Exemplo** uma reação química tem sua velocidade obedecendo à regra de Van't Hoff. Se, a 30 °C, sua velocidade inicial é de 4 mol/min, determine sua velocidade a 60 °C.

30 °C _____ 4mol/min

40 °C _____ 8mol/min

50 °C _____ 16mol/min

60 °C _____ 32mol/min

Superfície de contato

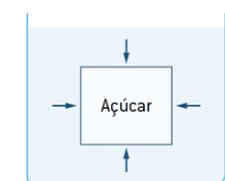
Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, ou seja, quanto mais pulverizado/fragmentado maior o número de colisões entre as partículas reagentes. Isso faz com que aumente o número de colisões eficazes, aumentando a velocidade da reação.

Exemplo:

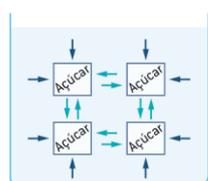
40kg em forma de gravetos de madeira (queima mais rápido)

40kg em forma de tora de madeira (queima mais lento)

Quando encontramos estados físicos diferentes, a velocidade da reação é maior no estado gasoso que no estado líquido e, neste, maior que no sólido.

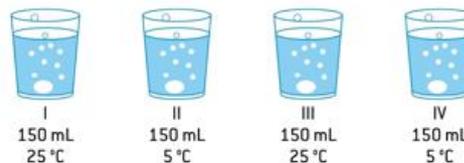


Dissolução do açúcar cristal



Dissolução do açúcar refinado

1. 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

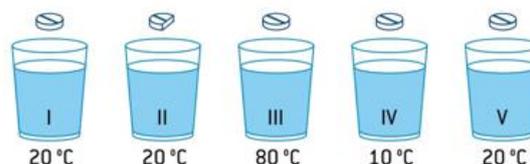
Procedimento II – Comprimido inteiro e água a 5 °C

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?

2. Responda à questão com base no esquema a seguir, que representa situações em que comprimidos antiácidos efervescentes da mesma constituição reagem em presença de água.



Pelo exame do esquema, pode-se afirmar que as reações que ocorrem em menor tempo do que a do frasco I são as dos frascos

a. II e III.

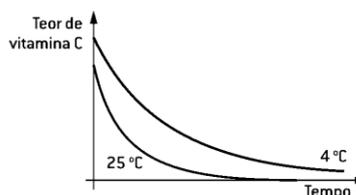
b. II e IV.

c. II e V.

d. III e IV.

e. III e V

3. A vitamina C é muito usada como aditivo de alimentos processados. Ela é oxidada pelo ar, o que protege outras substâncias presentes nos alimentos. Certo alimento processado, inicialmente embalado a vácuo, é aberto e armazenado sob duas condições diferentes: em refrigerador a 4 °C e em armário fechado à temperatura ambiente, a 25 °C. O gráfico mostra a variação do teor de vitamina C em cada uma dessas condições.



Analisando o gráfico, é correto afirmar que a **velocidade de oxidação** da vitamina C

A) é maior a 4 °C do que a 25 °C.

B) é diretamente proporcional à temperatura de armazenagem do produto.

C) é inversamente proporcional à temperatura de armazenagem do produto.

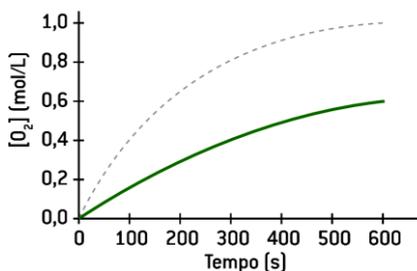
D) não depende da temperatura de armazenagem do produto.

E) é maior no refrigerador, por causa da umidade.

O pentóxido de dinitrogênio decompõe-se segundo a equação:



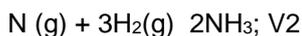
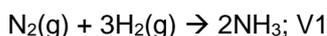
A cinética dessa decomposição é acompanhada a partir da variação da concentração de gás oxigênio (O₂) em função do tempo. Foram feitos dois experimentos, um a 45 °C (linha cheia) e outro a 55 °C (linha tracejada). O gráfico que representa corretamente os dois ensaios é:



Catalisador

Catalisador é uma espécie química que promove o aumento da velocidade de uma reação através da diminuição da energia de ativação. O catalisador participa temporariamente do processo, formando com os reagentes um complexo ativado menos energético. Porém ao final da reação é completamente recuperado, sem sofrer alteração na sua composição ou massa.

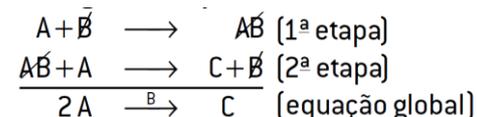
Ex.:



Com certeza o V2 é maior que o V1, pois o ferro Fe_(s) age como catalisador na segunda reação.

- Não fornecem energia à reação;
- Participam da reação, diminuindo sua energia de ativação;
- Não alteram o DH da reação

Toda reação catalisada ocorre em mais de uma etapa.



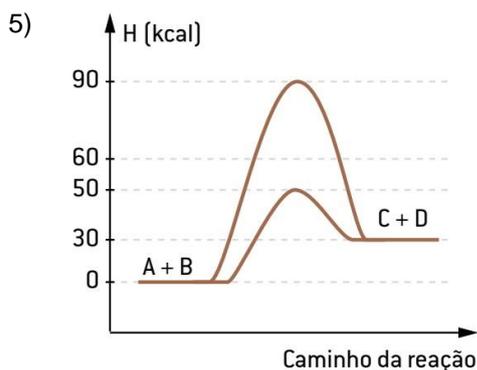
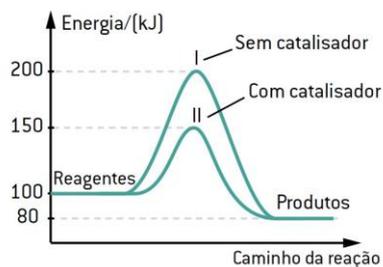
Catalisador é a substância B, pois esta entrou na primeira reação como “reagente” e foi regenerada na última reação, como produto. A espécie AB é um intermediário da reação. O catalisador e o intermediário nunca estarão presentes na equação global.

4. O peróxido de hidrogênio, H₂O₂ comumente chamado de água oxigenada, pode reagir com íons em solução

aquosa, segundo uma reação que se processa em duas etapas:

a. Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reação é catalisada? Justifique sua resposta.

b. Escreva a equação química balanceada da reação global que ocorre entre o peróxido de hidrogênio e os íons I⁻ em solução.



a. A reação direta é endotérmica ou exotérmica? Justificar calculando o valor do ΔH.

b. Qual é o valor da energia do complexo ativado das reações catalisadas e não catalisadas?

c. Qual é o valor da energia de ativação da reação inversa catalisada?

6. Espcex-SP/Aman-RJ

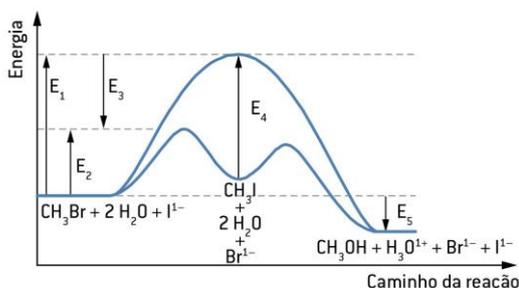
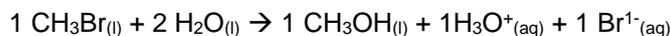
A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H₂O₂) é uma espécie bastante utilizada no dia a dia na desinfecção de lentes de contato e ferimentos. A sua decomposição produz oxigênio gasoso e pode ser acelerada por alguns fatores como o incremento da temperatura e a adição de catalisadores. Um estudo experimental da cinética da reação de decomposição da água oxigenada foi realizado alterando-se fatores como a temperatura e o emprego de catalisadores, seguindo as condições experimentais listadas na tabela a seguir:

Condição Experimental	Tempo de duração da reação no experimento (t)	Temperatura (°C)	Catalisado
1	t1	60	Ausente
2	t2	75	Ausente
3	t3	90	Presente
4	t4	90	Ausente

7. Ordem crescente dos tempos de duração dos experimentos.

- a. $t_1 < t_2 < t_3 < t_4$
b. $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$
c. $t_3 < t_2 < t_1 < t_4$
d. $t_4 < t_2 < t_3 < t_1$
e. $t_1 < t_3 < t_4 < t_2$

8. A hidrólise do brometo de metila pode ser representada pela equação e pelo gráfico a seguir:

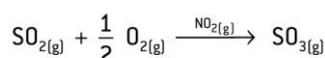


Considere essa reação, assinale a alternativa que contém a afirmação **incorreta**.

- A) O íon $\text{I}^-_{(aq)}$ é catalisador da reação, que se processa com a liberação de calor.
B) E_4 é a energia de ativação do catalisador, que é o $\text{I}^-_{(aq)}$.
C) E_3 é o abaixamento de energia de ativação devido ao catalisador.
D) E_5 é a variação de entalpia da reação, que é exotérmica.
E) E_1 é a energia de ativação sem catalisador e, E_2 é a energia de ativação com catalisador.

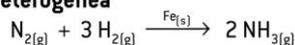
Existem dois tipos de reação envolvendo catalisadores, a **catálise homogênea**, na qual o catalisador se encontra no mesmo estado físico dos reagentes (uma fase), e a **catálise heterogênea**, em que o catalisador se encontra em estados físicos diferentes dos reagentes.

Catálise homogênea



[Nessa reação, o catalisador é o $\text{NO}_{2(g)}$.]

Catálise heterogênea



[Nessa reação, o catalisador é o $\text{Fe}_{(s)}$.]

Encontramos substâncias que atuam no catalisador aumentando sua atividade catalítica:

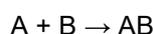
são os chamados **ativadores de catalisador** ou **promotores**.

Outras substâncias diminuem ou até mesmo destroem a ação do catalisador: são os **venenos de catalisador** ou **inibidores**.

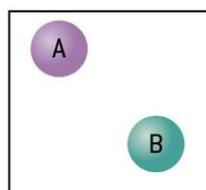
Aumentando a concentração (quantidade ou até mesmo a pressão de um gás) estamos aumentando o número de choques entre as partículas reagentes, o que conseqüentemente aumenta a velocidade da reação.

Exemplo:

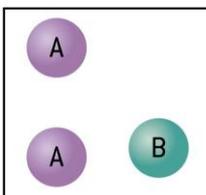
Se você tomar 10 gotas de um analgésico e a dor de cabeça não passar, o que você normalmente faz é tomar mais 10 gotas. Você aumentou a concentração de analgésico no seu organismo assim ele fará efeito mais rápido.



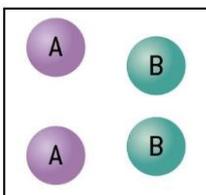
Haverá certa probabilidade de choque e, conseqüentemente, certa velocidade de reação.



Ao se dobrar a concentração de A, a probabilidade de ocorrer colisões dobra, fazendo com que a velocidade dobre também.



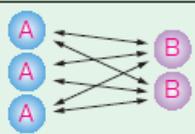
Se duplicarmos simultaneamente o número de moléculas de A e B, a probabilidade de ocorrerem colisões será quatro vezes maior, e a velocidade quadruplicará.



Concentração



4ª situação

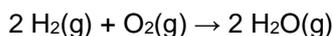


6

Ao dobrar a concentração de **B** e triplicar a concentração de **A**, o nº de colisões aumenta 6 vezes.

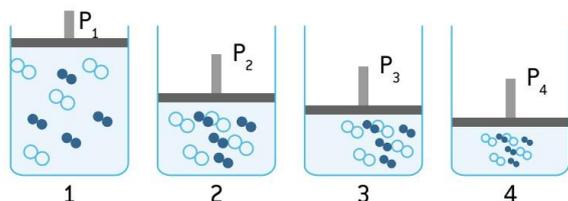
Ao falarmos em influência da pressão na velocidade de uma reação, é importante frisar que esse parâmetro tem influência somente nos reagentes gasosos.

À medida que aumenta a pressão parcial de um gás aumenta-se o número de colisões e, portanto, a velocidade



- **Maior pressão parcial dos reagentes gasosos**

- **Maior velocidade da reação**



Condição experimental	I	II	III	IV	V
Temperatura °C	20	20	40	40	40
Concentração de ácido (mol L ⁻¹)	4,0	6,0	6,0	4,0	6,0
Tipo de amostra de carbonato	Grãos	Pó	Pó	Grãos	Grãos

	Magnésio na forma de:	Concentração do ácido, em mol/L	Temperatura da reação (°C)
a.	raspas	0,1	20
b.	raspas	0,2	25
c.	fita	0,1	20
d.	fita	0,2	20
e.	lâmina	0,1	25

Físico – Química - Cinética Química IV

Lei de Velocidade

- Ordem da reação
- Elementar
- Não elementar

Em uma observação qualitativa, vimos que o aumento da concentração dos reagentes aumenta a velocidade das reações.

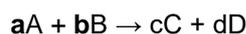
Guldberg e Waage, em 1867, que enunciaram a lei que relaciona essas duas grandezas, a qual recebeu o nome da **lei da ação das massas** ou **lei das velocidades**, cujo enunciado é o seguinte:

“A velocidade de uma reação é **proporcional às concentrações molares dos reagentes, elevadas a expoentes** que são determinados **experimentalmente**”.

Para reações que se realizam em uma **única etapa (reações elementares)**, as potências que

elevam as concentrações coincidem com o coeficiente da reação.

Assim, para a reação:



a lei da velocidade é expressa por:

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

v → velocidade da reação

A. → concentração em mol/L do reagente A

B. → concentração em mol/L do reagente B

a → ordem da reação em relação a A (coeficiente da reação para A)

b → ordem da reação em relação a B (coeficiente da reação para B)

a + b → ordem global da reação

k → é uma constante de proporcionalidade

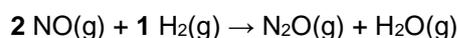
Observação

O valor de **k**, determinado experimentalmente, varia com a temperatura. Quanto maior for a temperatura de certa reação, maior será o valor de **k**.

Reações elementares

Exemplo

Dada a reação elementar:



A lei da velocidade para esta reação pode ser representada por:

$$V = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^1$$

2ª Ordem para NO e 1ª Ordem para H₂

$2^a + 1^a = 3^a$ ordem para a reação

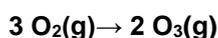
Velocidade:

Quadruplica – Duplica – 8 vezes

1. A reação $\text{NO(g)} + \text{O}_3\text{(g)} \rightarrow \text{NO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ é uma reação elementar de segunda ordem. Se duplicarmos as concentrações do NO e do O_3 , mantendo constante a temperatura, a velocidade da reação:

- A) será reduzida à metade.
- B) permanecerá constante.
- C) será duplicada.
- D) será triplicada.
- E) será quadruplicada.

2. Considere a reação elementar representada pela equação:

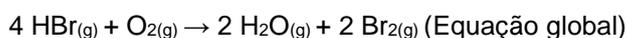
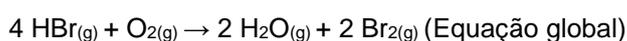


Ao triplicarmos a concentração do oxigênio, a velocidade da reação, em relação à velocidade inicial, torna-se:

- a. duas vezes menor.
- b. três vezes maior.
- c. oito vezes menor.
- d. nove vezes maior.
- e. vinte e sete vezes maior

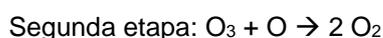
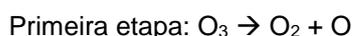
Reações NÃO elementares

Para as reações que ocorrem em **várias etapas (reação não elementares)**, a velocidade da reação é determinada pela etapa mais lenta (a que possui maior energia de ativação) do mecanismo.



$$V = k \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{O}_2]$$

2. O processo de decomposição do ozônio ocorre em duas etapas, sendo a primeira etapa a lenta, conforme o mecanismo: $(2 \text{O}_3 \rightarrow 3 \text{O}_2)$



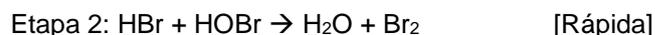
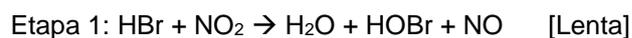
Assim, a alternativa correta que representa a lei da velocidade para essa decomposição é:

- A) $V = K \cdot [\text{O}_3]^2$
- B) $V = K \cdot [\text{O}_2]^3$
- C) $V = K \cdot [\text{O}_3]$

$$\text{D) } V = K \cdot [\text{O}_3] \cdot [\text{O}]$$

$$\text{E) } V = K \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{O}]$$

3. Para a reação em fase gasosa, representada pela equação:



A lei de velocidade dessa reação é:

$$\text{A) } V = K \cdot [\text{HBr}]^2 [\text{NO}_2]$$

$$\text{B) } V = K \cdot [\text{HBr}]^2 \cdot [\text{HOBr}]$$

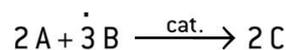
$$\text{C) } V = K \cdot [\text{HBr}]^2 \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{HOBr}]$$

$$\text{D) } V = K \cdot [\text{HBr}]^2 \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{HOBr}]^2 \cdot [\text{NO}]$$

$$\text{E) } V = K \cdot [\text{HBr}] \cdot [\text{NO}_2]$$

Δ velocidade da reação e [reagentes]

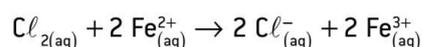
Para determinar a equação matemática que representa a variação da velocidade da reação com a concentração dos reagentes, devemos nos fundamentar apenas nos dados experimentais.



Experiência	[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	Velocidade da reação (mol/L · s)
Primeira	3	1	5
Segunda	6	1	10
Terceira	6	2	40

Os dados a seguir referem-se à reação $3 \text{A} + \text{B} + \text{C} \rightarrow \text{A}_2\text{B} + \text{AC}$, realizada a 25 °C.

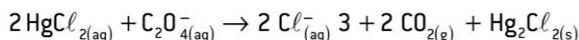
[A]	[B]	[C]	Velocidade inicial (mol/L · s)
0,5	0,5	0,5	0,02
0,5	0,5	1,0	0,02
0,5	1,0	0,5	0,04
1,0	0,5	0,5	0,08



Número do experimento	$[\text{Cl}_2]$ inicial	$[\text{Fe}^{2+}]$ inicial	Velocidades iniciais relativas
I	0,10	1	1
II	0,20	1	2
III	0,10	0,5	0,5
IV	0,05	0,05	0,025

Com relação aos dados experimentais constantes na tabela anterior, relativos à reação:

- a. $v = k \cdot [Cl_2] \cdot [Fe^{2+}]^2$
 b. $v = k \cdot [Cl_2] \cdot [Fe^{2+}]$
 c. $v = k \cdot [Cl_2]^2 \cdot [Fe^{2+}]^2$
 d. $v = k \cdot [Cl_2]^2 \cdot [Fe^{2+}]^0$
 e. $v = k \cdot [Cl_2]^0 \cdot [Fe^{2+}]^2$



$[HgCl_2]$ (mol · L ⁻¹)	$[C_2O_4^{2-}]$ (mol · L ⁻¹)	Velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
0,100	0,15	$1,8 \cdot 10^{-5}$
0,100	0,30	$7,2 \cdot 10^{-5}$
0,050	0,30	$3,6 \cdot 10^{-5}$

- A) Determine a equação de velocidade da reação.
 B) Calcule o valor da constante de velocidade da reação.
 C) Qual será a velocidade da reação quando $[HgCl_2] = 0,010$ mol/L e $[C_2O_4^{2-}] = 0,010$ mol/L?

Físico – Química - Termoquímica I

No edital

11) Termoquímica: Reações endotérmicas e exotérmicas; tipos de entalpia; Lei de Hess, determinação da variação de entalpia e representações gráficas; e cálculos envolvendo entalpia.

Termoquímica é o ramo da química que estuda a conversão de energia química em energia térmica (calor). O calor transformado pode ser medido por meio de aparelhos chamados calorímetros.

Grandeparte da energia envolvida em alguns processos cotidianos provém de reações químicas. Como ex:

- A movimentação de um veículo, que ocorre pela combustão do álcool, da gasolina ou do óleo diesel;
- A fotossíntese, processo em que as plantas clorofiladas absorvem energia luminosa proveniente do Sol e a transformam em energia química;
- A digestão, processo no qual os alimentos que ingerimos são armazenados e, quando precisamos deles, o corpo os transforma em energia.

Trocas de calor

A unidade que expressa essa grandeza é o Joule (J) ou a caloria (cal).

Uma caloria é a quantidade de energia, ou calor, necessária para **eleva a temperatura de um grama de água** de 1 °C

(14,5 °C a 15,5 °C).

Sabe-se que: 1 cal = 4,186 J

1 kcal = 4,186 kJ

1 kcal = 1 000 cal

Entalpia (H)

Define-se como entalpia (H) de um sistema a **energia total** nele armazenada **em dada pressão e temperatura**. Não há como medir a entalpia absoluta de certo sistema, mas é possível **calcular a variação de entalpia (ΔH)** com auxílio de um calorímetro. Essa variação é entendida como a **diferença entre a entalpia final** (dos produtos de uma reação química) e a **entalpia inicial** (dos reagentes de uma reação química).

$$\Delta H = H_p - H_r$$

Sendo:

ΔH = variação de entalpia

H_p = soma total das entalpias dos produtos em uma reação

H_r = soma total das entalpias dos reagentes em uma reação

Como determinar o valor do ΔH de uma reação utilizando o calorímetro?

Quantidade de calor (Q) transferida de um corpo para outro

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Sendo:

m = massa (no caso, a massa de água presente no calorímetro)

c = calor específico ($1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$, no caso da água)

ΔT = variação da temperatura do meio ($\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$)

Exemplo: Se uma dada reação ($A + B \rightarrow C$) ocorrer em um calorímetro contendo inicialmente 1 000 g de água a 25 °C e, após a reação química, a temperatura da água subir para 75 °C, a energia envolvida nesta reação poderá ser calculada da seguinte maneira:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$Q = 1\,000 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$(75^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C})$$

$$Q = 50\,000 \text{ cal ou } 50 \text{ kcal}$$

- ΔH em reações exotérmicas,

- ΔH em reações endotérmicas e

- ΔH nas mudanças de estado físico

Processos termoquímicos - Processos exotérmicos

O prefixo **-exo** significa “para fora”. Assim, processos exotérmicos são aqueles que liberam energia na forma de calor. Numa reação exotérmica, por haver liberação de energia, o meio fica mais quente (elevação da temperatura do sistema externo).

Exemplo

Quando, em um calorímetro, é colocado um pedaço de papel para reagir com o oxigênio, efetuando uma combustão, a temperatura dentro do calorímetro subirá, caracterizando uma reação exotérmica.

Nos processos exotérmicos, há diminuição do conteúdo energético dos produtos quando comparado aos reagentes. Assim:



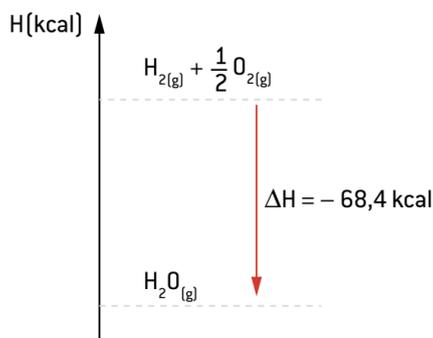
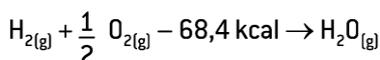
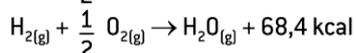
$$H_p < H_r$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H < 0$$

Processos exotérmicos

Representação da equação termoquímica exotérmica



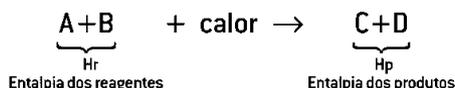
Processos endotérmicos

O prefixo **-endo** significa “para dentro”. Logo, processos endotérmicos são aqueles que **absorvem energia (calor)** para o sistema. Em uma reação endotérmica, o meio fica mais “frio” (diminuição da temperatura do sistema externo) em decorrência dessa absorção de energia.

Exemplo

A evaporação da água presente no suor é um processo endotérmico, sendo de extrema importância para resfriar o corpo em casos de hipertermia.

Nos processos endotérmicos, há aumento do conteúdo energético dos produtos quando comparado aos reagentes. Assim:

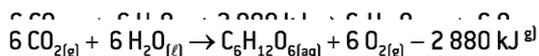


$$H_p > H_r$$

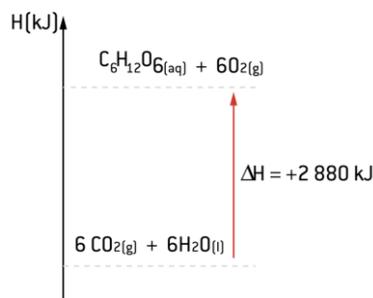
$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H > 0$$

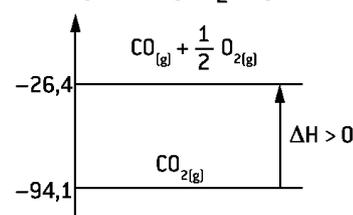
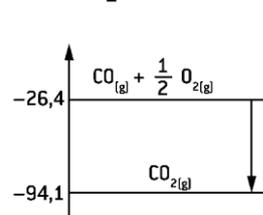
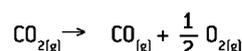
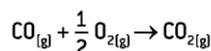
Representação da equação termoquímica endotérmica



A representação gráfica da fotossíntese pode ser feita por meio de um gráfico energético, como o esquematizador a seguir.



Processos termoquímicos



$$H_i = -26,4 \text{ kcal}$$

$$H_f = -94,1 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -94,1 - [-26,4]$$

$$\Delta H = -67,7 \text{ kcal}$$

$$H_i = -94,1 \text{ kcal}$$

$$H_f = -26,1 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta H = -26,4 - [-94,1]$$

$$\Delta H = +67,7 \text{ kcal}$$

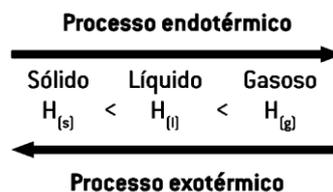
O valor do ΔH nas mudanças de estado físico

Entre os três estados físicos da matéria – **sólido, líquido e gasoso** -, o que possui **menos energia é o sólido** (baixo grau de agitação) e o que possui **maior energia é o gasoso** (alto grau de agitação). Assim:

Exemplo

A fusão da água (sólido → líquido) ΔH > 0.

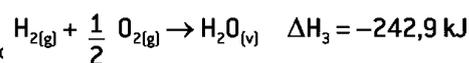
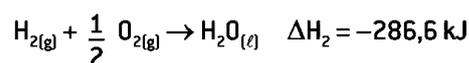
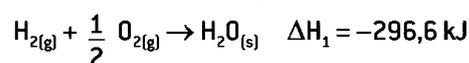
A condensação do álcool (gasoso → líquido) ΔH < 0.



Fatores que influenciam no valor do ΔH

- Estado físico de reagentes e produtos.
- Estados alotrópicos de reagentes e produtos
- Temperatura.
- Quantidade de reagentes e produtos.

Estado físico de reagentes e produtos



- Substância simples – um único elemento em sua constituição;

- Estado físico a 25 °C e 1 atm;

- Estado alotrópico mais estável;

Substância simples a 25°C

Exemplo: H_{2(g)}, O_{2(g)}, Al_(l), Hg_(l), Cl_{2(g)}

Estado alotrópico mais estável;

Exemplo: C_(gr), O_{2(g)}, S_(r), P_n

H_{2(g)} → É padrão e substância simples, logo H = 0.

N_{2(l)} → É substância simples, mas não é padrão, logo H ≠ 0 (não está no estado físico a 25 °C e 1 atm).

C_(gr) → É substância simples e está no estado alotrópico mais estável, logo H = 0.

- Entalpia ou calor de formação (ΔH^o_f)

- Entalpia ou calor de combustão (ΔH^o_c)

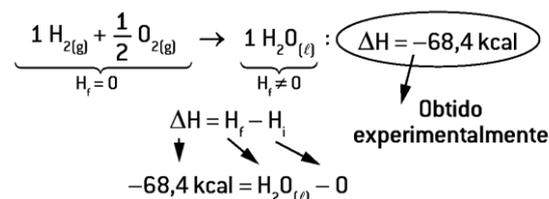
Entalpia ou calor de formação (ΔH^o_f)

É a quantidade de calor liberada ou absorvida quando **1 mol de um dado composto** é formado, a partir de **substâncias simples**, no estado-padrão e/ou no estado alotrópico mais estável (H^o = 0). Por meio dessa definição, pode-se determinar a entalpia relativa de uma substância qualquer.

Para isso, deve-se **promover uma reação de síntese** de tal substância, em um calorímetro, partindo de substâncias simples (H^o = 0). O calor absorvido ou liberado nessa síntese é denominado entalpia de formação.

Para isso, deve-se **promover uma reação de síntese** de tal substância, em um calorímetro, partindo de substâncias simples (H^o = 0). O calor absorvido ou liberado nessa síntese é denominado entalpia de formação.

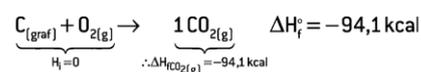
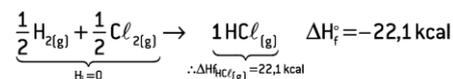
Exemplo: Em dado calorímetro, foi colocado para reagir 1 mol de H_{2(g)} com 0,5 mol de O_{2(g)}. Após a reação, verificaram-se a formação de 1 mol de H_{2O(l)} e a liberação de 68,4 kcal; portanto:



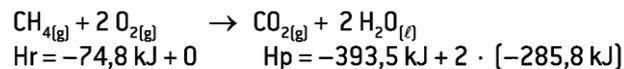
$$\Delta H_f^o = H_f - H_i \quad -68,4 \text{ kcal} = H_p^o$$

$$\Delta H_f^o = H_f - 0 \quad H_p^o = -68,4 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_f^o = H_f$$



Por meio da entalpia ou calor de formação de uma substância, podemos calcular a variação de entalpia ΔH de uma reação. Por exemplo. Cálculo de calor de combustão do gás metano.



$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = -965,1 \text{ kJ} - (-74,8 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -890,3 \text{ kJ} \text{ (reação exotérmica)}$$

Escreva as equações correspondentes à entalpia de formação de:

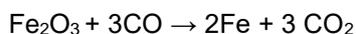
a. C₆H₁₂O_{6(l)};

c. HNO_{3(l)};

b. H₂SO_{4(l)};

d. AlCl_{3(s)}.

1. A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:



A entalpia de reação H_r^o a 25 °C é:

Dado: Entalpia de formação () ΔH^o a 25 °C, kJ/mol

A) 24,8 kJ / mol

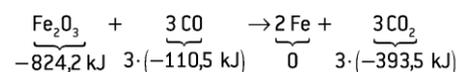
B) -24,8 kJ / mol

C) 541,2 kJ / mol

D) -541,2 kJ mol

E) 1 328,2 kJ / mol

ΔH ^o _f , kJ / mol	Fe ₂ O ₃	Fe	CO	CO ₂
	-824,2	0	-110,5	-393,5



$$\Delta H = [3 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 0] - [-824,2 \text{ kJ} + 3 \cdot (-110,5 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = -24,8 \text{ kJ/mol}$$

A equação termoquímica abaixo corresponde a uma das etapas da produção industrial de ácido sulfúrico e ocorre também na chuva ácida.



Sabendo que a entalpia de formação do SO_{2(g)} é -297 kJ/mol, determine a entalpia de formação do SO_{3(g)} em kJ/mol.



$$\Delta H = H_p - H_r$$

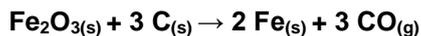
$$-198 = H_p - (2 \cdot (-297))$$

$$-198 = H_p + 594$$

$$H_p = -792 \text{ kJ} / 2 \text{ mol de SO}_3$$

$$\text{Logo: } -396 \text{ kJ de SO}_3$$

2. A obtenção do aço na siderurgia é feita pela redução de minérios de ferro. A equação global desse processo poderia ser representada por:



Dadas as entalpias de formação a 25 °C e 1 atm, a entalpia da reação global, nas condições citadas, em kcal/mol é:

Dados: Entalpias de formação: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = -196,2$ kcal/mol; $\text{CO} = -26,4$ kcal/mol.

- a. -117,0
- b. +117,0
- c. +169,8
- d. +222,6
- e. +275,4

$$\Delta H = \Delta H_{\text{produtos}} - \Delta H_{\text{reagentes}}$$

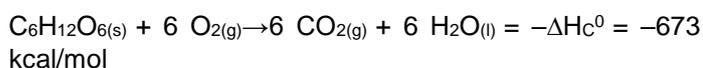
$$\Delta H = [2(0) + 3(-26,4)] - [1(-196,2) + 3(0)]$$

$$\Delta H = -79,2 - (-196,2)$$

$$\Delta H = +117 \text{ kcal}$$

Calor de combustão é a energia liberada na combustão de 1 mol de um dado combustível nas condições padrão (25 e 1 atm). O calor de combustão é expresso por kJ/mol ou kcal/mol.

Exemplo



$\Delta H_c \Rightarrow$ sempre exotérmico ($\Delta H_c < 0$)

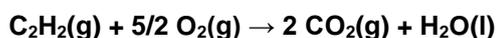
Calor de combustão é a energia liberada na combustão de 1 mol de um dado combustível nas condições padrão (25°C e 1 atm). O calor de combustão é expresso por KJ/mol ou Kcal/mol.

Em reações de combustão em que o reagente "combustível" é uma substância simples no estado-padrão, é indiferenciado chamarmos o DH de calor de formação do produto ou de calor de combustão do reagente.



Assim, $\Delta H = -94,1$ kcal/mol pode ser denominado tanto de calor de formação do $\text{CO}_2(\text{g})$ ($= -94,1$ kcal) quanto de calor de combustão do $\text{C}(\text{gr})$ ($\Delta H_c = -94,1$ kcal).

3. O acetileno é um gás de grande uso comercial, sobretudo em maçaricos de oficinas de lanternagem. Assinale a opção que corresponde à quantidade de calor fornecida pela combustão completa de 5,2 kg de acetileno (C_2H_2), a 25 °C, sabendo-se que as entalpias de formação, a 25 °C, são:



$$\text{CO}_2(\text{g}) = -94,1 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = +54,2 \text{ kcal/mol}$$

Dados: Massas molares em g/mol: H = 1; C = 12

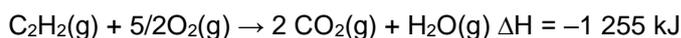
- A) 1 615 kcal
- B) 6 214 kcal
- C) 21 660 kcal
- D) 40 460 kcal
- E) 62 140 kcal

4. Foi medido, em um calorímetro, que a combustão de um mol de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) produz $3,6 \cdot 10^2$ kcal. Sabendo-se que a densidade do álcool é de $0,782 \text{ g/cm}^3$, na combustão de 100 mL de etanol serão produzidas:

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

- a. $6,12 \cdot 10^4$ kcal
- b. $2,82 \cdot 10^4$ kcal
- c. $7,82 \cdot 10^2$ kcal
- d. $6,12 \cdot 10^2$ kcal
- e. $2,82 \cdot 10^2$ kcal

5. A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação a seguir:



Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80%.

Dados: g/mol: H = 1; C = 12

- a. -12 550 kJ
- b. -6 275 kJ
- c. -5 020 kJ
- d. -2 410 kJ
- e. -255 kJ

Poder calorífico: É a energia liberada na queima de uma unidade de massa de combustível (kJ/g; kcal/g; kJ/kg; kcal/kg). Nem sempre a substância que tem o maior calor de combustão possui o maior poder calorífico.

Considere as seguintes informações sobre entalpia de combustão no estado-padrão, ΔH_c , para alguns combustíveis

Combustível	Fórmula molecular	ΔH_c^0 (kJ/mol)
Gasolina	$\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$	-5 400
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-1 400
Hidrogênio	$\text{H}_2(\text{g})$	-290

Determine o poder calorífico de cada combustível, em kJ/g, e mostre qual é o combustível que libera mais energia, em uma mesma quantidade de massa consumida. Dados: H=1 u; C=12 u; O=16 u.

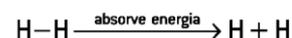
Físico – Química - Termoquímica III

Energia de ligação

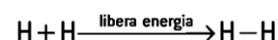
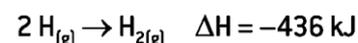
Em todas as reações químicas, ocorre rearranjo de átomos, formando compostos diferentes. No decorrer das reações, **ligações químicas são rompidas nos reagentes e formadas nos produtos**. O estudo das energias envolvidas nessas ligações permite calcular a variação da energia (ΔH) de uma dada reação.

Quando se rompe uma ligação química, ocorre **absorção de energia** – processo **endotérmico**. Por outro lado, a **formação de novas ligações libera energia**, caracterizando-se um **processo exotérmico**.

Rompimento de ligação química \Rightarrow processo endotérmico \Rightarrow absorve energia $\Rightarrow \Delta H$ positivo



Formação de ligação química \Rightarrow processo exotérmico \Rightarrow libera energia $\Rightarrow \Delta H$ negativo



Energia de ligação é a energia absorvida na quebra de 1 mol de uma ligação covalente (simples, dupla ou tripla) entre dois átomos, no estado gasoso, a 25°C e 1atm.

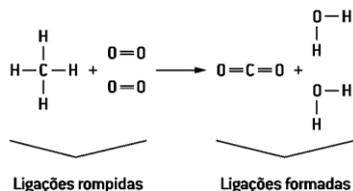
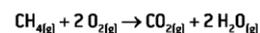
cte:

Ligação	Energia de ligação (kJ / mol)
C – C	347,8
C = C	613,6
H – H	435,5
C – H	412,9
C – O	357,4
C = O	744,0
H – F	564,3

Com auxílio da energia de ligação, também é possível calcular o ΔH de uma reação, de acordo com a seguinte relação:

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum \Delta H_{\text{ligações rompidas}} + \sum \Delta H_{\text{ligações formadas}}$$

(Processo endotérmico, $\Delta H > 0$) (Processo exotérmico, $\Delta H < 0$)



$$\Delta H = H_{\text{ligações rompidas}} + H_{\text{ligações formadas}}$$

$$\Delta H = [4 \cdot (C - H) + 2 \cdot (O = O)] + [2 \cdot (C = O) + 4 \cdot (O - H)]$$

$$\Delta H = [4 \cdot (+412,9) + 2 \cdot (+468,6)] + [2 \cdot (-744) + 4 \cdot (-459,8)]$$

$$\Delta H = (+1 651,6 + 937,2) + (1 488 - 1 839,2)$$

$$\Delta H = [+2 588,8] + [-3 327,2]$$

$$\Delta H = -738,4 \text{ kJ/mol}$$

Determine a variação de entalpia para a reação dada pela equação a seguir, a partir das energias de ligação: $4 HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g) + 2 Cl_2(g)$

Dados: Energia de ligação em kcal/mol.

$$H - Cl \rightarrow 103$$

$$H - O \rightarrow 110$$

$$O = O \rightarrow 120$$

$$Cl - Cl \rightarrow 58$$

$$\Delta H = H_{\text{ligações rompidas}} + H_{\text{formadas}}$$

$$\Delta H = [4 \cdot (H - Cl) + 1 \cdot (O = O)] + [4 \cdot (H - O) + 2 \cdot (Cl - Cl)]$$

$$\Delta H = [4 \cdot (+103) + 1 \cdot (+120)] + [4 \cdot (-110) + 2 \cdot (-58)]$$

$$\Delta H = [+412 + 120] + [-440 - 116]$$

$$\Delta H = [+532] + [-556]$$

$$\Delta H = -24 \text{ kcal}$$



Na reação representada pela equação anterior, sabe-se que a energia da ligação C – H é igual a 98,8 kcal/mol. O valor da energia de ligação C = C, em kcal/mol, é:

a. 146,8

c. 293,6

d. 443,2

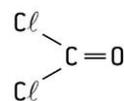
e. 3 444,4

$$542 = 4 \cdot 98,8 + x(C = C)$$

$$542 - 395,2 = x(C = C)$$

$$x(C = C) = 146,8 \text{ kcal}$$

1. **Espcex-SP/Aman-RJ** -Considerando os dados termoquímicos empíricos de energia de ligação das espécies, a entalpia da reação de síntese do fosgênio é:



a. +522 kJ

b. -78 kJ

c. -300 kJ

d. +100 kJ

e. -141 kJ

Energia de ligação

$$C=O \quad 745 \text{ kJ mol}$$

$$C \equiv O \quad 1 080 \text{ kJ/mol}$$

$$C-Cl \quad 328 \text{ kJ/mol}$$

$$Cl-Cl \quad 243 \text{ kJ/mol}$$

2. São dadas as seguintes energias de ligação, em kJ/mol:

H – Cl= 432 H – F = 563 Cl – Cl= 242 F – F = 153

Com os dados mostrados, é possível prever que a reação $2 \text{HCl(g)} + 1 \text{F}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{HF(g)} + 1 \text{Cl}_2\text{(g)}$ teria ΔH , em kJ, no valor de:

- a. -586
- b. -351
- c. -221
- d. +221
- e. +351

3. Considere o processo industrial de obtenção do propan-2-ol (isopropanol) baseando-se na hidrogenação da acetona:

É correto afirmar que a variação de entalpia para essa reação, em kJ/mol, é igual a:

- a. -53
- b. +104
- c. -410
- d. +800
- e. -836

Ligação Energia de ligação (kJ/mol)

C=O	745
H-H	436
C-O	358
O-H	463

4. A reação de cloração do metano, em presença de luz, é mostrada a seguir:



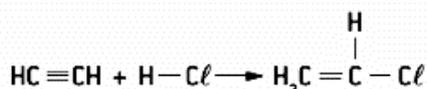
Considere os dados de energia das ligações.

C – H = 105 kcal · mol⁻¹ Cl – Cl = 58 kcal · mol⁻¹ H – Cl = 103 kcal · mol⁻¹

A energia da ligação C – Cl no composto $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ é:

- a) 33 kcal · mol⁻¹
- b) 56 kcal · mol⁻¹
- c) 60 kcal · mol⁻¹
- d) 80 kcal · mol⁻¹
- e) 85 kcal · mol⁻¹

5.



Dadas as energias de ligação em KJ/mol [valores absolutos], o calor, em KJ/mol, da reação acima equacionada é:

H – Cl	H – C	C – C	C – Cl	C ≡ C
431,8	413,4	614,2	327,2	833,4

- A) +323,8c
- B) -431,8
- C) -521,4
- D) -89,6
- E) +104,6

Físico – Química - Termoquímica IV – Lei de Hess

Lei de Hess

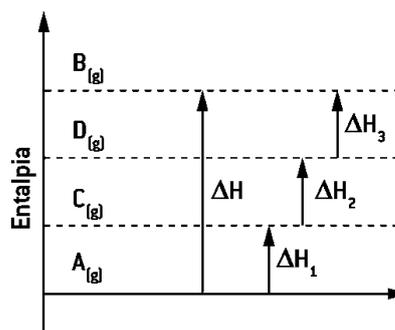
A determinação da entalpia de muitas equações termoquímicas é praticamente impossível. Germain Henri **Hess** desenvolveu um método prático, conhecido hoje como **lei de Hess**, para determinar a entalpia de tais equações. Esse método consiste em determinar o calor de uma dada reação química, partindo de outras que já possuem valores preestabelecidos. Para Hess, a quantidade de calor liberada ou absorvida em uma reação química, sob certas condições experimentais, depende exclusivamente da entalpia dos estados inicial e final e não dos estados intermediários.

Supondo que se deseja calcular a entalpia da reação a seguir, partindo de outras reações:



Sabe-se que:

- I. $\text{A}_{(g)} \rightarrow \text{C}_{(g)} \quad \Delta H_1 = +15 \text{ kJ}$
- II. $\text{C}_{(g)} \rightarrow \text{D}_{(g)} \quad \Delta H_2 = +16 \text{ kJ}$
- III. $\text{D}_{(g)} \rightarrow \text{B}_{(g)} \quad \Delta H_3 = +20 \text{ kJ}$



$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ \Delta H &= +15 \text{ kJ} + 16 \text{ kJ} + 20 \text{ kJ} \\ \Delta H &= +51 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Para utilizar a lei de Hess, é importante destacar as seguintes observações:

quando invertemos uma equação química, devemos trocar o sinal do ΔH ;

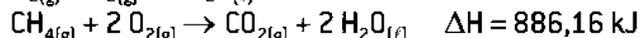


quando multiplicamos ou dividimos uma equação por um número, o ΔH da reação fica multiplicado ou dividido por esse número.



Calcule o ΔH da seguinte reação:

$C_{(\text{grafite})} + 2 H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$, sabendo-se que:



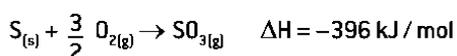
$$\Delta H = -393,33 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -571,00 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +886,16 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -78,17 \text{ kJ}$$

Dadas as equações termoquímicas:



Pode-se concluir que a reação:

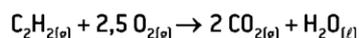


- +693
- 693
- +99,0
- 99,0
- +44,5

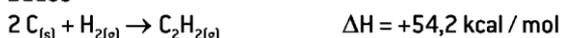
Lei de Hess

A diferença de entalpia para a combustão completa do acetileno será:

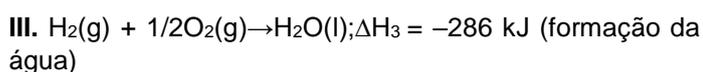
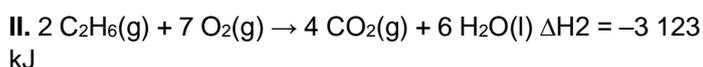
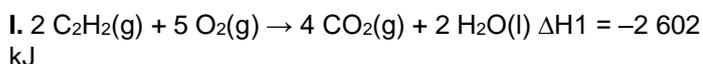
- 188,2 kcal/mol
- 330 kcal/mol
- 310,7 kcal/mol
- 376,4 kcal/mol
- 115 kcal/mol



Dados



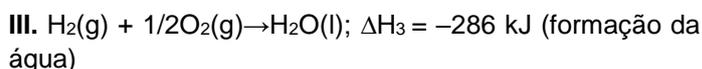
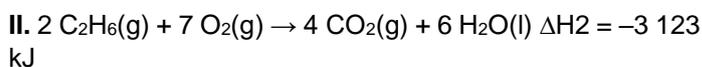
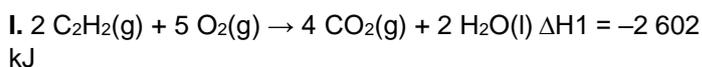
São dadas as equações termoquímicas a 25 °C e 1 atm:



Aplique a lei de Hess para a determinação do ΔH da reação de hidrogenação do acetileno, de acordo com a equação: $C_2H_2(g) + 2 H_2 \rightarrow C_2H_6(g)$.

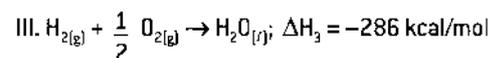
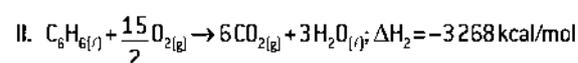
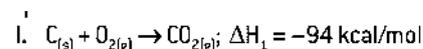
Calcule o ΔH da reação de hidrogenação do acetileno.

São dadas as equações termoquímicas a 25 °C e 1 atm:

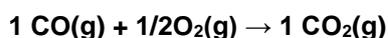


Utilizando essas equações e aplicando a lei de Hess, escreva a reação de formação do C_6H_6 (benzeno). Calcule a entalpia-padrão de formação ()

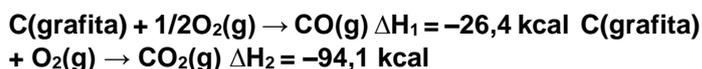
ΔH_f^0 , a 25°C, do C_6H_6 .



Em um cano de escape de um conversor catalítico, usado em veículos automotores para redução da poluição atmosférica, ocorrem várias reações químicas, sendo que uma das mais importantes é:



Sabendo-se que as entalpias das reações citadas a seguir são:



Pode-se afirmar que a reação inicial é:

- exotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.
- exotérmica e libera 120,5 kcal/mol.
- exotérmica e libera 67,7 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 120,5 kcal/mol.
- endotérmica e absorve 67,7 kcal/mol.

Físico – Química - Propriedade dos Gases I

No Edital

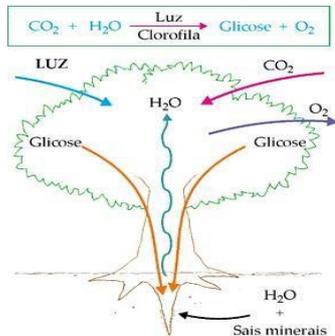
Gases: Equação geral dos gases ideais; leis de Boyle e de Gay-Lussac; equação de Clapeyron;

princípio de Avogadro e energia cinética média;

misturas gasosas, pressão parcial e lei de Dalton; difusão gasosa, noções de gases reais e liquefação.

Na prática, entender processos que envolvem gases, tais como:

a respiração, a fotossíntese;

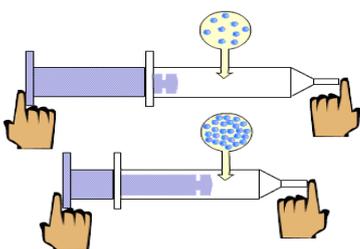


- A combustão do gás natural (queima na presença de oxigênio).

- As reações químicas envolvidas na digestão.

Os gases possuem massa

- O volume dos gases varia muito com a pressão.



- Os gases ocupam todo o volume do recipiente.

- O volume dos gases varia muito com a temperatura.

Variáveis de Estado dos Gases

Para definir o “estado” de um gás é preciso saber sua quantidade de matéria,

volume, pressão e temperatura:

volume: é o próprio volume do recipiente (L, mL, dm³, cm³, m³, etc).

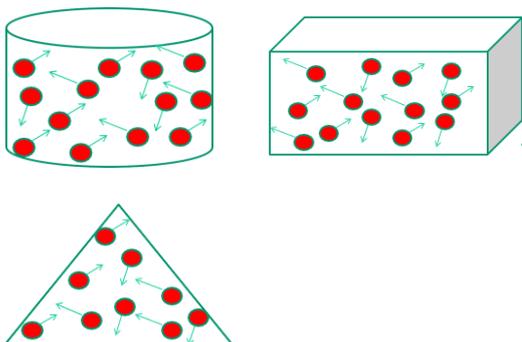
pressão: resulta do choque das partículas do gás com as paredes do recipiente.

Unidades de pressão: SI: 1 N/m² = 1 Pa.

atm: corresponde à pressão atmosférica ao nível do mar \hookrightarrow 1 atm = 10000 Pa. 760mmHg \hookrightarrow unidade originada do experimento de Torricelli:

Volume – É a quantidade de espaço ocupado, ou que pode ser ocupado (recipiente), por um corpo.

O gás ocupa o volume total do recipiente.



temperatura: mede o grau de agitação das partículas do gás; quanto maior a temperatura, maior a velocidade dessas partículas (°C, °F, K).

÷Escala Kelvin: escala absoluta de temperatura:

zero K (-273°C) é a menor temperatura que pode ser atingida; não há movimento dos átomos e moléculas;

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

Conhecendo-se, então, os valores de **T**, **P** e **V** de um gás, define-se o “estado do gás”.

Influência da Altitude

- Quanto maior a Altitude menor P e Ponto de Ebulição

$$> A \rightarrow < P \rightarrow < T$$

$$A \rightarrow P \rightarrow T$$

Gás ideal

- Os gases apresentam movimento contínuo e desordenado.

- A direção e o sentido das partículas são modificados quando elas colidem umas com as outras

- As colisões são perfeitamente elásticas, ou seja, não há perda de energia cinética durante as colisões.

- Se um gás apresenta essas características é chamado de gás ideal.

CNTP e CATP

CNTP – é a sigla que se refere as condições normais de temperatura e pressão de um gás.

$$T = 0^{\circ}C \text{ ou } 273 K \quad P = 1 \text{ atm}$$

Volume de 1 mol de qualquer gás = 22,4L

CATP – é a sigla que se refere as condições ambientes de temperatura e pressão de um gás.

$$T = 25^{\circ}C \text{ ou } 298 K \quad P = 1 \text{ atm}$$

Volume de 1 mol de qualquer gás = 24,5L

Transformações Gasosas

Gases podem variar de Temperatura, Pressão e Volume dependendo das mudanças nas Variáveis de Estado.

São quatro transformações básicas:

- **Isotérmica**

- **Isobárica**

- **Isométrica (ou isovolumétrica ou ainda Isocórica)**

Transformações Isotérmicas

- São transformações em que a temperatura permanece constante.

Transformações Isobáricas

- São transformações que ocorrem a pressão constante.

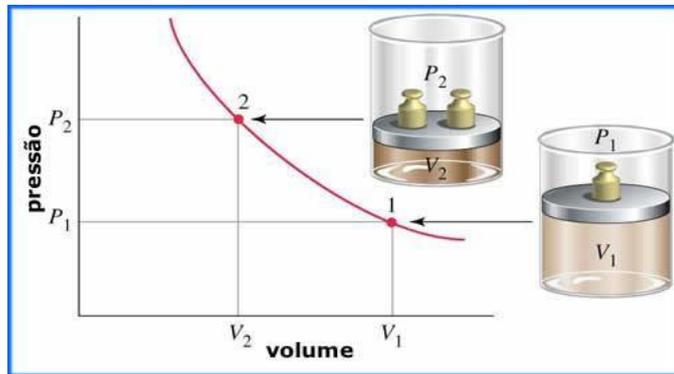
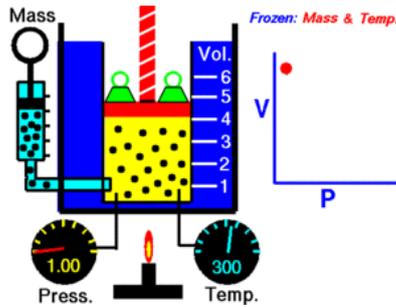
Transformações Isométricas

- São transformações com volume constante.

Lei de Boyle - Isotérmica

Robert Boyle estudou a compressibilidade dos gases e observou que o volume de uma massa fixa de um gás, numa dada temperatura, é inversamente proporcional à pressão do gás. Dada uma massa de gás numa temperatura constante, o produto de pressão pelo volume é constante.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



1. Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar.

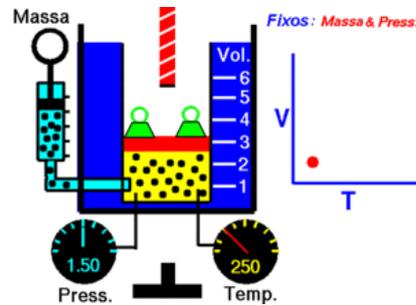
Considerando-se que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

- 0,8
- 0,9
- 1,0
- 1,1
- 1,2

Transformação Isobárica

Varição do volume com a temperatura, a pressão constante (Lei de Gay-Lussac).

$$V \propto T \quad P \quad V/T = cte, \quad V_1/T_1 = V_2/T_2$$



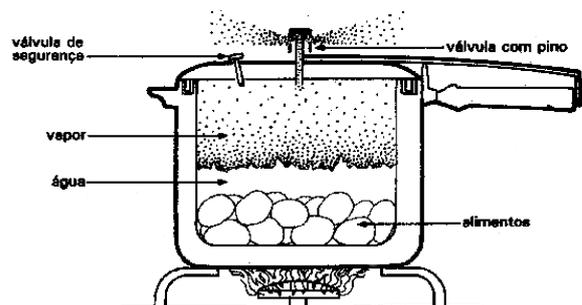
“Sob pressão constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é **diretamente proporcional** a sua temperatura absoluta”

2. Suponha que uma amostra de cigarro contenha 5mL de NH_3 , A 27°C . Se aquecermos o cigarro a 627°C , mantendo a pressão constante, o volume de NH_3 , em L, será de:

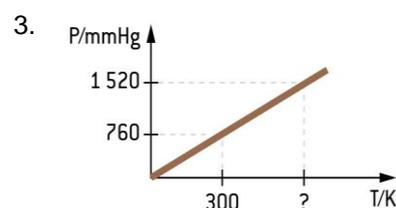
- 150
- 15
- 0,15
- 0,015
- 0,0015

Transformação Isocórica, isovolumétrica ou isométrica

Varição da pressão com a temperatura, a volume constante (Lei de Charles).



$$P \propto T \quad P/T = cte, \quad P_1/T_1 = P_2/T_2$$



- 600°C
- 540°C

- c. 327 °C
d. 273 °C
e. 160 °C

TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

ISOBÁRICA ($P_1 = P_2$)	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	lei de Charles e Gay-Lussac
ISOCÓRICA ($V_1 = V_2$)	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	lei de Charles e Gay-Lussac
ISOTÉRMICA ($T_1 = T_2$)	$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	lei de Boyle

Equação Geral dos Gases

Combinação das Leis de Boyle e Charles;

O volume de um gás é inversamente proporcional a sua pressão, a temperatura constante (Lei de Boyle) e diretamente proporcional à temperatura absoluta ($T^\circ\text{K}$) a pressão constante (Lei de Charles).

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

Essa equação é frequentemente chamada de Lei Geral dos Gases. Ela se aplica especificamente a equações onde a quantidade de gás permanece constante.

4. Um volume de 10 L de um gás perfeito teve sua pressão aumentada de 1 para 2 atm e sua temperatura aumentada de -73°C para 127°C . Qual o volume final, em litros, alcançado pelo gás?

5. A Troposfera tem uma altura aproximada de 10 km, a temperatura no seu topo é cerca de -50°C e sua pressão é de 0,25 atm. Se um balão resistente a altas pressões, cheio com gás hélio até um volume

de 10,0 L, a 1,00 atm e $27,0^\circ\text{C}$, é solto, o volume desse balão, quando chegar ao topo da troposfera, será de:

- a. 40,0 L
b. 74,1 L
c. 36,3 L
d. 29,7 L
e. 52,5 L

Leis Químicas dos Gases

HIPÓTESE DE AVOGADRO:

“Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos a mesma pressão e temperatura, possuem o mesmo número de moléculas.”

Se o número de moléculas for $6 \cdot 10^{23}$, temos:

Volume Molar (V_M)

É o volume ocupado por um mol de qualquer gás, em determinada pressão e temperatura.

Nas CNTP, o V_M é 22,4 L/mol

Relação quantidade-volume: lei de Avogadro

A hipótese de Avogadro: volumes iguais de gases à mesma temperatura e pressão conterão o mesmo número de moléculas.

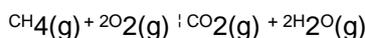
A lei de Avogadro: o volume de gás a uma dada temperatura e pressão é diretamente proporcional à quantidade de matéria do gás.

Lei de Gay-Lussac e Avogadro

Ex.: A amônia pode ser sintetizada diretamente a partir de seus elementos: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

Se for 15,0L o volume inicial de $\text{H}_2(\text{g})$, numa dada condição de T e P , qual o volume de $\text{N}_2(\text{g})$ necessário para completar a reação (nas mesmas condições de T e P)? Qual a produção teórica de NH_3 , em litros?

Ex.: O metano queima no oxigênio para dar os produtos usuais, CO_2 e H_2O , de acordo com a equação:



Se forem queimados 22,4L de CH_4 gasoso, qual o volume de O_2 necessário para completar a combustão? Que volumes de H_2O e CO_2 são produzidos? Admita que todos os volumes se medem na mesma temperatura e na mesma pressão.

Físico – Química - Propriedade dos Gases II

Equação de Clapeyron: eq do estado dos gases

A descrição das condições de volume, pressão e temperatura em que se encontra determinada massa de gás é chamada de **estado de um gás**.

$$\frac{P \cdot V}{T} = K$$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ Se a pressão for expressa em mmHg, teremos: $R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

01. Qual o volume ocupado por 0,75 mol de gás nitrogênio nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

Resolução

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de gás} \text{ ————— } 22,4 \text{ L (volume nas CNTP)} \\ 0,75 \text{ mol de gás} \text{ ————— } x \\ x = 16,8 \text{ L} \end{array}$$

2. Qual o volume ocupado por 21g de gás nitrogênio nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

Resolução

$$\begin{array}{l} 28 \text{ g de gás} \text{ ————— } 22,4 \text{ L (volume nas CNTP)} \\ 21 \text{ g de gás} \text{ ————— } x \\ x = 16,8 \text{ L} \end{array}$$

3. Magnésio metálico reagiu com HCl suficiente para produzir 8,2 litros de gás hidrogênio, medidos à temperatura de 27°C . A pressão do gás foi de 1,5 atmosfera. Quantos mols de hidrogênio foram produzidos? Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$.

4. O petróleo é uma mistura de hidrocarbonetos. Constatou-se que 10 g de um componente gasoso ocupam um volume de 4,70 L, a 27 °C e 0,9 atm de pressão. A massa molar desse componente gasoso do petróleo é, aproximadamente: Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) 28 g/mol
- b) 38 g/mol
- c) 48 g/mol
- d) 58 g/mol
- e) 68 g/mol

5. Compressores são máquinas que, na pressão atmosférica local, captam o ar, comprimindo-o até atingir a pressão de trabalho desejada. Ao nível do mar, a pressão atmosférica normal é 1,0 bar. Em equipamentos pneumáticos, a 25 °C, a pressão mais utilizada é a de 6,0 bar. Nessas condições, e considerando o oxigênio (O_2) como um gás ideal, calcule a massa aproximada de O_2 , em gramas, contida em um compressor de volume igual a 5,0 litros. A constante R vale $0,082 \text{ bar} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

- a) 8,0
- b) 16
- c) 39
- d) 47
- e) 55

6. Um bujão de gás de cozinha contém 13 kg de gás liquefeito, à alta pressão. Um mol desse gás tem massa de, aproximadamente, 52 g. Se todo o conteúdo do bujão fosse utilizado para encher um balão, à pressão atmosférica e à temperatura de 300 K, o volume final do balão seria, aproximadamente, de: Dados: $R = 8,3 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ ou $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$; $P_{\text{atmosférica}} = 1 \text{ atm} = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$; $1 \text{ m}^3 = 1 \text{ 000 L}$.

- a. 13 m^3
- b. $6,2 \text{ m}^3$
- c. $3,1 \text{ m}^3$
- d. $0,98 \text{ m}^3$
- e. $0,27 \text{ m}^3$

Densidade dos gases

A densidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão e inversamente proporcional à sua temperatura absoluta.

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot M}{0,082 \cdot 273} = \frac{M}{22,4}$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot M}{0,082 \cdot 298} = \frac{M}{24,6}$$

7. Considere um gás de massa molar igual a 30 g/mol, dentro de um recipiente, a uma pressão de 2,0 atm e à

temperatura de 273 K. Qual é a densidade absoluta desse gás?

- a. 0,03 g/L
- b. 0,026 g/L
- c. 2,68 g/L
- d. 3,0 g/L
- e. 26,8 g/L

8. O Brasil é um grande exportador de frutas frescas, que são enviadas por transporte marítimo para diversos países da Europa. Para que possam chegar com a qualidade adequada ao consumidor europeu, os frutos são colhidos prematuramente e sua completa maturação ocorre nos navios, numa câmara contendo um gás que funciona como um hormônio vegetal, acelerando seu amadurecimento. Esse gás, a 27 °C, tem densidade 1,14 g/L sob pressão de 1,00 atm. A fórmula molecular desse gás é **Dado**: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$

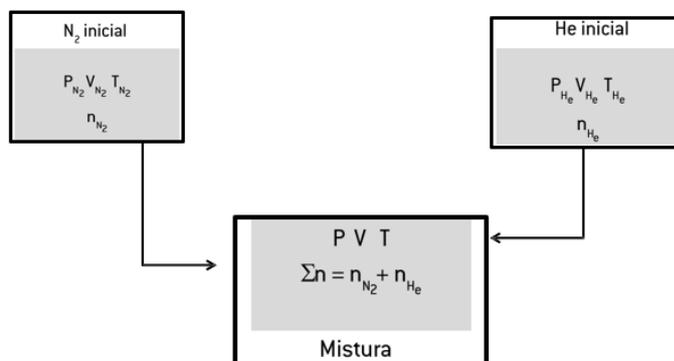
- A) Xe
- B) O_3
- C) CH_4
- D) C_2H_4
- E) N_2O

Misturas gasosas

A maioria dos gases que encontramos no cotidiano são misturas, como o ar que respiramos ou exalamos. A mistura entre dois ou mais gases sempre constitui um sistema homogêneo.

A mistura de gases que não reagem entre si comporta-se como um gás único e puro. Consideremos, inicialmente, dois recipientes: o primeiro contém gás nitrogênio (N_2), e o segundo, gás hélio (He).

Os dois gases são misturados em um terceiro recipiente, conforme o esquema representado a seguir.



$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{He}} + \dots \quad \text{Equação I}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad \text{Equação II}$$

$$\frac{P_{\text{N}_2} \cdot V_{\text{N}_2}}{R \cdot T_{\text{N}_2}} + \frac{P_{\text{He}} \cdot V_{\text{He}}}{R \cdot T_{\text{He}}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\frac{P_{N_2} \cdot V_{N_2}}{T_{N_2}} + \frac{P_{He} \cdot V_{He}}{T_{He}} = \frac{P \cdot V}{T}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{P \cdot V}{T}$$

9. Qual é a pressão total da mistura gasosa formada por 3 mols de um gás A e 2 mols de um gás B, considerando que a temperatura final do sistema é de 300 K e o volume é de 15 L?

- 8,2 atm
- 9,84 atm
- 18,45 atm
- 12,3 atm
- 7,6 atm

Na mistura:

$$n_T = n_A + n_B$$

$$n_T = 3 \text{ mol} + 2 \text{ mol}$$

$$n_T = 5 \text{ mol}$$

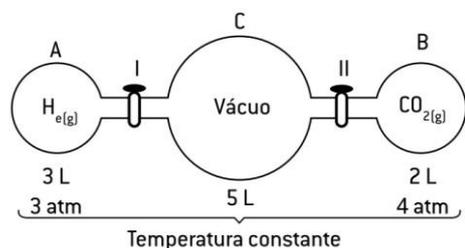
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot 15 = 5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P = 8,2 \text{ atm}$$

10. Abrindo-se as torneiras I e II e mantendo-se a temperatura do sistema, decorrido o tempo necessário para o sistema atingir o equilíbrio, responda às questões seguintes.

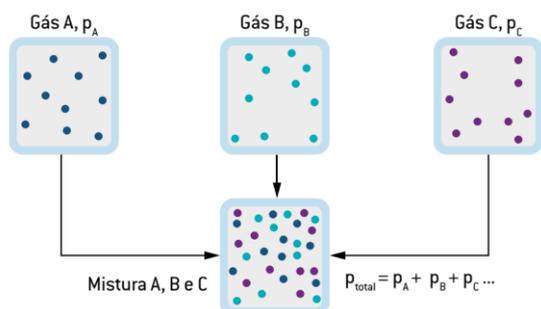
- Qual a pressão no interior do balão C?
- Supondo que a temperatura do sistema seja 27°C, qual a quantidade total de átomos?



Pressão parcial - Lei de Dalton

Numa mistura gasosa, cada um dos gases exerce determinada pressão, a qual contribuirá para a pressão atmosférica estabelecida; essa pressão é conhecida, atualmente, como **pressão parcial**.

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$



Numa mistura gasosa, cada gás se comporta independentemente dos outros gases, podemos

determinar a pressão parcial de cada gás como sendo a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho no recipiente que contém a mistura.

Numa mistura gasosa, cada gás se comporta independentemente dos outros gases, podemos determinar a pressão parcial de cada gás como sendo a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho no recipiente que contém a mistura.

$$p_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} \cdot P_{\text{Total}} \quad x_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

$$\%_A = x_A \cdot 100$$

$$p_A = x_A \cdot P_{\text{Total}}$$

Gás	% (em mols)	quantidade de matéria (x)	Pressão parcial (CNTP)	Pressão parcial (Everest)	parcial (mergulh de 30 m)
N ₂	78%	0,78	0,78 atm	0,280 atm	3,12 atm
O ₂	21%	0,21	0,21 atm	0,076 atm	0,84 atm
Ar	1%	0,01	0,01 atm	0,004 atm	0,04 atm

Gás Real x Gás Ideal

O comportamento de um gás real se aproxima do modelo de gás ideal ou perfeito quando submetido à baixas pressões e temperaturas elevadas.

Diminuição do efeito de uma partícula sobre outra (grande afastamento e energia cinética).

Gases reais: desvios do Comportamento ideal

A equação de van der Waals

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2}$$

Correção para o volume das moléculas

Correção para a atração molecular

- Forma geral da equação de van der Waals:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Físico - Química - Soluções I - Solubilidade

No edital EsPCEX

- Soluções: Definição e classificação das soluções; tipos de soluções, solubilidade, aspectos quantitativos das soluções;

- Concentração comum; concentração molar ou molaridade, título, densidade; relação entre essas grandezas: diluição e misturas de soluções;

- E análise volumétrica (titulometria).

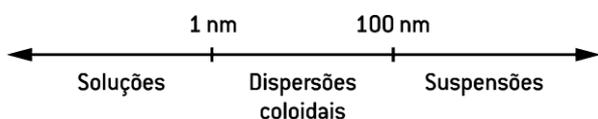
Solubilidade

Dispersão – Classificação

As dispersões são misturas, **homogêneas** ou **heterogêneas**, em que estão presentes duas ou mais de duas substâncias. Toda dispersão é composta por um dispersante e um, ou mais de um, disperso. O dispersante é a espécie que envolve os dispersos.

Dispersão	Disperso	Dispersante
Água açucarada	Açúcar	Água
Água barrenta	Terra	Água
Ar úmido	Água	Ar

Com base no tamanho médio das partículas dispersas, as dispersões podem ser classificadas em três grupos: **solução**, **coloide** e **suspensão**. As soluções são dispersões que possuem o menor tamanho médio de partículas dispersas e as suspensões são as que possuem maior tamanho médio de partículas dispersas.



Soluções

As soluções verdadeiras são dispersões cujo tamanho médio das partículas dispersas não passa de 1 nm* ou 1 Å**. uma mistura homogênea, uma fase.

Na maioria das soluções, para separar o disperso do dispersante, é necessária a utilização de uma destilação (simples ou fracionada).



Coloides

Os coloides são dispersões em que o tamanho médio

Uma solução coloidal, a olho nu, aparenta possuir uma única fase, mas, ao observá-la no **ultramicroscópio**, podem-se distinguir as partículas dispersas. Por esse motivo, os sistemas coloidais são considerados misturas heterogêneas.



		Disperso		
		Gás	Líquido	Sólido
Dispersante	Gás	Não existe [os gases são miscíveis entre si].	Aerossol líquido (exemplo: <i>spray</i>)	Aerossol sólido (exemplo: fumaça)
	Líquido	Espuma líquida (exemplo: <i>chantilly</i>)	Emulsão (exemplo: mel)	Sol (exemplo: tintas)
	Sólido	Espuma sólida (exemplo: isopor)	Gel (exemplo: geleia)	Sol sólida (exemplo: plástico colorido)

Suspensões

As suspensões são dispersões em que o tamanho médio das partículas dispersas é maior do que 100 nm podendo ser **vistas a olho nu**, ou, no máximo, com um **microscópio comum**. **Toda suspensão é uma mistura heterogênea**. Sua separação é feita com mais facilidade. Utilizando um filtro comum, como o dos coadores de café, é possível separar água de areia.



Soluções - Classificações

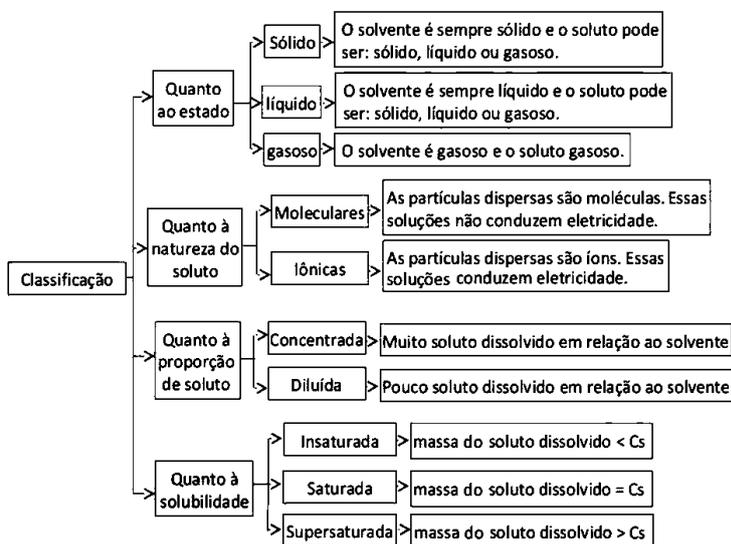
O solvente de uma solução sempre vai ser a espécie que se encontra no mesmo estado físico da solução.

Caso as duas espécies se encontrem no mesmo estado físico, o solvente vai ser a espécie com maior quantidade, por exemplo, em uma mistura de 10 mL de água (líquida) com 90 mL de álcool (líquido), o álcool será o solvente, e a água, o soluto.

Quanto ao estado físico da solução

Quanto à concentração do soluto

Soluções concentradas

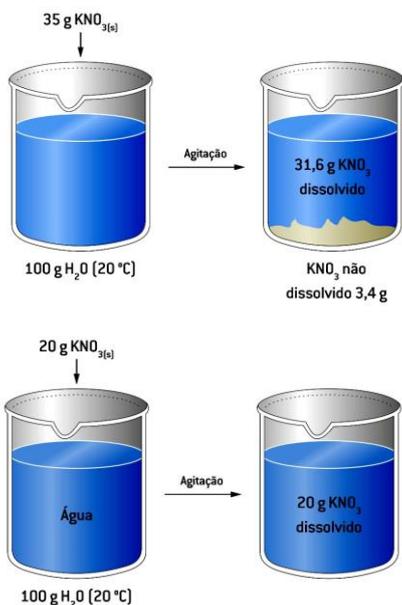


Solubilidade

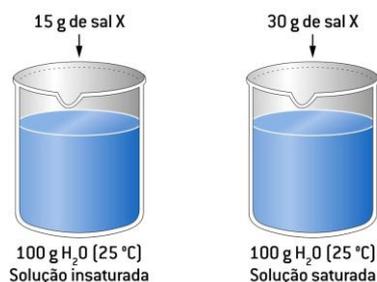
Quando preparamos uma solução adicionando gradativamente um soluto, com agitação, numa dada quantidade de solvente, em **uma determinada temperatura**, observamos que haverá um instante em que começará a se **formar um precipitado**, indicando que a **dissolução chegou ao limite**.

No instante anterior à formação do precipitado (também chamado corpo de chão ou fundo), dizemos que a solução **está saturada**, ou seja, ela já **contém a máxima quantidade de soluto** permitida naquela dada quantidade de solvente, naquela temperatura.

Por exemplo, a 20 °C, a solubilidade do KNO_3 é 31,6 g em cada 100 g de H_2O . Isto significa que podemos dissolver até 31,6 g de KNO_3 em 100 g de H_2O a 20 °C.



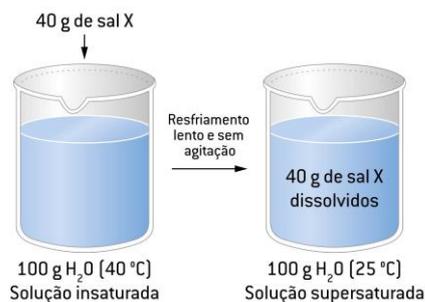
Por exemplo, para uma solução do sal X, cuja solubilidade é 30 g/100 g de H_2O (25 °C), toda solução com 30 g de sal dissolvido em cada 100 g de água é saturada. Toda solução com menos de 30 g de sal dissolvidos em cada 100 g de água é insaturada.



Uma solução é **supersaturada** quando ela apresenta quantidade de sal por massa de solvente maior do que o coeficiente de solubilidade, sem formar corpo de fundo.

são instáveis, já que variações no sistema (como agitação brusca ou a adição de um cristal do sal) podem provocar a precipitação do sal.

É possível preparar uma solução supersaturada com uma cuidadosa variação da temperatura. Considerando a solubilidade do sal X, em diferentes temperaturas, temos:



1. A 42 °C, a solubilidade de certo sal X é de 30 g/100 g de H_2O . Assinale a alternativa que indica corretamente a solução que será formada nessa temperatura se adicionarmos 70 g desse sal em 350 g de água e agitarmos convenientemente.

- a) Insaturada
- b) Saturada
- c) Supersaturada
- d) Saturada com corpo de chão

2. A solubilidade aquosa do KNO_3 é de 36 g/100 mL, na temperatura 25 °C, e de 55 g/100 mL na temperatura de 35 °C. Uma solução saturada de KNO_3 foi preparada a 35 °C utilizando-se 200 mL de água. Esta solução foi resfriada com agitação até uma temperatura de 25 °C, na qual se observou a formação de um precipitado. A massa de precipitado formada foi de:

- a) 19 g
- b) 38 g
- c) 72 g
- d) 110 g
- e) 155 g

A 35 °C, teremos:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O} \text{ ——— } 55 \text{ g de } \text{KNO}_3 \\ 200 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O} \text{ ——— } x \\ x = 110 \text{ g de } \text{KNO}_3 \text{ (dissolvidos)} \end{array}$$

Resfriando esta solução a 25 °C:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O} \text{ ——— } 36 \text{ g de } \text{KNO}_3 \\ 200 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O} \text{ ——— } y \\ y = 72 \text{ g de } \text{KNO}_3 \text{ (dissolvidos)} \end{array}$$

3. Quatro tubos contem 20 mL de água cada um. Coloque-se nesses tubos dicromato de potássio nas seguintes quantidades:

1,0g 3,0g 5,0g 7,0g

A solubilidade do sal, a 20 °C é igual a 12,5g por 100mL de água. Após agitação, em quais dos tubos coexistem, nessa temperatura, solução saturada e fase sólida?

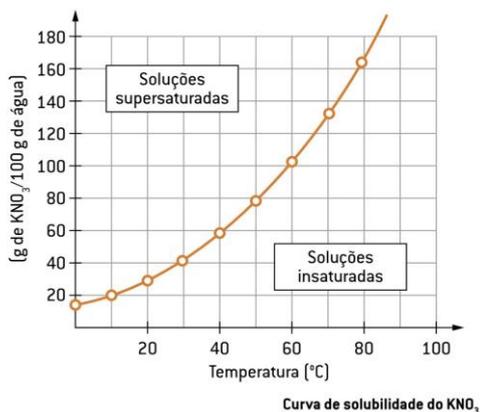
- a) em nenhuma

- b) apenas em d
- c) apenas em c e d
- d) apenas em b, c e d
- e) em todos

Curvas de solubilidade

As curvas de solubilidade são gráficos que correlacionam a **solubilidade de um certo composto com a temperatura do sistema.**

Analisar concentração do soluto.

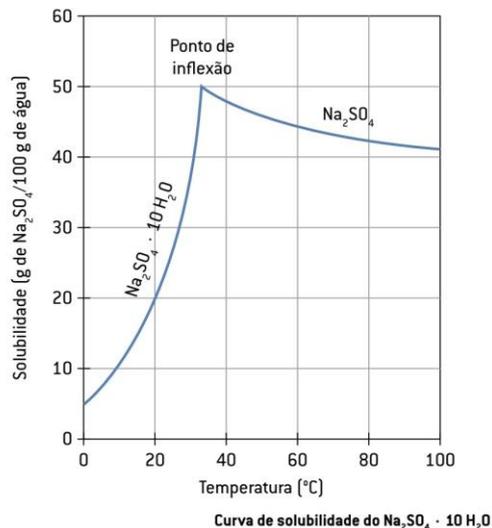
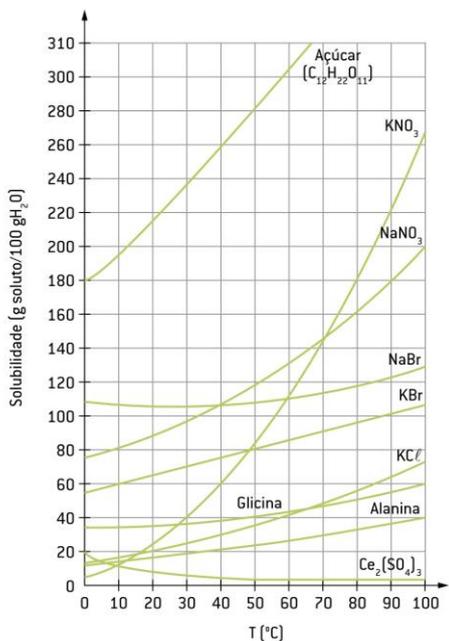


Curvas de solubilidade

O gráfico a seguir representa a solubilidade de vários compostos em função da temperatura.

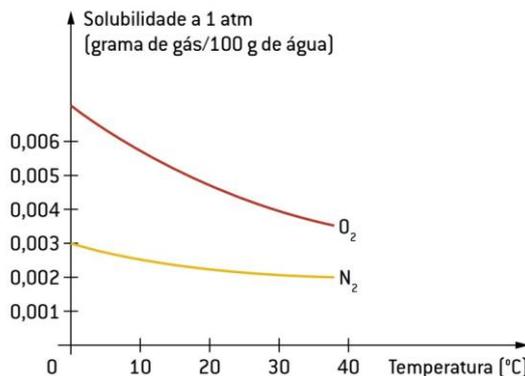
dissolução endotérmica = a dissolução reduz a temperatura do sistema;

dissolução exotérmica = aumenta a temperatura do sistema.

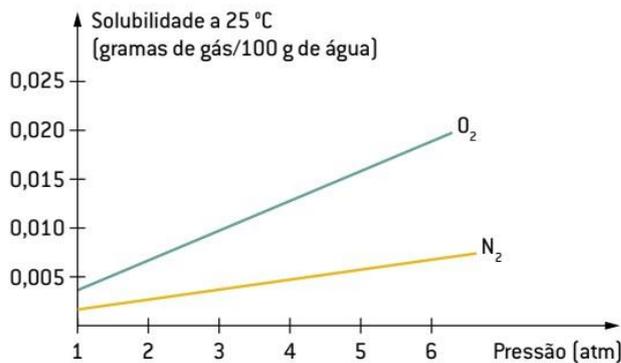


Solubilidade dos gases em líquidos

Todos os gases possuem uma dissolução exotérmica, ou seja, o aumento da temperatura faz com que a solubilidade diminua.

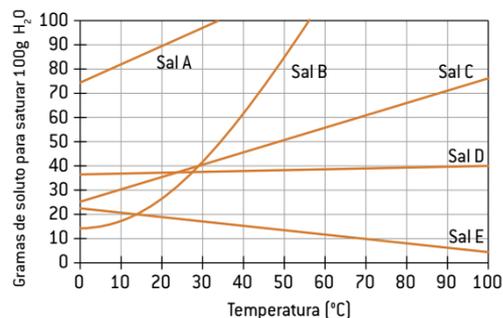


Já o aumento da pressão (lei de Henry) provoca o aumento da solubilidade dos gases na água.



4. O gráfico a seguir mostra a curva de solubilidade para diversos sais inorgânicos. A análise do gráfico permite concluir que a quantidade mínima de água, em gramas, a 10°C, necessária para dissolver 16 g do sal A é igual a:

- a. 12
- b. 20
- c. 36
- d. 48



5. Um laboratorista precisa preparar 1,1 kg de solução aquosa saturada de um sal de dissolução exotérmica, utilizando como soluto um dos três sais disponíveis em seu laboratório:

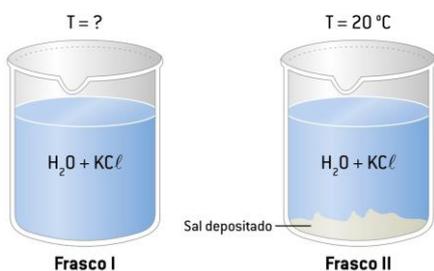
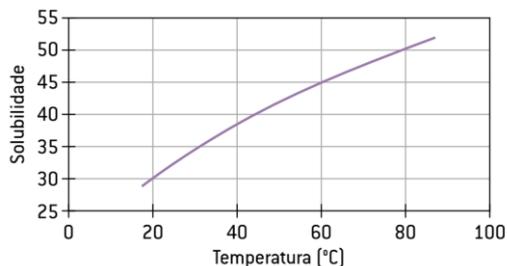
X, Y e Z. A temperatura final da solução deverá ser igual a 20 °C. Observe as curvas de solubilidade dos sais, em gramas de soluto por 100 g de água: A massa de soluto necessária, em gramas, para o preparo da solução equivale a:

- a. 100
- b. 110
- c. 300
- d. 330

6. Os frascos a seguir contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCl.

- a. Determine a temperatura da solução do frasco I.
- b. Sabendo que a temperatura do frasco II é 20 °C, calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.

gramas de soluto / 100 mL de H₂O, em diferentes temperaturas.



Físico – Química - Soluções II - Unidades de concentração.

Unidades de concentração

Concentração comum (C) ou concentração em gramas por litro

A concentração comum indica a quantidade em massa de soluto (m₁) dissolvida em um volume-padrão de solução (V).

A unidade-padrão da concentração comum é expressa em g/L, porém ela também pode ser expressa em outras unidades, como mg/mL; kg/m³; g/cm³ etc

Densidade (d)

A densidade de uma solução é a relação entre a massa total e o volume dessa solução. A unidade usual da densidade é g/mL ou g/cm³, podendo aparecer também como kg/m³, g/L etc.

1. 50 g de um sal foram dissolvidos em 170 mL de água, obtendo-se 200 mL de solução. Calcule a densidade dessa solução.

Dado: d (H₂O) = 1 g/mL

2. Determinar a massa de ácido sulfúrico (H₂SO₄) presente em 250 mL de uma solução, sabendo que a concentração deste ácido é de 80 g/L.



V = 250 mL
C = 80 g/L

3. A concentração em g/L da solução obtida ao se dissolverem 4 g de cloreto de sódio em água originando 50 cm³ de solução é:

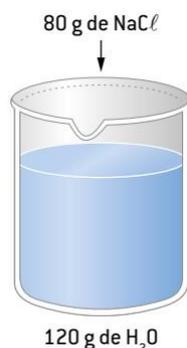
- a. 200 g/L
- b. 80 g/L
- c. 20 g/L
- d. 12,5 g/L
- e. 0,08 g/L

Título em massa e título em volume

Indica uma relação da massa do soluto (m₁) pela massa da solução (m). Como o título em massa indica uma relação de massas, ele não possui unidades (é adimensional).

O **título em volume** é uma relação entre o volume do soluto (v₁) e o volume da solução (v). Geralmente, o título em volume é utilizado em misturas homogêneas entre dois líquidos ou entre dois gases.

4. Calcular o título em massa do NaCl, quando 80 g deste sal são adicionados a 120 g de H₂O.



5. Se tivermos 20 g de H_2SO_4 em 100 g de água, qual é a porcentagem em massa da solução em relação ao soluto? E em relação ao solvente?

6. Determinar o título em massa de NaOH de uma solução preparada dissolvendo 50 g hidróxido de sódio em 450 g de água.

Concentração em quantidade de matéria/ Molaridade

A **concentração em quantidade de matéria** é uma das concentrações mais utilizadas na química. Ela relaciona a quantidade de **soluto (n1)** – em mols – com a quantidade de **volume (V)** da solução – em litros.

Uma dada solução de NaOH possui uma concentração de 4,0 mol/L. Com relação a tal solução, responda:

a. Quantos mols de NaOH estarão presentes em 250 mL dessa solução?

b. Qual é a massa de NaOH existente em 2,5 L de solução?

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

7. A lei n. 11.705, do Código de trânsito Brasileiro, conhecida como lei seca, institui que a quantidade máxima permitida de álcool no sangue de um indivíduo é igual a 0,2g/L de sangue. Considerando-se este álcool como o etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, conclui-se que a concentração, em mol/L, de etanol no sangue é aproximadamente igual a:

Dado: Massa molar do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ = 46g/mol.

a. $2,3 \cdot 10^{-3}$

b. $3,3 \cdot 10^{-3}$

c. $4,3 \cdot 10^{-3}$

d. $6,2 \cdot 10^{-3}$

8. A concentração de íons fluoreto em água de uso doméstico é de $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Se uma pessoa tomar 3,0 litros dessa água por dia, ao fim de um dia a massa de fluoreto, em miligramas, que essa pessoa terá ingerido será igual a:

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

a. 0,9

b. 1,3

c. 2,85

d. 5,7

e. 15

9. Deseja-se preparar 500 mL de uma solução 2mol/L de hidróxido de sódio (NaOH). Determinar a massa de base necessária para preparar tal solução.

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

10. O rótulo da embalagem de uma marca de leite integral comercializada na cidade de São Paulo apresenta a informação nutricional seguinte:

1 copo (200ml) contém 248mg de cálcio.

A concentração de cálcio nesse leite integral, em mol/L é:

Dado: Ca = 40u

a. $3,1 \cdot 10^{-1}$

b. $3,1 \cdot 10^{-2}$

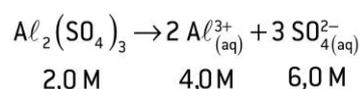
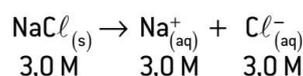
c. $8,2 \cdot 10^{-2}$

d. $3,1 \cdot 10^{-3}$

e. $8,2 \cdot 10^{-3}$

Concentração molar de íons em solução

A concentração em quantidade de matéria (mols) desses íons nas soluções depende do tipo e da concentração de soluto, por exemplo:



Fração em quantidade de matéria (X) ou fração molar

A **fração molar (X)** é a relação entre o número de mols de **um constituinte** (n1 ou n2) da solução pelo número de mols **total** da solução (n)

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

Sendo:

X1 = fração em quantidade de matéria (mols) de soluto.

X2 = fração em quantidade de matéria (mols) de solvente.

n1 = quantidade de matéria (mols) de soluto.

n2 = quantidade de matéria (mols) de solvente.

n (n1 + n2) = quantidade de matéria (mols) de solução.

A soma das frações em quantidade de matéria do soluto e do solvente é igual a 1.

$$X_1 + X_2 = 1$$

11. Certa solução foi preparada adicionando-se 2mol de NaBr em 8 mols de água. Determine a fração em quantidade de matéria do NaBr, nessa solução.

$n_1 = 2\text{mol}$ de NaBr (número de mols do soluto)

$n = 2+8 = 10\text{mol}$ (número de mols da solução)

$X_1 = 2\text{mol}/10\text{mol}$

$$X_1 = \frac{2\text{mol}}{10\text{mol}}$$

$X_1 = 0,2$.

12. Adicionam-se 90 g de glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, a 81,0 g de água para formar uma solução. Determinar a fração molar da glicose nessa solução.

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

13. Certa solução aquosa de cloreto de sódio possui uma fração molar do soluto igual a 0,2. Determinar a massa de NaCl nessa dispersão, sabendo que foram usados 90 g de água

para preparar tal solução. **Dados:** H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u; Cl = 35,5 u

Físico – Química - Soluções III - Diluição e Misturas

Soluções III

ppm

Relações entre C, e, d, M

Diluição de soluções

Mistura de soluções

- Do mesmo soluto

- Soluto diferente

Parte por milhão - ppm

A divisão em **partes por milhão** indica quantas partes de soluto estão dissolvidas em um milhão de partes de solvente. Assim, quando falamos que a concentração de um dado soluto é de 1 ppm, queremos dizer que há **1 g de soluto em 1 000 000 g (ou 10⁶ g) de solvente.**

Partes por milhão em massa:

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg de soluto}}{10^6 \text{ mg de solução}} = 1 \text{ mg/kg}$$

Partes por milhão em volume:

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mL de soluto}}{10^6 \text{ mL de solução}} = 1 \text{ mL/m}^3$$

1 ppm corresponde a 1 mg de soluto para cada litro de solução.

1. Uma amostra coletada de um rio acusou uma concentração de $2,5 \cdot 10^{-8} \text{ g/mL}$ de Hg^{2+} . Qual é a concentração de mercúrio nesse rio, expressa em ppm? (Considere a densidade da amostra de 1 g/mL.)

2. A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados, há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a:

- a. 1
- b. 2
- c. 5
- d. 10
- e. 20

3. A concentração em g/L da solução obtida ao se dissolverem 4 g de cloreto de sódio em água originando 50 cm³ de solução é:

- a. 200 g/L
- b. 80 g/L
- c. 20 g/L
- d. 12,5 g/L
- e. 0,08 g/L

Relações entre C, e, d, M

É muito comum precisar transformar uma expressão de concentração de soluções em outras unidades. Existem várias maneiras de correlacionar essas concentrações; uma delas é a relação entre a concentração comum (C) e a concentração em quantidade de matéria (M).



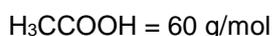
4. A concentração do cloreto de sódio na água do mar é, em média, de 2,95 g/L. Assim sendo, a concentração molar desse sal na água do mar é, aproximadamente, de:

Dados: Na = 23; Cl = 35,5

- a. 0,050
- b. 0,295
- c. 2,950
- d. 5,000
- e. 5,850

5. Determine a concentração em mol/L e em g/L de 30 g de ácido acético presente em cada 5 L de vinagre (H_3CCOOH).

Dado Massa molar do H



6. Calcule a concentração molar de uma solução de ácido sulfúrico de densidade 1,2 g/mL e título 0,6.

Dados: H = 1; O = 16; S = 32

7. Admita uma solução aquosa saturada de HCl com concentração percentual mássica de 36,5% e densidade igual a 1,2 g · mL⁻¹. Calcule a concentração molar dessa solução, expressa em mol · L⁻¹.

Dados: H = 1 u; Cl = 35,5 u

8. Considere que uma "solução de bateria" típica apresente d = 1,3 g/mL e 38% em massa de H_2SO_4 . Qual a concentração do ácido em gramas por litro?

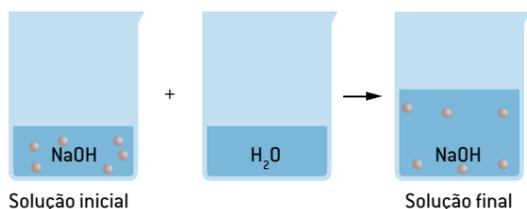
- a. 0,494

- b. 4,94
c. 49,4
d. 494
e. 494,4

Diluição das soluções

Diluir: diminuir concentração, adicionar solvente

A concentração de uma solução é **inversamente proporcional**



$$m_1 = m_2$$

9. Um laboratorista tem à sua disposição uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) $2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e deseja preparar 500 mL de solução $1,5\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Para isso, deve utilizar uma alíquota da solução $2\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e depois diluí-la até perfazer 500 mL de solução. Qual é a alíquota, em mL, que o laboratorista deverá utilizar para diluí-la?

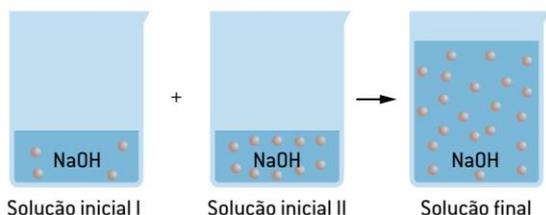
10. Qual é o volume de água que se deve adicionar a 250 mL de solução (2mol/L de hidróxido de sódio), a fim de torná-la $0,5\text{ mol/L}$?

11. Qual é o volume de solução aquosa de sulfato de sódio, Na_2SO_4 , a 60 g/L, que deve ser diluído, por adição de água, para que se obtenha um volume de 750 mL de solução, a 40 g/L?

Misturas de Soluções

No processo de **mistura**, busca-se uma solução de concentração intermediária, por meio de duas soluções de mesmo soluto.

Mesmo soluto



$$m_1 + m_2 = m_3$$

12. Misturam-se 150 mL de solução $0,2\text{ mol/L}$ de ácido sulfúrico com 450 mL de solução $0,6\text{ mol/L}$ do mesmo ácido. Qual a concentração final, em mol/L, da solução resultante dessa mistura?

13. Tem-se uma solução $0,4\text{ mol/L}$ de um ácido que se deseja transformar em solução $0,5\text{ mol/L}$, pela mistura com uma solução 2mol/L do mesmo ácido. Calcular o volume

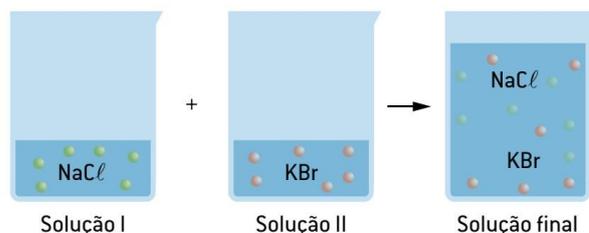
de solução 2mol/L a ser utilizada para obter 200 mL de solução $0,5\text{ mol/L}$.

Misturas de Soluções

Mistura de soluções com solutos diferentes

Ao fazer uma mistura de soluções sem a ocorrência de reação química, a massa dos solutos permanece inalterada.

Se misturarmos duas soluções com solutos diferentes, ocorrerá uma “diluição” dos solutos na solução final. Esta solução resultante possuirá dois solutos com concentrações menores, comparadas às soluções iniciais.



14. Em um laboratório, foi realizada a mistura de 200 mL de uma solução de NaOH de concentração $2,0\text{mol/L}$ com 300 mL de uma solução de NaCl de concentração $4,0\text{mol/L}$. Com base nessa mistura, determine a concentração molar de NaOH e de NaCl na solução final.

15. **Espcex-SP/Aman-RJ** - Foram misturados 100 mL de solução aquosa $0,5\text{ mol/L}$ de sulfato de potássio (K_2SO_4) com 100mL de solução aquosa $0,4\text{ mol/L}$ de sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) admitindo-se a solubilidade total das espécies. A concentração em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dos íons sulfato SO_4^{2-} presentes na solução final é:

- a. $0,28\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
b. $0,36\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
c. $0,40\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
d. $0,63\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
e. $0,85\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

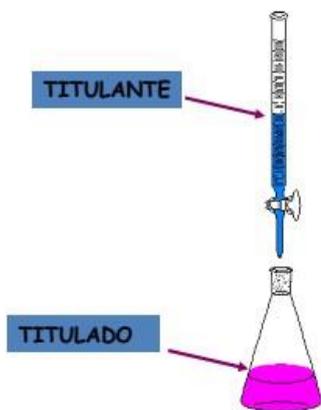
Físico – Química - Soluções IV - Análise Volumétrica – Titulação.

Análise volumétrica ou volumetria

É a determinação do volume de uma solução para encontrar a concentração de outra solução. Utilizamos certo volume de uma solução de concentração conhecida para determinar a concentração de outra solução.

O volume da solução de concentração conhecida será determinado quando ela reagir completamente com a solução de concentração desconhecida, ou seja, as soluções envolvidas devem reagir entre si.

As titulações são baseadas na reação entre o **analito (titulado)** e um **reagente padrão (titulante)**, o qual possui concentração ou massa conhecida. **A reação química é de estequiometria conhecida e reprodutível**

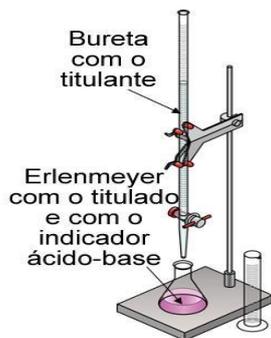


Em qualquer titulação, o ponto de equivalência química experimentalmente chamado de **ponto final é assinalado pela mudança de cor do indicador ácido-base.**

Tipos de Titulação:

Volumétrica: Envolve medida de volume de uma solução de **concentração conhecida necessária para reagir completamente com o analito.**

Gravimétrica: Difere da volumétrica no fato de que a massa do reagente é medida em vez do volume.



Termos usados em titulometria volumétrica:

Solução: Refere-se a um reagente de concentração conhecida. Usado para fazer uma análise volumétrica.

Titulação: É o processo de adição lenta da solução padrão sobre a amostra (solução com o analito) sobre agitação constante até que a reação seja considerada finalizada.

Ponto de equivalência: É o ponto na titulação quando a quantidade de reagente (titulante) é equivalente à quantidade de analito.

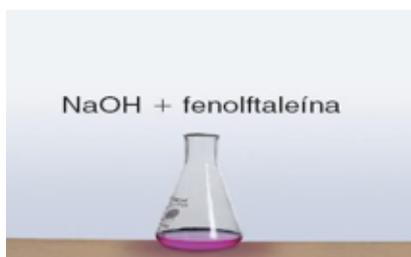
Visual ou Instrumental

- Cor.
- pH, potencial, corrente elétrica, absorção de luz.

Titulação ácido-base

Determinação da concentração de uma solução a partir da quantidade e concentração de uma solução conhecida.

1. Alíquota de volume conhecido (20 mL) e concentração em mol/L desconhecida.
2. Acrescidas gotas de fenolftaleína, que adquire coloração rósea em meio básico.

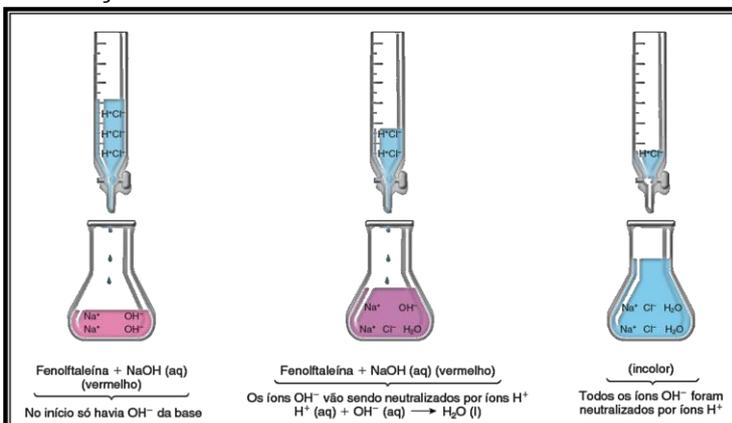


$$V_{\text{base}} = 20 \text{ mL}$$

$$m_{\text{base}} = ?$$

1. Antes do ponto final, a solução básica contendo o indicador fenolftaleína é rósea.
2. À medida que se aproxima do ponto final, a cor rósea desaparece e o ácido é adicionado, mas reaparece com a agitação.
3. No ponto final, a solução permanece incolor após agitação. Ocorreu viragem do indicador.

Titulação ácido-base

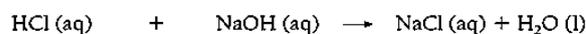


Quantidade em mols de ácido que reagiu:

$$n_{\text{ácido}} = M_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}}$$

Quantidade em mols de base que reagiu:

$$n_{\text{base}} = M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$



Proporção:	1 mol	1 mol
Grandezas:	Quantidade de matéria	Quantidade de matéria

$$m_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = m_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Substituindo os valores numéricos, temos:

$$0,50 \text{ mol/L} \cdot 0,030 \text{ L} = m_{\text{base}} \cdot 0,020 \text{ L} \Rightarrow m_{\text{base}} = 0,75 \text{ mol/L}$$

Indicador ácido-base: São adicionados à solução do analito para produzir uma alteração física próximo ao ponto de equivalência que seja visível. Por exemplo mudança de cor.

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Tabela 1 - Exemplos de alguns indicadores ácido-base com seus respectivos intervalos de viragem

Indicador	Intervalo de viragem em unidades de pH	Mudança de cor de ácido para base
Alaranjado de metila	3,1 a 4,4	Vermelho para alaranjado
Verde de bromocresol	3,8 a 5,4	Amarelo para azul
Vermelho de metila	4,2 a 6,3	Vermelho para amarelo
Azul de bromotimol	6,2 a 7,6	Amarelo para azul
Vermelho de fenol	6,8 a 8,4	Amarelo para vermelho
Fenolftaleína	8,3 a 10,0	Incolor para vermelho
Timolftaleína	9,3 a 10,5	Incolor para azul

Misturas de Soluções

Mistura de soluções com solutos diferentes que reagem

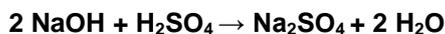


$$M_A \cdot V_A \cdot X_A = M_B \cdot V_B \cdot X_B$$

x= índice do hidrogênio do ácido

y= índice da hidroxila da base

1. O hidróxido de sódio, NaOH, neutraliza completamente o ácido sulfúrico, H₂SO₄, de acordo com a equação:



O volume, em litros, de uma solução de H₂SO₄ 1,0 mol/L que reage com 0,5 mol de NaOH é:

- a. 0,25
- b. 0,50
- c. 1,00
- d. 2,00
- e. 4,00

2. Que volume de solução 0,2 mol/L de HCl neutraliza completamente 200 mL de solução 0,5 mol/L de NaOH?

- a. 200 mL
- b. 400 mL
- c. 500 mL
- d. 800 mL
- e. 1 000 mL

3. O leite de magnésia, usado como antiácido e laxante, contém em sua formulação o composto Mg(OH)₂. A concentração de uma amostra de 10 mL de leite de magnésia que foi titulada com 12,5 mL de HCl 0,50 mol · L⁻¹ é, em mol · L⁻¹, de aproximadamente:

- a. 0,1

b. 0,3

c. 0,5

d. 0,6

e. 1,2

4. Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido sulfúrico, até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Desse modo, é correto afirmar que as concentrações molares da amostra de soda cáustica e do sal formado nessa reação de neutralização são, respectivamente:

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

5. 20 mL de uma solução de hidróxido de sódio são titulados por 50 mL de solução 0,10 mol/L de ácido clorídrico.

Calcule:

- A) a molaridade da solução de hidróxido de sódio;
- B) a concentração da solução de hidróxido de sódio em gramas/litro. Massa molar do NaOH = 40 g · mol

6. Espcex-SP/Aman-RJ - Uma amostra de 5 g de hidróxido de sódio (NaOH) impuro foi dissolvida em água suficiente para formar 1L de solução. Uma alíquota de 10 mL dessa solução aquosa consumiu, numa titulação, 20 mL de solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) de concentração igual 0,05 mol · L⁻¹. Admitindo-se que as impurezas do NaOH não reagiram com nenhuma substância presente no meio reacional, o grau de pureza, em porcentagem, de NaOH na amostra é

Massa molar do NaOH = 40 g · mol

Físico – Química - Equilíbrio Químico I - Sistemas em equilíbrio; constante de equilíbrio

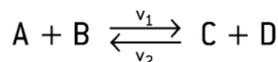
Para que ocorra equilíbrio químico, é imprescindível que exista, em uma **reação química**, diferença no potencial químico entre os reagentes e os produtos. A reação química, como qualquer outra transformação, espontaneamente, ocorre em **um dado sentido** e, **macroscopicamente, cessa** quando o sistema entra em **equilíbrio**. O sistema em equilíbrio tende a caminhar para um estado de mínima energia e máxima entropia (medida da variação ou desordem em um sistema).

As reações químicas podem ser classificadas em dois grandes grupos: as **irreversíveis**, que se processam em apenas um sentido, a de formação dos produtos, como a

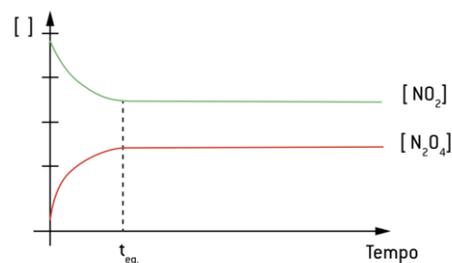
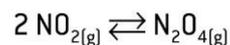
combustão da gasolina; e as **reversíveis**, que se processam, simultaneamente, nos dois sentidos, com reagentes convertendo-se em produto e vice-versa.

- Recipientes fechados

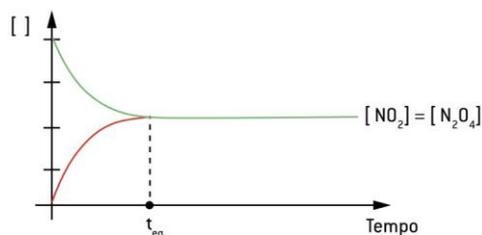
- Temperatura constante.



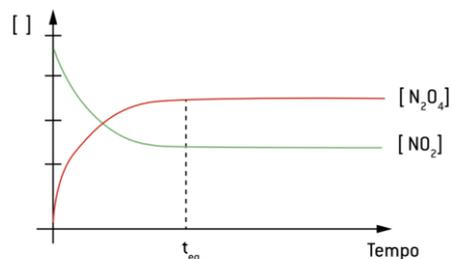
O equilíbrio químico é atingido quando as duas velocidades, a direta e a inversa, igualam-se, sob temperatura constante, sendo considerado um **equilíbrio dinâmico**.



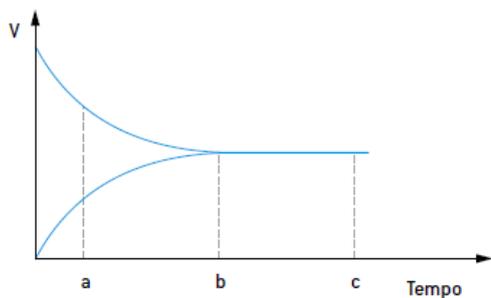
(A)



(B)



(C)



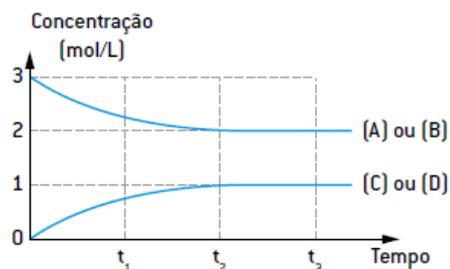
Sobre esse processo, todas as afirmativas são corretas, **exceto**:

- A velocidade da reação direta é maior que a da inversa no tempo "a".
- No tempo "c", o sistema é constituído apenas por SO₃.
- As duas velocidades são iguais no tempo "c".
- O equilíbrio é atingido no tempo "b".

• para a reação direta:

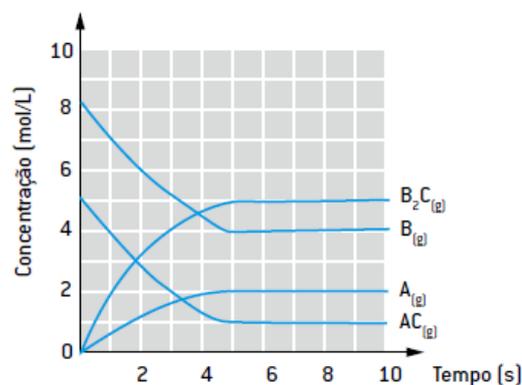
$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

• para a reação inversa:



Considerando essas informações, todas as alternativas estão corretas, **exceto**:

- A velocidade da reação direta em t₁ é menor que em t₂.
- As concentrações das espécies em t₃ são as mesmas em t₂.
- O equilíbrio químico é atingido em um sistema fechado.
- O sistema atinge o equilíbrio em t₂.
- Em t₂, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.



Com relação a este sistema em equilíbrio, responda ao que se pede.

- Qual é o tempo em que o sistema atingiu o equilíbrio químico?
- Qual é a variação da concentração de AC do início até o equilíbrio químico?

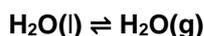
Equilíbrio químico homogêneo

É aquele em que todas as substâncias que o constituem fazem parte da mesma fase ou do mesmo estado físico.

Ex: • A síntese da amônia: $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g)$

Equilíbrio químico heterogêneo

É aquele em que pelo menos uma substância se encontra em uma fase ou em um estado físico diferente das outras substâncias.

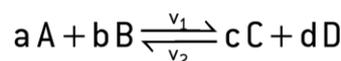


A decomposição térmica do calcário:



Constante de equilíbrio (K)

É um valor numérico que relaciona as espécies químicas presentes num dado equilíbrio químico. Pode ser determinada por concentrações (K_c) ou por pressões parciais (K_p).



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

1. **Observações:** A constante de equilíbrio K_c varia com a temperatura.

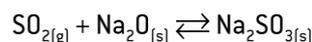
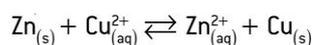
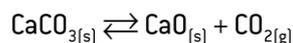
2. Quanto maior o valor de K_c , maior será o rendimento da reação direta, já que, no numerador, estão os produtos e, no denominador, os reagentes.

Quanto menor for o valor de K_c , maior será o rendimento da reação inversa. Portanto, comparando os valores de K_c em duas temperaturas diferentes, podemos saber em qual delas a reação direta apresenta maior rendimento.

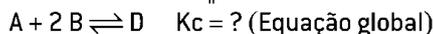
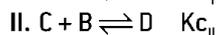
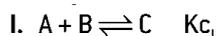
3. O valor numérico do K_c depende de como é escrita a equação química.



4. sólido não entram na expressão, sendo consideradas como valor 1.

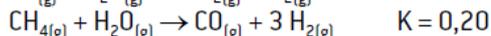
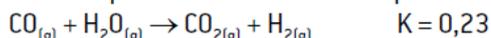


- Se duas ou mais equações químicas forem somadas.



$$K_c = K_{cI} \cdot K_{cII}$$

A seguir, estão mostradas duas reações em fase gasosa, com suas respectivas constantes de equilíbrio.



Pode-se concluir que, nessas mesmas condições, a constante de equilíbrio para a reação $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_{2(g)}$ é de:

a. 0,030

d. 0,430

b. 0,046

e. 1,150

c. 0,230

- A unidade de medida das constantes de equilíbrio é dependente da estrutura da equação da própria constante, além da unidade utilizada nas substâncias participantes. Mesmo assim, existem situações nas quais algumas constantes não possuem unidade.



$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2}$$

$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{mol/L}]^3 \cdot [\text{mol/L}]}{[\text{mol/L}]^2}$$

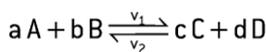
$$K_c = \frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}] \cdot [\text{mol/L}]}$$

$$K_c = [\text{mol/L}]^2$$

$$K_c = \text{não tem unidade}$$

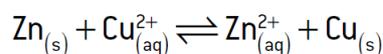
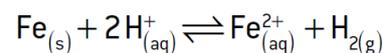
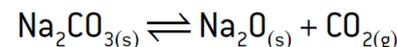
Constante de equilíbrio em termos de pressão (Kp)

Quando os componentes do equilíbrio químico são substâncias gasosas, ou pelo menos um dos componentes é um gás, além do K_c , podemos expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p).



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad K_p = \frac{(pC)^c \cdot (pD)^d}{(pA)^a \cdot (pB)^b}$$

Para equilíbrio em sistema heterogêneo, o estado sólido não participa das expressões K_p e K_c , o estado líquido participa apenas de K_c , e o estado gasoso participa das duas expressões.



Relação entre K_c e K_p

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

K_p = valor numérico da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais.

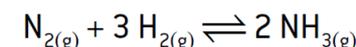
K_c = valor numérico da constante de equilíbrio em termos de concentrações em quantidade de matéria.

R = constante dos gases (0,082 L · atm · mol⁻¹ · K⁻¹).

T = temperatura absoluta (K).

Δn = variação da quantidade de mols (quantidade de mols de gases do produto – quantidade de mols de gases do reagente).

Ex:

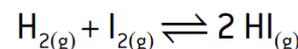


$$\Delta n = 2 (\text{NH}_3) - 4 (1 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2)$$

$$\Delta n = -2$$

Então:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$$



$$\Delta n = 2 (\text{HI}) - 2 (1 \text{H}_2 + 1 \text{I}_2)$$

$$\Delta n = 0$$

Então:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^0$$

$$K_p = K_c$$

1. A uma determinada temperatura, a reação $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$ admite as seguintes concentrações de equilíbrio:

$$[\text{H}_2] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$$

Qual é o valor da constante [Kc] dessa reação?

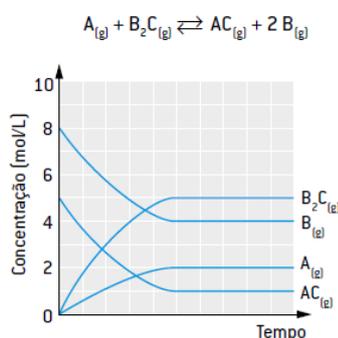
2. O equilíbrio de dissociação do H₂S gasoso é representado pela equação:



Em um recipiente de 2,0dm³, estão em equilíbrio 1,0 mol de H₂S, 0,20 mol de H₂ e 0,80 mol de S₂. Qual é o valor da constante de equilíbrio Kc?

3. Numa dada temperatura, a constante Kc para a seguinte reação tem valor de 50. Determine o valor de [HI] no equilíbrio, sabendo que as concentrações molares de hidrogênio e de iodo, depois de estabelecido o equilíbrio, são, respectivamente, 0,001 e 0,08 mol/L.

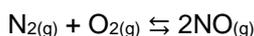
4)



A constante de equilíbrio (Kc) para a reação acima a T (°C) é:

- 0,4
- 1,6
- 2
- 10
- 40

5. A altas temperaturas, N₂ reagem com O₂ produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a 4,0.10⁻⁴. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N₂ e O₂ forem, respectivamente, 4,0.10⁻³ e 1,0.10⁻³mol/L, qual será a de NO?

- 1,6.10⁻⁹mol/L
- 4,0.10⁻⁹mol/L
- 1,0.10⁻⁵mol/L
- 4,0.10⁻⁵mol/L
- 1,6.10⁻⁴mol/L

6. Para o equilíbrio $2\text{NbCl}_{4(g)} \rightleftharpoons \text{NbCl}_{3(g)} + \text{NbCl}_{5(g)}$, foram obtidas, a 1,0.10³ kelvins, as pressões parciais:

$$\text{NbCl}_4 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{atm}$$

$$\text{NbCl}_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{atm}$$

$$\text{NbCl}_5 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{atm}$$

Com esses dados, calcula-se o valor da constante, Kp, do equilíbrio acima. Seu valor numérico é:

- 1,0.10⁻³
- 1,0.10⁻⁵
- 5,0.10⁻³
- 5,0.10⁻⁵
- 5,0.10⁻⁷

Físico – Química - Equilíbrio Químico II – Estequiometria no equilíbrio.

Cálculo das quantidades no equilíbrio

- Constantes de equilíbrio, Kc e Kp,
- Recipientes fechados.
- Uma dada temperatura.

No tempo inicial de uma reação, não temos equilíbrio químico, pois a concentração dos reagentes é máxima, e a dos produtos, nula.

Com o passar do tempo, as concentrações dos reagentes vão diminuindo e a dos produtos aumentando até ficarem constantes (equilíbrio químico).

Muitos exercícios **fornecem concentrações iniciais de reagentes** e pedem para calcular o valor das constantes (Kc ou Kp) ou fornecem um dado valor de Kc ou Kp e pedem para calcular as concentrações de produtos e reagentes.

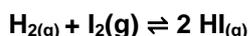
teremos de determinar as concentrações no equilíbrio

1) Em um recipiente fechado, a uma dada temperatura, é adicionada inicialmente uma substância AB₂ até uma concentração de 4 mol/L. Sabe-se que AB₂ se decompõe em A e B, de acordo com a equação. Ao atingir o equilíbrio, nota-se a presença de 2 mol/L de B. Determinar o valor do Kc para esta reação.



	[AB ₂]	[A]	[B]
Início	4 mol/L	0	0
Reagiu [reagentes]			
Formou [produtos]			
Eq. químico (final)			

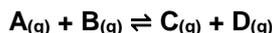
2) 2 mols de hidrogênio são misturados com 2 mols de iodo num recipiente de 10 litros, a 500 °C, no qual se estabelece o seguinte equilíbrio:



Se o valor da constante de equilíbrio (Kc) for 49, determine a concentração de HI no equilíbrio em mol/litro.

Substâncias	H ₂	I ₂	2 HI
Início	0,2 mol/L	0,2 mol/L	----
Reagiu	x	x	---
Formou	----	----	2x
Eq. químico	0,2 mol/L - x	0,2 mol/L - x	2x

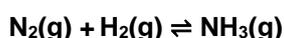
3) Em um recipiente fechado, foram misturados, inicialmente, 0,80 mol/L de A com 0,80 mol/L de B. Esses dois compostos reagem lentamente, produzindo C e D, de acordo com a reação:



Quando o equilíbrio é atingido, a concentração de C é medida, encontrando-se o valor 0,60 mol/L. Qual é o valor da constante de equilíbrio K_c dessa reação?

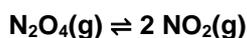
Início				
Reage				
Forma				
EQ.				

- a) Quais os valores de X e Y no quadro acima?
- b) Qual o valor da constante de equilíbrio para essa reação, nas condições do experimento?



Intervalo de tempo	$[N_2]$ mol/L	$[H_2]$ mol/L	$[NH_3]$ mol/L
0	10	10	0
1	X	4	4
2	7	1	Y
3	7	1	Y

4) Gases poluentes do ar, encontram-se em equilíbrio, como indicado:



Em uma experiência, nas condições ambientes, introduziu-se 1,50 mol de N_2O_4 em um reator de 2,0 litros. Estabelecido o equilíbrio, a concentração de NO_2 foi de 0,06 mol/L. Qual é o valor da constante K_c , em termos de concentração, desse equilíbrio?

- a. $2,4 \cdot 10^{-3}$
- b. $4,8 \cdot 10^{-3}$
- c. $5,0 \cdot 10^{-3}$
- d. $5,2 \cdot 10^{-3}$
- e. $8,3 \cdot 10^{-3}$

5) Quando um mol de amônia é aquecido num sistema fechado de 1 L, a uma determinada temperatura, 50% do composto se decompõe, estabelecendo-se o equilíbrio: $2 NH_3(g) \rightleftharpoons 1 N_2(g) + 3 H_2$

A constante desse equilíbrio, nessa temperatura, vale:

- a. 0,52
- b. 0,47
- c. 0,42
- d. 0,37
- e. 0,32

6) Em um recipiente indeformável, com capacidade de 12 L, são aquecidos 625,5 g de $PCl_5(g)$. Atingido o equilíbrio,

verifica-se que o PCl_5 se encontra 60% dissociado. Qual é o valor da constante de equilíbrio do sistema, em termos de concentração?



Dados: P = 31u; Cl = 35,5u

- a. 0,225
- b. 0,325
- c. 0,425
- d. 0,525
- e. 0,625

Quociente de equilíbrio (Q_c)

Em um recipiente fechado, a uma dada temperatura, estão presentes certas quantidades de reagentes e produtos. Como verificar se a reação se encontra ou não em equilíbrio?

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = 250 \text{ (numa dada temperatura T)}$$

São fornecidas três misturas que contêm os participantes dessa reação:

Sistema I

$[N_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[H_2] = 2,0 \text{ mol/L}$; $[NH_3] = 4,0 \text{ mol/L}$

Sistema II

$[N_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[H_2] = 0,1 \text{ mol/L}$; $[NH_3] = 0,5 \text{ mol/L}$

Sistema III

$[N_2] = 1,0 \text{ mol/L}$; $[H_2] = 0,2 \text{ mol/L}$; $[NH_3] = 4,0 \text{ mol/L}$

Quociente de equilíbrio (Q_c)

Qual dos sistemas está em equilíbrio?

Para responder à pergunta, definiremos o **quociente das concentrações, Q_c** :

$$Q_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Resumo

Se $Q < K$, o equilíbrio favorece à direita. Se $Q = K$, o equilíbrio é atingido.

Se $Q > K$, o equilíbrio favorece à esquerda.

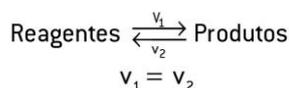
1. Para a reação $AB(g) \rightleftharpoons CD(g)$, a constante de equilíbrio é igual a 0,4 a 100 °C. Na tabela anterior, constam as concentrações AB e CD, em cinco sistemas diferentes, todos a 100 °C. Dentre eles, o único que se encontra em equilíbrio é o sistema:

		Sistema				
		I	II	III	IV	V
Concentrações (mol/L)	AB	0,90	2,9	1,2	1,0	2,4
	CD	0,60	0,54	0,3	0,4	1,2

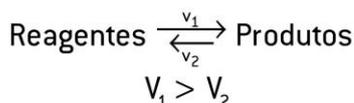
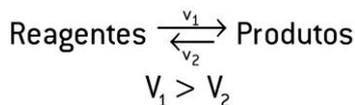
Físico – Química - Equilíbrio Químico

III - Princípio de Lê Chatelier : Deslocamento do equilíbrio.

Princípio de Lê Chatelier - Deslocamento do equilíbrio



Perturbação no equilíbrio químico é denominada **deslocamento de equilíbrio**.



Em 1884, Le Chatelier enunciou o princípio da moderação ou princípio da fuga ante a força que trata dos deslocamentos dos estados de equilíbrio e que ficou conhecido como **princípio de Le Chatelier**.

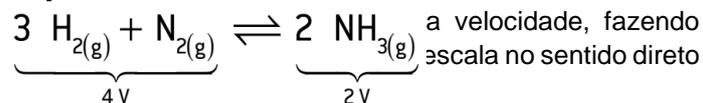
“Quando uma força externa age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, procurando anular a ação da força aplicada”.

As forças capazes de deslocar o equilíbrio químico são:

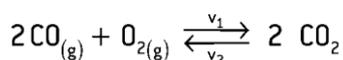
- Concentração dos reagentes e produtos;
- Pressão sobre o sistema;
- Temperatura.

Concentração dos reagentes e produtos no equilíbrio

Um **aumento** na concentração de qualquer substância (reagentes ou produtos) favorece o equilíbrio no sentido de consumir a substância adicionada. O aumento na



Diminuindo a concentração de qualquer a substância (reagentes ou produtos), o equilíbrio é favorecido no sentido de refazer a substância retirada. A diminuição da concentração provoca uma queda na velocidade da reação direta ou inversa, fazendo com que a reação em menor escala nesse sentido.

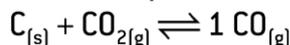


O aumento na concentração de CO ou O₂ provoca aumento em V₁, fazendo com que V₁ > V₂, portanto o equilíbrio favorece para a direita.

A diminuição na concentração de CO ou O₂ provoca queda em V₁, fazendo com que V₁ < V₂, portanto o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

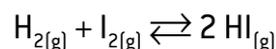
O aumento na concentração de CO₂ provoca um aumento em V₂, fazendo com que V₁ < V₂, portanto o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

A diminuição na concentração de CO₂ provoca queda em V₂, fazendo com que V₁ > V₂, portanto o equilíbrio desloca-se para a direita.



Para equilíbrio em sistema heterogêneo, a adição de sólido C_(s) não altera o estado de equilíbrio, pois a concentração do sólido é constante e não depende da quantidade. Para esse exemplo, as únicas substâncias que conseguem deslocar o equilíbrio são CO₂(g) e CO(g).

Tudo o que foi discutido para a concentração também é válido para as pressões parciais em sistemas gasosos.



Com o aumento na pressão parcial de H₂ ou I₂, o equilíbrio desloca-se para a direita.

Com a diminuição da pressão parcial de H₂ ou I₂, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

A variação da concentração de reagentes e produtos desloca o equilíbrio, porém não varia o valor da constante de equilíbrio K_c e K_p. O único fator que altera o valor das constantes é a temperatura.

Pressão sobre o sistema

O aumento da pressão de um sistema gasoso em equilíbrio geralmente é provocado por diminuição do volume do recipiente, uma vez que a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais.

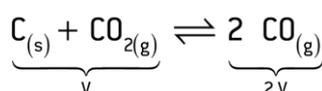
Um aumento da pressão favorece o equilíbrio no sentido de **menor** volume gasoso, ou seja, no sentido da reação que possuirá menor quantidade em mol de gases. Consequentemente, uma diminuição da pressão favorecerá o equilíbrio no sentido de **maior** volume gasoso.

Na reação de produção da amônia (NH₃), observamos que, no lado dos reagentes, encontramos 3 mols de H₂(g) (3 volumes) reagindo com 1 mol de N₂(g) (1 volume), dando um total de 4 volumes gasosos.

Já no lado dos produtos, encontramos apenas a formação de 2 mols de amônia, perfazendo um total de 2 volumes gasosos.

Um **aumento da pressão** neste sistema favorecerá o equilíbrio químico no sentido dos produtos (**menor volume gasoso**).

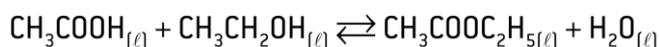
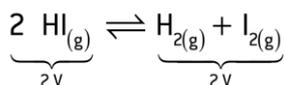
Uma **diminuição da pressão** neste sistema favorecerá o equilíbrio químico no sentido dos reagentes (**maior volume gasoso**).



Neste equilíbrio heterogêneo, a quantidade de gás no lado dos reagentes é de apenas 1 volume (1 mol de CO₂(g)), já

que o carbono se encontra no estado sólido (C(s)), e no produto é de 2 volumes (2 mols de CO(g)).

O **aumento da pressão**, neste caso, favorecerá o equilíbrio no lado dos reagentes (**menor volume**).



Existem equilíbrios que não são afetados pela pressão.

Obs: A adição de um gás inerte no meio reacional pode aumentar a pressão do recipiente, porém não favorece o equilíbrio, pois as pressões parciais dos reagentes e produtos se mantêm.

Temperatura

Reação química pode ser exotérmica, liberando calor, ou endotérmica, absorvendo calor.

Um aumento na temperatura favorece o equilíbrio no sentido endotérmico.

Uma diminuição na temperatura favorece o equilíbrio no sentido exotérmico.



Quando for apresentada uma equação termoquímica, o ΔH se refere à reação direta.

Nesse exemplo, a reação direta é exotérmica ($\Delta H < 0$), e a reação inversa é endotérmica.

Um aumento na temperatura favorece o equilíbrio para a esquerda (endotérmico).

– Diminuindo a temperatura, o equilíbrio é favorecido para a direita (exotérmico).

A temperatura é o único fator que desloca o equilíbrio e altera o valor da constante de equilíbrio. Por exemplo, um aumento na temperatura provoca aumento do valor da constante de equilíbrio para reações endotérmicas ($\Delta H > 0$) e diminuição para exotérmicas ($\Delta H < 0$).

O catalisador não favorece o equilíbrio, porque aumenta a velocidade das reações direta e inversa na mesma proporção. O catalisador apenas diminui o tempo necessário para que o estado de equilíbrio seja atingido.

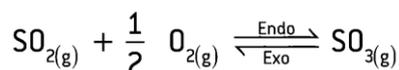
Exercícios

1. A reação de combustão de monóxido de carbono a dióxido de carbono é um processo de equilíbrio químico homogêneo gasoso.

a) Escreva a equação química balanceada do equilíbrio químico.

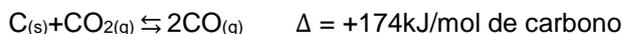
b) Para aumentar a produção de dióxido de carbono, a pressão do sistema deve ser aumentada. Justifique

2. Em um frasco fechado, a única reação que ocorre é:



Sugira quatro meios pelos quais a concentração de $\text{SO}_3(g)$ pode ser aumentada.

3. A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação a seguir, é muito importante para alguns processos metalúrgicos.



A constante de equilíbrio dessa reação pode ser expressa em termos de pressões parciais, como: $K = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{(p_{\text{CO}_2})}$. Qual é o efeito sobre esse equilíbrio quando:

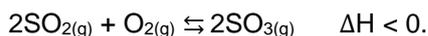
a. Adiciona-se carbono sólido?

b. Aumenta-se a temperatura?

c. Introduce-se um catalisador?

Justifique suas respostas.

4. Na preparação do ácido sulfúrico, em uma das etapas do processo, ocorre a seguinte reação de equilíbrio:



Para favorecer a produção do trióxido de enxofre, é conveniente:

a. aumentar a temperatura e a pressão sobre o sistema.

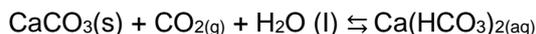
b. diminuir a temperatura e a pressão sobre o sistema.

c. diminuir a temperatura e aumentar a pressão sobre o sistema.

d. aumentar a temperatura e diminuir a pressão sobre o sistema.

e. deixar a temperatura constante e diminuir a pressão sobre o sistema.

[41] Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio (CaCO_3), produzindo por eles mesmos. O carbonato de cálcio em contato com a água do mar e com o gás carbônico dissolvido pode estabelecer o seguinte equilíbrio químico para a formação do hidrogênio de cálcio:



Considerando um sistema fechado onde ocorre o equilíbrio da reação mostrada acima, assinale a alternativa correta.

A) Um aumento na concentração de carbonato causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

B) A diminuição da concentração do gás carbônico não causará o deslocamento do equilíbrio químico da reação.

C) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido direto da reação, o de formação do produto.

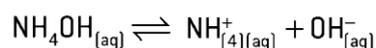
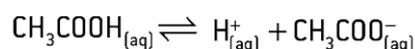
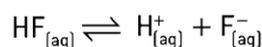
D) Um aumento na concentração de carbonato causará, simultaneamente, um deslocamento do equilíbrio nos dois sentidos da reação.

E) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

Físico – Química - Equilíbrio Iônico

Equilíbrio Iônico - Constante de ionização: K_a e K_b

É denominado equilíbrio iônico todo equilíbrio químico em que há participação de íons.



constante de ionização (K_i).

K_a (constante de ionização de um ácido).

K_b (constante de dissociação de uma base)

A força de um eletrólito é determinada pelo **seu grau de ionização (α)**, que indica a porcentagem com que certo composto se ioniza.

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

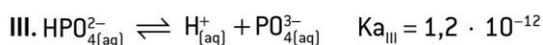
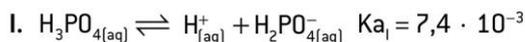
Nos equilíbrios iônicos, $0 < \alpha < 1$.

Exemplo

Se o HCl, em uma dada solução, possui um grau de ionização de 0,95, significa que 95% de suas moléculas encontram-se ionizadas, sobrando 5% não ionizadas.

a) O valor do K_i só varia com a temperatura. Como a ionização dos ácidos libera energia (processo exotérmico), o aumento da temperatura provoca diminuição constante da ionização (K_a).

b) Quando a ionização de um eletrólito apresenta várias etapas (poliácidos ou polibases), calculam-se os valores de K_i para cada etapa:



Nota-se que:

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

Isto significa que a primeira ionização ocorre com maior formação dos produtos.

c. Valores altos de K_i indicam eletrólitos fortes que são, portanto, muito dissociados ou ionizados, enquanto

valores baixos indicam que os eletrólitos são fracos. Na tabela, temos valores de K_a de alguns ácidos:

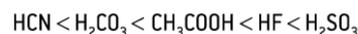
Ácidos	T °C	K_a	Força
HCl	25	10^7	Forte
HBr	25	10^9	Forte
HF	25	$6,7 \cdot 10^{-4}$	Moderado
HCN	18	$4,8 \cdot 10^{-10}$	Fraco
HIO	25	$2,0 \cdot 10^{-10}$	Fraco

1. Prepara-se uma solução de HNO_2 e, após o equilíbrio iônico ser atingido, verifica-se que as concentrações das espécies envolvidas são: $[\text{H}^+] = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[\text{NO}_2^-] = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ e $[\text{HNO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$. Monte a equação e calcule o valor de K_a .

A tabela apresenta as constantes de ionização de alguns ácidos em solução aquosa a 25 °C.

Ácido	K_i
Fluorídrico	$6,70 \cdot 10^{-4}$
Acético	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Cianídrico	$4,93 \cdot 10^{-10}$
Sulfuroso	$1,72 \cdot 10^{-2}$
Carbônico	$4,52 \cdot 10^{-7}$

Relacione os ácidos apresentados na tabela em ordem crescente, de acordo com suas constantes de ionização.



Lei da diluição de Ostwald

Considere o equilíbrio iônico de um ácido monoprotico cuja concentração inicial, em mol/L, é dada por M e seu grau de ionização é α

Essa fórmula é conhecida como Lei da diluição de Ostwald e permite concluir: quanto menor for a concentração de um eletrólito, maior será seu grau de ionização, o que significa dizer que o grau de ionização aumenta à medida que a solução se dilui.

Para eletrólitos fracos ($\alpha < 0,05$), nos quais os valores de α são muito pequenos, podemos aproximar e considerar $1 - \alpha$ como sendo praticamente igual a 1, o que simplifica a equação de Ostwald para:

$$K_i = M \cdot \alpha^2$$

$$K_i = \frac{M \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

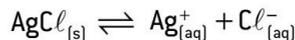
2. Um ácido monoprotico tem constante de ionização (K_i) igual a 10^{-7} em uma dada temperatura. Determine o grau de ionização (α) desse ácido em uma solução de 0,1 mol/L.

3. Determine a constante de ionização do HNO_2 em uma solução de 0,2 mol/L deste ácido, sabendo que ele se encontra 20% ionizado.

O efeito do íon comum no equilíbrio iônico

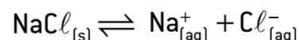
Os fatores que deslocam o equilíbrio químico são a concentração de reagentes e produtos, pressão e a temperatura.

A seguir, apresentamos dois exemplos de deslocamentos de equilíbrio iônico.

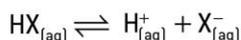


O que acontecerá com esse equilíbrio se for adicionado a ele o NaCl?

Ao adicionar NaCl, teremos a seguinte dissociação:



Como a adição de NaCl libera íons Cl^- (íon comum comparado com o equilíbrio de AgCl), o equilíbrio da equação I será deslocado para a esquerda.



O que acontece com esse equilíbrio se:

a. adicionar a ele um ácido forte?

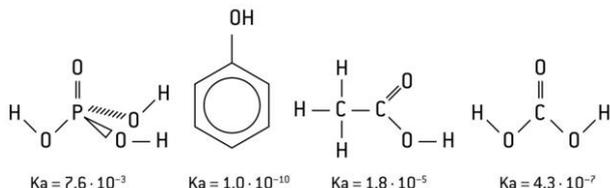
A adição de um ácido forte provoca o aumento da concentração de H^+ , fazendo com que o equilíbrio químico se desloque para a esquerda.

b. adicionar a ele uma base?

A adição de uma base provoca a liberação de OH^- , que, por sua vez, reage com o H^+ , deslocando o equilíbrio para a direita.

4. Sabendo que 1,0 mol de um certo ácido monoprótico, HX, contido em 1 L de solução aquosa, está 50% ionizado, aponte o valor de sua constante de ionização.

5.



A ordem crescente de acidez das substâncias químicas citadas é:

a. ácido fosfórico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico.

b. ácido fênico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fosfórico.

c. ácido fosfórico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fênico.

d. ácido fênico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fosfórico.

e. ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico < ácido fosfórico.

6. O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização K_a , igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em mol · L⁻¹ de

H^+ em uma solução desse ácido de concentração $2,0 \cdot 10^2$ mol/L.

a. 0,00060 mol · L⁻¹

b. 0,000018 mol · L⁻¹

c. 1,8 mol · L⁻¹

d. 3,6 mol · L⁻¹

e. 0,000060 mol · L⁻¹

Físico – Química - Equilíbrio Iônico II – pH pOH e Kw

Produto iônico da água: Kw

A água é um eletrólito extremamente fraco e apresenta condutibilidade elétrica muito baixa. Apesar de ser fraca, ela sofre ionização de acordo com a seguinte equação:



Como toda ionização, a água também atinge o equilíbrio, chamado equilíbrio iônico da água (K_i), que pode ser expresso da seguinte maneira:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ ————— } 18 \text{ g} \\ x \text{ ————— } 1000 \text{ g}$$

$$x = 55,55 \text{ mol}$$

$$\text{Portanto: } [\text{H}_2\text{O}] = 55,55 \text{ mol/L}$$

Temperatura	Kw
0 °C	$0,12 \cdot 10^{-14}$
10 °C	$0,30 \cdot 10^{-14}$
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30 °C	$1,50 \cdot 10^{-14}$
100 °C	$51 \cdot 10^{-14}$

Com base na definição de Kw, é possível definir soluções ácidas, básicas ou neutras da seguinte maneira:

- Soluções ácidas: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$;

- Soluções neutras: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$;

- Soluções básicas: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

soluções neutras

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Portanto:

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

soluções ácidas

$$[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

soluções básicas

$$[H^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

1. Uma solução que a 25 °C apresenta $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L é ácida, básica ou neutra?

2. Sabe-se que o produto iônico da água, a 25 °C, é igual a $1,0 \cdot 10^{-14}$. A essa mesma temperatura, cinco soluções aquosas apresentam as seguintes concentrações molares:

Solução A: $[H^+] = 0,0000001$

Solução B: $[H^+] = 10^{-5}$

Solução C: $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-5}$

Solução D: $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-14}$

Solução E: $[H^+] = 2 \cdot 10^{-11}$

Qual(is) delas tem (têm) caráter ácido?

Escala de pH e pOH: indicadores e pH

Peter L. Sørensen

$$pH = -\log [H^+] \quad pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14 \text{ (a } 25 \text{ °C)}$$

A letra p minúscula significa potencial e indica $-\log$ ou colog. Portanto:

- pH é o potencial hidrogeniônico da solução;

- pOH é o potencial hidroxiliônico da solução.

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

$$pK_w = -\log K_w$$

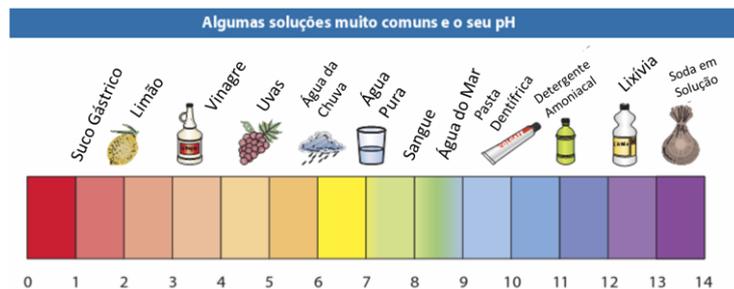
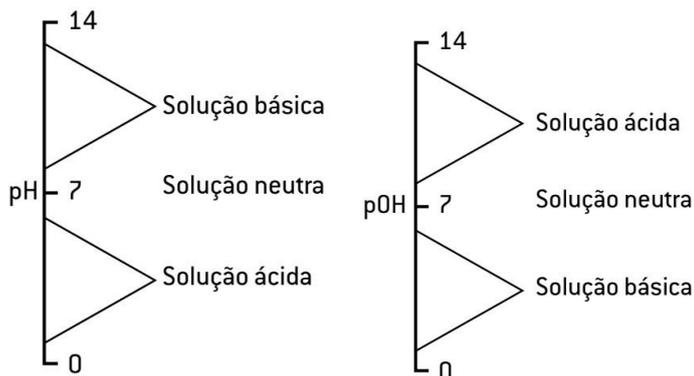
Soluções neutras - Sabe-se que, nas soluções neutras, $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/L a 25 °C:

Soluções ácidas: Sabe-se que, nas soluções ácidas, $[H^+] > [OH^-]$.

Ex: Determine o valor do pH e do pOH, a 25 °C, de uma solução cuja escala é $[H^+] = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/L. **Dados:** $\log 2 = 0,3$; $\log 5 = 0,7$.

Soluções básicas: Sabe-se que, nas soluções básicas, $[H^+] < [OH^-]$.

Ex: Em uma solução a 25 °C, $[H^+] = 1 \cdot 10^{-9}$ mol/L. Determine o pH e o pOH.

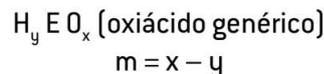


Indicadores	Meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Rosa
Papel de tornassol vermelho	Vermelho	Vermelho	Azul
Papel de tornassol azul	Vermelho	Azul	Azul

Soluções de ácidos e bases fortes

Como vimos anteriormente, um eletrólito (ácido ou base) é considerado forte quando tem alto valor de constante de ionização (K_i) e elevado grau de ionização (α). Em muitas situações, teremos de saber se um ácido ou uma base é forte sem os valores de K_i e α .

Fortes { $\alpha > 0,5$ }	Moderados { $0,05 < \alpha < 0,5$ }	Fracos { $\alpha < 0,05$ }
HCl HBr HI	HF	Outros hidrácidos H ₂ S HCN H ₂ Se



Se $m = 3$, o ácido é muito forte ($\alpha \approx 1$).

Exemplos: $HClO_4$ e $HMnO_4$

Se $m = 2$, o ácido é forte ($0,5 < \alpha < 1$).

Exemplos: H_2SO_4 e HNO_3

Se $m = 1$, o ácido é moderado ($0,05 < \alpha < 0,5$).

Exemplo: H_3PO_4

Se $m = 0$, o ácido é fraco ($\alpha < 0,05$).

Exemplos: $HClO$ e H_3BO_3

São consideradas bases fortes aquelas formadas por elementos da família IA e IIA.

Exemplos: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ As outras bases são consideradas fracas.

Exemplos: NH_4OH , $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, $Pb(OH)_4$

Essas informações serão de extrema importância para assuntos futuros, como a hidrólise salina.

1. Calcule o pOH de uma solução 0,001 mol/L do ácido HX, sabendo que este se encontra 30% ionizado.

Dado: $\log 3 = 0,48$

$$[H^+] = M \cdot \alpha$$

2. Pipetam-se 100 mL de solução aquosa 0,02 mol/L de hidróxido de sódio e transferem-se para um balão volumétrico de 1 000 mL, ajustando-se para esse volume a solução final, usando água pura.

Determine o pH da solução final. Dado: $\log 2 = 0,3$

3. Determine o pH de uma solução que foi preparada pela adição de 200 mL de uma solução de HNO_3 de concentração 0,1 mol/L com 200 mL de uma solução de NaOH de concentração 0,2 mol/L. Dado: $\log 5 = 0,7$

Físico – Química - Equilíbrio Iônico III – Hidrólises Salinas

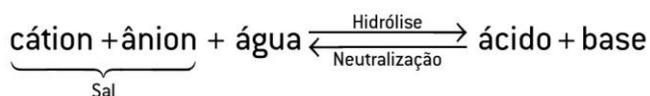
Hidrólise Salina

experimentalmente, que nem todas as soluções aquosas salinas são neutras, ou seja, nem todas possuem pH igual a 7 a 25 °C. Algumas soluções salinas podem ser ácidas ou básicas. Isso ocorre porque alguns sais reagem com a água, modificando a concentração de H^+ e OH^- e alterando o pH do meio.

Tal reação é denominada de hidrólise salina.

Por definição, **hidrólise salina** (ou **de íon**), um caso particular da solvólise, é a reação que ocorre entre um dos íons formados na dissociação de sal e água, produzindo um ácido e uma base correspondente.

A reação de hidrólise salina é o inverso da reação de neutralização (ácido + base \rightarrow sal + água)



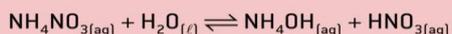
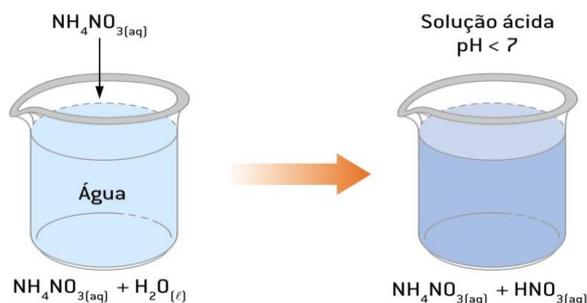
Para facilitar o entendimento desse assunto, devemos lembrar que:

- Ácidos e bases fortes encontram-se predominantemente na forma iônica (ionizados ou dissociados);
- Para sofrer hidrólise, o sal tem de estar dissociado;
- A água é um composto que ioniza muito pouco, prevalecendo na fórmula molecular.

Hidrólise Salina: NH_4Cl (sal proveniente de base fraca e ácido forte)

Os sais provenientes de base fraca e ácido forte são: NH_4Cl , FeCl_3 , CuSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, NH_4NO_3 etc.

Dissolução do sal nitrato de amônio (NH_4NO_3):



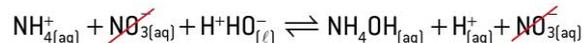
Nessa equação de hidrólise:

NH_4NO_3 (sal normal ou neutro) em água dissocia-se, liberando NH_4^+ e NO_3^- ;

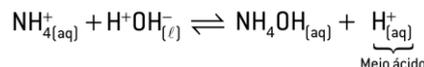
H_2O encontra-se na forma molecular;

NH_4OH é uma base fraca, prevalecendo na forma não dissociada;

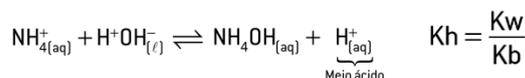
HNO_3 é um ácido forte, prevalecendo na forma ionizada (H^+ e NO_3^-).



Como o íon nitrato (NO_3^-) aparece nos dois lados da equação, ele é denominado de íon espectador e não participa da equação global. Sendo assim, teremos:



Como podemos notar, nos produtos há formação dos íons H^+ , que ficam livres na solução, tornando o meio ácido ($\text{pH} < 7$).



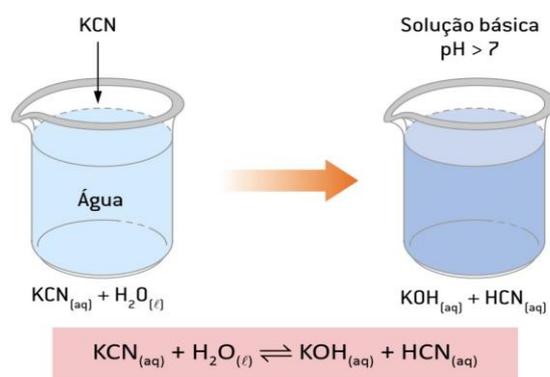
$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} \rightarrow K_w$$

↓
1/K_b

Hidrólise Salina: NaClO (sal proveniente de base forte e ácido fraco)

São sais derivados de base forte e ácido fraco: KCN , NaNO_2 , Na_3PO_4 , Li_2CO_3 , BaS , Na_2S , NaHCO_3 , CH_3COONa etc.

Para efeito de ilustração, imaginemos uma solução aquosa de cianeto de potássio (KCN):

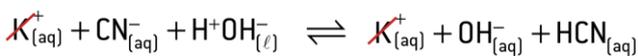


- KCN (sal normal ou neutro) em água dissocia-se, liberando K^+ e CN^- ;

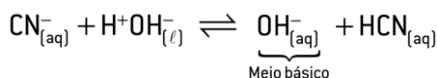
- H_2O encontra-se na forma molecular;

- KOH é uma base forte, prevalecendo na forma dissociada (K^+ e OH^-);

- HCN é um ácido fraco, prevalecendo na forma não ionizada.



Como o íon K⁺ aparece nos dois lados da equação, ele é denominado de **íon espectador** e não participa da equação global. Sendo assim, teremos:



tornando o meio básico (pH>7).

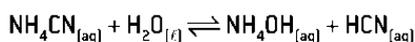
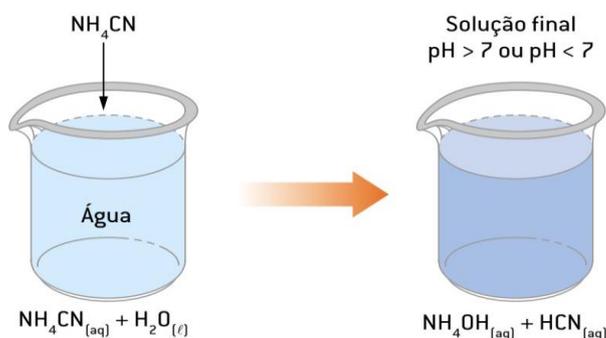
$$K_h = \frac{[HCN] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[CN^-] \cdot [H^+]} \rightarrow K_w \quad k_h = \frac{K_w}{K_a}$$

↓
1/K_a

Hidrólise Salina: NH₄CN (sal proveniente de base e ácido fracos)

Os sais provenientes de base fraca e ácido fraco: NH₄CN, CH₃COONH₄, NH₄F etc.

Dissolução do sal cianeto de amônio (NH₄CN):



Nessa equação de hidrólise:

- NH₄CN (sal normal ou neutro) em água dissocia-se, liberando NH₄⁺ e CN⁻;

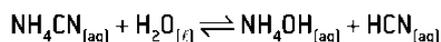
- H₂O encontra-se na forma molecular;

- Nesse caso, o meio pode ficar ácido, básico ou neutro;

- O meio será ácido (pH<7) se a constante de ionização do ácido formado for maior que a da base formada (K_a>K_b);

- O meio será básico (pH > 7) se a constante de ionização do ácido formado for menor que a da base formada (K_a < K_b);

- O meio será neutro (pH = 7) se a constante de ionização do ácido formado for igual à da base formada (K_a = K_b).



$$K_h = \frac{[NH_4OH] \cdot [HCN] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4^+] \cdot [OH^-] \cdot [CN^-] \cdot [H^+]} \rightarrow K_w$$

↓ ↓
1/K_b 1/K_a

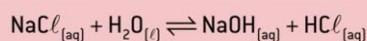
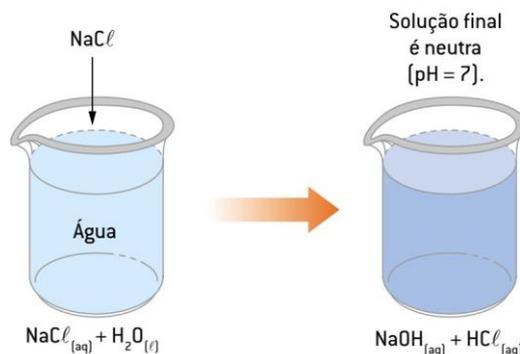
$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

Hidrólise Salina: NaCl (sal proveniente de base e ácido fortes)

São exemplos de sais provenientes de base forte e ácido

forte: NaCl, KCl, KBr, NaNO₃, CaCl₂, Ca(NO₃)₂, Na₂SO₄, NaClO₄ etc.

Veja a hidrólise do cloreto de sódio (NaCl) com a formação da base e do ácido dos quais ele é derivado:



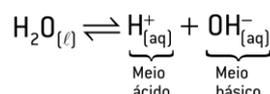
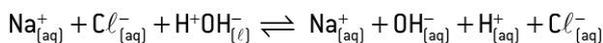
Nessa equação de hidrólise:

- NaCl (sal normal ou neutro) em água dissocia-se, liberando Na⁺ e Cl⁻;

- H₂O encontra-se na forma molecular;

- NaOH é uma base forte, prevalecendo na forma dissociada (Na⁺ e OH⁻);

- HCl é um ácido forte, prevalecendo na forma ionizada (H⁺ e Cl⁻).



Como a concentração de H⁺ é igual à de OH⁻, o meio é neutro (**pH = 7**). Nesse caso, falamos que o sal **não sofreu hidrólise**.

Hidrólise Salina: Resumo

Sal formado por ácido	Sal formado por base	Caráter da solução	Exemplos
Forte	Forte	Neutro	NaCl, KNO ₃
Forte	Fraca	Ácido	AlCl ₃ , NH ₄ Br
Fraca	Forte	Básico	Na ₂ CO ₃ , KCN
Fraca	Fraca	Definido pelo sal	NH ₄ CN, (NH ₄) ₂ CO ₃

Hidrólise Salina: Resumo

Ácido	Base	Solução	Hidrólise
Forte	Fraca	Ácida	$K_h = \frac{K_w}{K_b}$
Fraco	Forte	Básica	$K_h = \frac{K_w}{K_a}$
Fraco	Fraca	Neutra	$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$
Forte	Forte	Neutra	Não há hidrólise.

Físico – Química - Equilíbrio Iônico IV– Produto de solubilidade (PS, Kps ou Ks)

Kps Produto de solubilidade (PS, Kps ou Ks)

↓ Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis.

↓ Solubilidade é a máxima quantidade de soluto que pode ser dissolvido em certa quantidade de solvente, em função da temperatura do sistema.

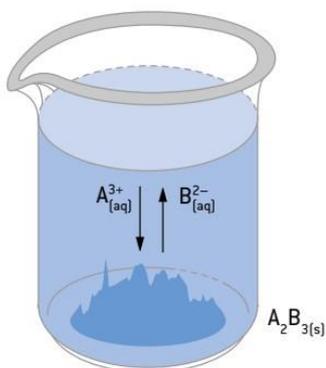
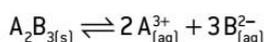
↓ Quando adicionamos, em uma mesma temperatura, uma quantidade de soluto maior que a solubilidade, ocorre a formação de um precipitado.

↓ Neste momento, temos um equilíbrio dinâmico entre a solução saturada e o precipitado.

Produto de solubilidade (PS, Kps ou Ks)

Suponha uma solução saturada do eletrólito A_2B_3 , **pouco solúvel**, em presença de seu **precipitado**.

O equilíbrio (heterogêneo) dinâmico dessa situação pode ser representado pela dissolução e dissociação do sólido:

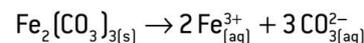
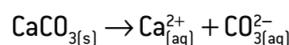
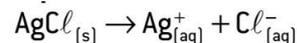


Se considerarmos que a velocidade de dissolução do sal é igual à velocidade de precipitação, teremos um equilíbrio dinâmico, que, para o caso de A_2B_3 , pode ser expresso pela equação a seguir:

$$K = [A^{3+}]^2 \cdot [B^{2-}]^3$$

produto de solubilidade (PS) = Kps ou Ks

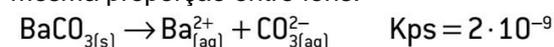
O **produto de solubilidade** é, portanto, o **produto das concentrações das quantidades em mol/L** dos íons existentes em uma solução **saturada**, em que **cada concentração é elevada a um expoente** igual ao respectivo coeficiente do íon na correspondente equação de dissociação.



A expressão do Kps só é utilizada para **soluções saturadas de eletrólitos pouco solúveis** (considerados muitas vezes insolúveis).

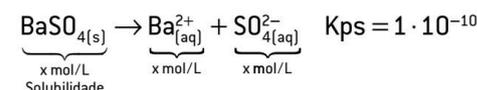
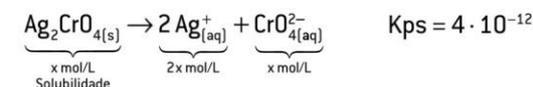
Como o Kps é uma constante de equilíbrio, ele varia com a temperatura.

Quanto mais solúvel for o eletrólito, maior será o valor do Kps; quanto menos solúvel for o eletrólito, menor será a concentração dos íons em solução e menor o valor do Kps, desde que as substâncias comparadas apresentem a mesma proporção entre íons.



Como apresentam a mesma proporção em íons (1 : 1), o $CaCO_3$ é mais solúvel que o $BaCO_3$, porque possui maior valor de Kps.

Quando as substâncias comparadas possuem **proporção em íons diferentes**, devemos, pelo valor de Kps, determinar a solubilidade de cada uma delas **separadamente e, depois, verificar a mais solúvel**.



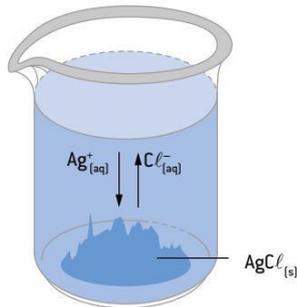
Nome	Fórmula	Produto de solubilidade
Cloreto de chumbo II	$PbCl_2$	$2 \cdot 10^{-5}$
Sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$9 \cdot 10^{-6}$
Hidróxido de cálcio	$Ca(OH)_2$	$4 \cdot 10^{-6}$
Carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$3 \cdot 10^{-9}$
Sulfato de bário	$BaSO_4$	$1 \cdot 10^{-10}$
Sulfeto de cádmio	CdS	$8 \cdot 10^{-27}$
Hidróxido de alumínio	$Al(OH)_3$	$1 \cdot 10^{-33}$
Sulfeto de cobre II	CuS	$4 \cdot 10^{-36}$
Hidróxido de ferro III	$Fe(OH)_3$	$4 \cdot 10^{-40}$
Sulfeto de bismuto	Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$

1. A solubilidade do $Pb(IO_3)_2$ é $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L a $25^\circ C$. Calcule o Kps desse sal.

2. Qual a solubilidade do $AgCl$, a $25^\circ C$, sabendo-se que o Kps do sal, a essa temperatura, é de $1,7 \cdot 10^{-10}$?

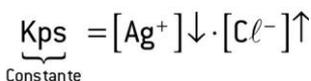
3. Experimentalmente, comprova-se que uma solução saturada de fluoreto de bário, em água pura, a $25^\circ C$, tem concentração em quantidade de matéria do íon fluoreto igual a $1,52 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Qual é o produto de solubilidade do fluoreto de bário?

Quando se adiciona a um equilíbrio uma quantidade de um íon já presente na solução, o resultado é o deslocamento de equilíbrio de forma a consumir o íon adicionado (princípio de Le Châtelier). Consideremos uma solução saturada de AgCl em equilíbrio dinâmico com seu respectivo precipitando.



Efeito do íon comum e solubilidade

O que irá ocorrer com esse sistema em equilíbrio se for adicionado NaCl , de acordo com o princípio de Le Châtelier?



Kps Efeito do íon comum e solubilidade

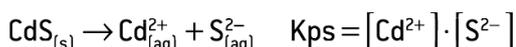
Partindo-se de um valor estabelecido do Kps de dado composto, é possível caracterizar as soluções em insaturadas, saturadas ou supersaturadas. Suponha que o valor do Kps de certo composto iônico AB_2 seja $2 \cdot 10^{-12}$ e que sua dissociação possa ser representada por:

Previsão das reações de precipitação em dada solução:

1. Quando $[\text{B}^{-}] \cdot [\text{A}^{2+}] < K_{ps}$, a solução será **insaturada**.
2. Quando $[\text{B}^{-}] \cdot [\text{A}^{2+}] = K_{ps}$, a solução será **saturada** (momento em que se inicia a precipitação).
3. Quando $[\text{B}^{-}] \cdot [\text{A}^{2+}] > K_{ps}$, a solução será **supersaturada**.

Como as soluções supersaturadas são extremamente instáveis, qualquer perturbação no sistema pode causar formação de **precipitado**.

Uma das formas de se analisar e tratar uma amostra de água contaminada com metais tóxicos como Cd(II) e Hg(II) é acrescentar à amostra sulfeto de sódio em solução aquosa ($\text{Na}_2\text{S(aq)}$), uma vez que os sulfetos desses metais podem se precipitar e ser facilmente removidos por filtração. Considerando-se os dados:



A) Explique, fundamentado nos valores de Kps, qual sal se precipitará primeiro ao se adicionar o sulfeto de sódio à amostra de água contaminada.

B) Suponha que a concentração de Cd^{2+} na amostra seja de $4,4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$. Calcule o valor da concentração de S^{2-} a partir da qual se inicia a precipitação de CdS (s).

Sal	Constantes do produto de solubilidade K_{ps} (mol/L) ² a 25 °C
CdS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
HgS	$1,6 \cdot 10^{-54}$

4. A solubilidade do iodeto de chumbo (II) é $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Calcule o seu produto de solubilidade.

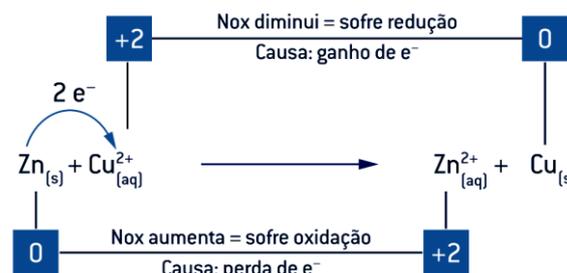
5. A solubilidade do AgCl a 18°C é $0,001435 \text{ g/L}$. Sabendo-se que a sua massa molar é $143,5 \text{ g/mol}$, qual será o seu produto de solubilidade, considerando-se a concentração iônica igual à concentração molecular?

- $1,0 \cdot 10^{-10}$
- $1,0 \cdot 10^{-5}$
- $1,5 \cdot 10^{-3}$
- $3,0 \cdot 10^{-3}$
- $6,0 \cdot 10^{-3}$

Físico – Química - Eletroquímica I

Conceito de oxirredução associado ao Nox

Oxidação é o aumento algébrico do Nox (perda de e^{-}).
Redução é a diminuição algébrica do Nox (ganho de e^{-}).



O Zn(s) sofreu oxidação, pois teve o seu Nox aumentado pelo fato de perder elétrons.

O $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ sofreu redução, pois teve o seu Nox diminuído pelo fato de ganhar elétrons.

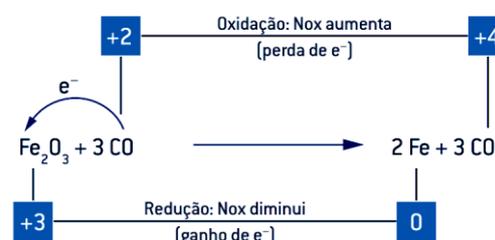
Agente oxidante: Recebe elétrons, **sofre redução** e seu **Nox diminui**.

Para que o elemento sofra redução, é necessário causar a oxidação de outro elemento, daí o nome oxidante.

Agente redutor: Cede elétrons, **sofre oxidação** e seu **Nox aumenta**.

Para que o elemento sofra oxidação, é necessário causar a redução de outro elemento, daí o nome redutor.

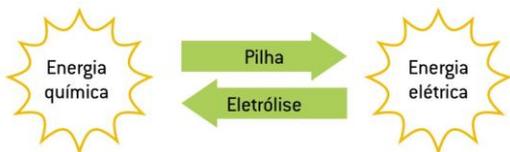
Conceito de oxirredução



$\text{Fe}^{3+} \Rightarrow$ sofreu redução, logo Fe_2O_3 é o agente oxidante.
 $\text{C}^{2+} \Rightarrow$ sofreu oxidação, logo CO é o agente redutor.

Pilhas e baterias

Eletroquímica é o ramo da química que estuda a transformação de energia química em elétrica (pilha) ou a conversão de energia elétrica em energia química (eletrólise).



Entende-se por **energia química** a energia potencial armazenada num dado composto químico e por **energia elétrica** o movimento ordenado de elétrons entre dois pontos que apresentam diferenças de potencial.

Numa pilha (cela galvânica ou voltaica), a corrente elétrica é produzida por uma reação de oxirredução, ou seja, elas ocorrem com transferências de elétrons.

Deposição metálica

fila das tensões eletrolíticas ou **fila de reatividade (ou menor nobreza)**.

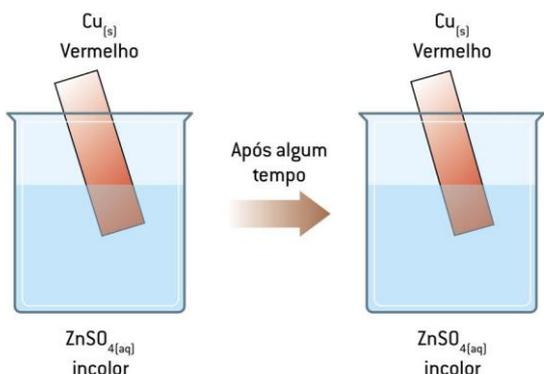
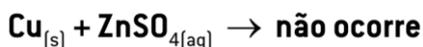


Pilhas e baterias Pilha de Daniell - Primeira experiência

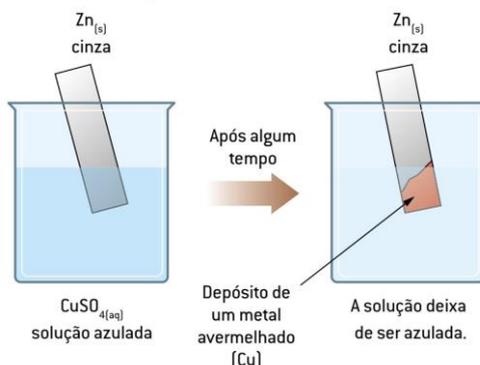
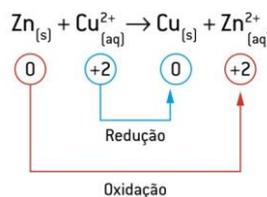
Uma lâmina de Cu(s) é mergulhada numa solução de $\text{ZnSO}_4(\text{aq})$.

Como o cobre é um metal nobre, ele é menos reativo do que o zinco que é um metal com maior tendência de doar elétrons.

Portanto, o cobre não consegue deslocar o Zn no ZnSO_4 .

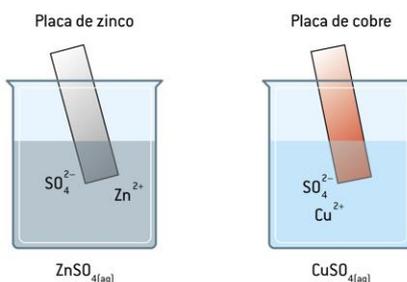


Segunda experiência uma lâmina de Zn(s) é mergulhada numa solução de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.

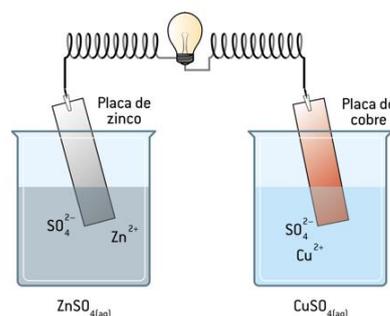


Pilha de Daniell - Montagem

1. Introduce-se uma placa de Zn(s) em uma solução de $\text{ZnSO}_4(\text{aq})$ e, em outro recipiente, uma placa de Cu(s) em uma solução de $\text{CuSO}_4(\text{aq})$.

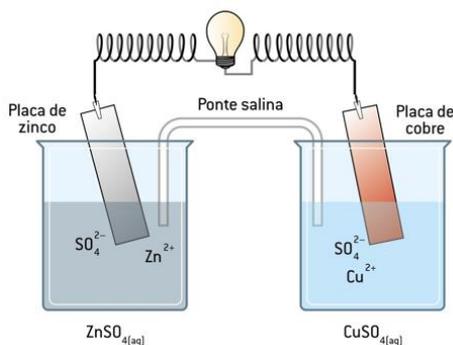


2. Aos eletrodos é acoplado um circuito elétrico externo.



A ponte salina, que conecta os compartimentos eletródicos sem permitir passagem de uma solução para a outra, consiste em um tubo de vidro curvado, contendo solução concentrada de um sal (geralmente, KNO_3 ou KCl) que não participa da reação, seja na reação eletroquímica, seja na formação de precipitados. A ponte serve para balancear as cargas das soluções, por meio da migração de íons de uma solução para outra, igualando o número de íons positivos e negativos e mantendo as duas soluções eletricamente neutras.

3. Adiciona-se uma ponte salina com KCl nas soluções para fechar o circuito.



Pilha de Daniell - Após a adição da ponte salina, observa-se que a lâmpada acende, comprovando a passagem da corrente elétrica.

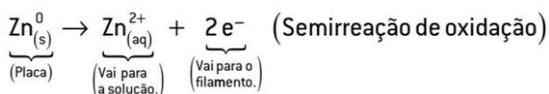
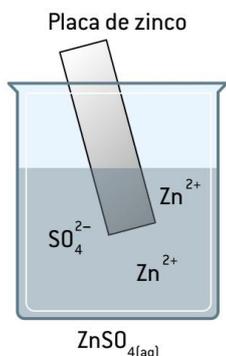
Observações

a. A palavra **eletrodo** significa “caminho para a corrente elétrica”. A corrente elétrica “caminha” do **polo negativo da pilha**, onde ocorre a oxidação, **para o polo positivo**, onde ocorre a redução.

b. Com a pilha de Daniell, é possível obter efeito luminoso, mas não precisamente acender lâmpadas, como mostrado na ilustração anterior.

Com o passar do tempo, nota-se que o eletrodo de zinco sofre corrosão (desgaste), reduzindo sua massa. Conseqüentemente, a concentração em mol/L de Zn^{2+} aumenta.

A semirreação de oxidação ou semirreação do redutor que explica essa observação pode ser representada por:



Com o passar do tempo, nota-se que o eletrodo de zinco sofre corrosão (desgaste), reduzindo sua massa. Conseqüentemente, a concentração em mol/L de Zn^{2+} aumenta.

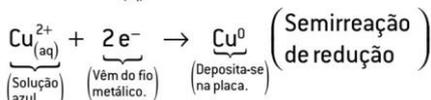
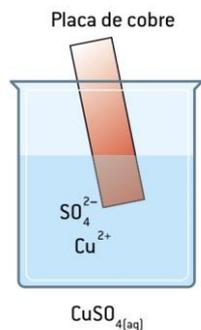
A semirreação de oxidação ou semirreação do redutor que explica essa observação pode ser representada por:

Esse eletrodo é denominado ânodo e é representado por uma carga negativa

O eletrodo de cobre aumenta de tamanho, ao sofrer deposição metálica, e a coloração azulada da solução de

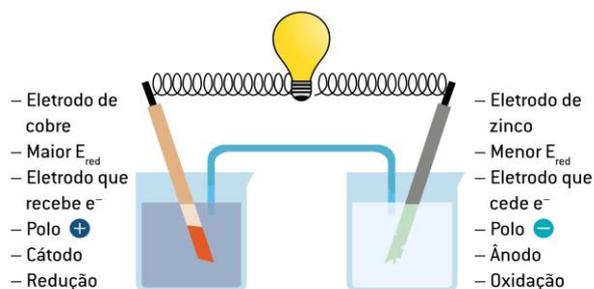
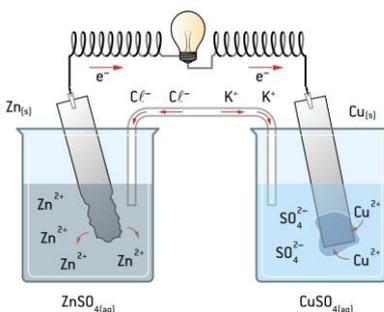
$CuSO_4$ diminui (por causa da redução dos íons Cu^{2+} em solução).

A semirreação de redução ou semirreação do oxidante que explica esse fenômeno pode ser representada por:

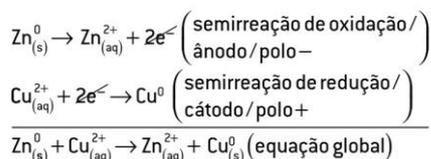


Esse eletrodo é denominado cátodo e é representado por uma carga positiva (+).

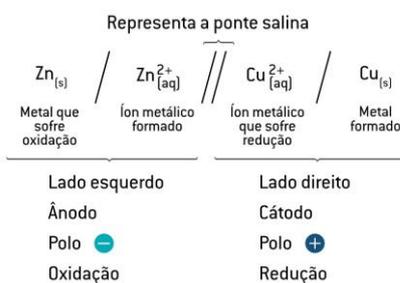
Pode-se perceber que os elétrons saem espontaneamente do eletrodo de zinco (mais reativo) e migram para o eletrodo de cobre (menos reativo).



Reação global da pilha



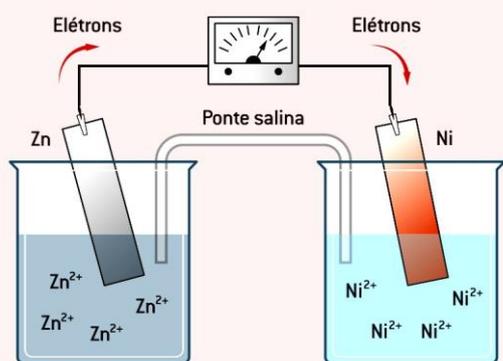
As pilhas ou células galvânicas são comumente representadas mediante uma notação simplificada chamada de diagrama da pilha.



Bizu: **oxidação** ocorre no **ânodo** (ambas as palavras começam com vogal) e **redução** ocorre no **cátodo** (ambas as palavras começam com consoantes).

D	O	N	A	P	O	R	C	A
I	X	E	N	S	E	Á	U	
M	I	G	O	I	D	T	M	
I	D	A	D	T	U	D	E	
N	A	T	O	I	V	Z	O	N
U		I		V				T
I		V		O				A
		O						

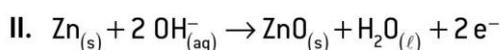
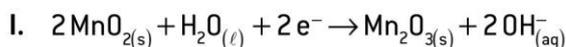
O esquema ilustra uma cela galvânica (pilha), ressaltando o sentido de movimentação dos elétrons.



4. Sobre essa pilha, responda às questões.

- Qual dos eletrodos é o ânodo? Qual é o cátodo?
- Qual dos eletrodos é o polo negativo? E o positivo?
- Qual é a espécie química que sofre oxidação? E a que sofre redução?
- Qual placa sofre corrosão?
- Em qual placa haverá deposição metálica?
- Equacione a semirreação anódica.
- Equacione a semirreação catódica.
- Equacione a reação global da pilha.
- Qual é o sentido de movimentação dos íons nas soluções aquosas e na ponte salina?

4. As pilhas alcalinas têm substituído com grande sucesso as tradicionais pilhas de zinco do tipo Leclanché. Uma das vantagens dessa nova pilha consiste no fato de não ocorrer a formação de gases durante os processos redox, eliminando-se, portanto, os riscos de explosões. As reações redox que ocorrem na pilha alcalina são expressas por:



- Identifique as reações catódica e anódica. Justifique sua resposta.
- Quais os números de oxidação do manganês e do zinco nas diferentes formas em que se fazem presentes nas reações?

5. Considere a pilha representada.



Assinale a afirmativa falsa.

- A reação de redução que ocorre na pilha é $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$.
- O eletrodo de cobre é o ânodo.
- A semirreação que ocorre no cátodo é $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.
- A reação total da pilha é: $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu}_{(s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$.
- Os elétrons migram do eletrodo de cobre para o eletrodo de platina.

Físico – Química - Eletroquímica II

Cálculo da voltagem (ΔE°) das pilhas

Voltagem é o valor da diferença de potencial (ddp) entre o polo positivo e o polo negativo de qualquer sistema elétrico. A unidade de medida dessa diferença é o **volt (V)**.

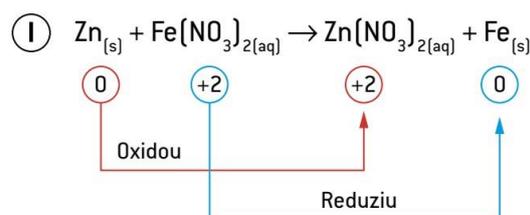
Definição de potencial

Ao montar uma pilha com dois eletrodos diferentes, observa-se que, em um deles, ocorre uma reação de redução (cátodo) e, em outro, uma reação de oxidação (ânodo).

Qual a explicação química para esse processo?

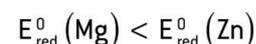
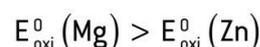
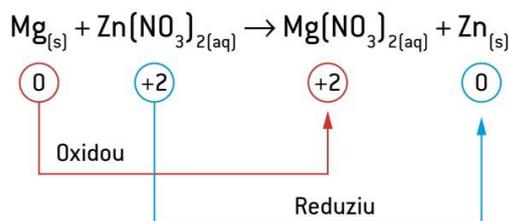
Potencial de redução (E°_{red}): é a tendência que certa substância possui de sofrer redução, ou seja, receber elétrons.

Potencial de oxidação (E°_{oxi}): é a tendência que certa substância possui de sofrer oxidação, ou seja, doar elétrons.



Potencial de oxidação E°_{oxi} do Zn é maior que o E°_{oxi} do Fe.

Por outro lado, o potencial de redução E°_{red} do ferro é maior que o E°_{red} do Zn.



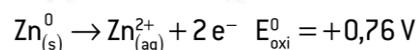
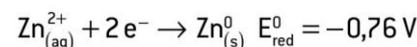
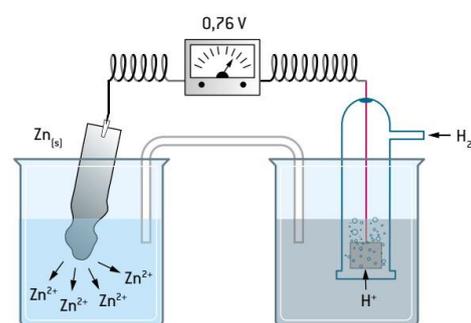
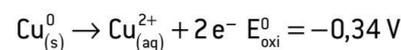
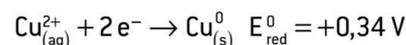
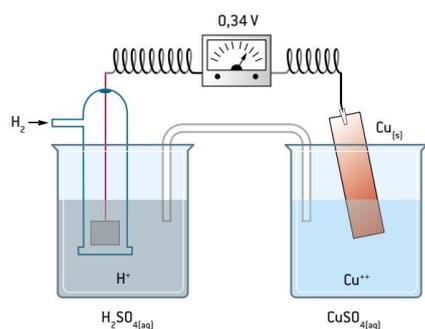
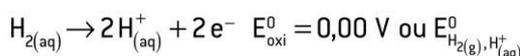
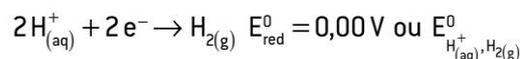
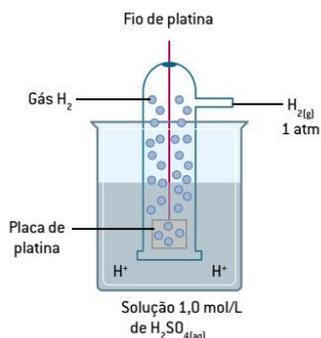
Observações

Cátodo: polo positivo da pilha, que recebe elétrons pelo circuito externo.

Ânodo: polo negativo da pilha, que emite elétrons pelo circuito externo.

O eletrodo-padrão de hidrogênio

o potencial de redução e o de oxidação das substâncias depende de um referencial. Foi adotado como padrão, em experimentos de eletroquímica, o potencial de redução do hidrogênio, atribuindo-lhe o valor de 0,00 V.



Sistema de redox	Forma reduzida	Forma oxidada
K^+ / K^0	K^0	K^+
$\text{Fe}^{+3} / \text{Fe}^{2+}$	Fe^{2+}	Fe^{3+}
F_2 / F^-	F^-	F_2
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	Cu^0	Cu^{2+}

Potencial de redução (E^0_{red})	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação (E^0_{oxid})
-3,04	Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	+3,04
-2,92	K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	+2,92
-2,90	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,90
-2,89	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,89
-2,87	Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,87
-2,71	Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	+2,71
-2,37	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,37
-1,66	Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	+1,66
-1,18	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+1,18
-0,83	$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	+0,83
-0,76	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,76
-0,74	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	+0,74
-0,48	S^{2-}	$\text{S} + 2\text{e}^-$	+0,48
-0,44	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,44
-0,28	Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,28
-0,23	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,23
-0,13	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,13
0,00	H_2	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,00
+0,15	Cu ⁺	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	-0,15
+0,34	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,34
+0,40	$2(\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-0,40
+0,52	Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	-0,52
+0,54	2I^-	$\text{I}_2 + 2\text{e}^-$	-0,54
+0,77	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	-0,77
+0,80	Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,80
+0,85	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,85
+1,09	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	-1,09
+1,23	H_2O	$2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-1,23
+1,36	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-1,36
+2,87	2F^-	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	-2,87

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO REDUTORA

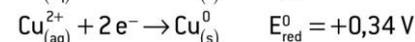
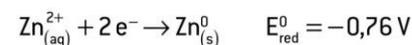
Cálculo da voltagem, ddp ou (ΔE^0) das pilhas

A diferença de potencial (ddp ou ΔE^0) ou força eletromotriz (fem) de uma pilha-padrão é calculada por meio dos potenciais de oxidação e redução dos eletrodos:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{oxi}} + E^0_{\text{red}}$$

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{red. maior}} - E^0_{\text{red. menor}}$$

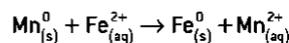
$$\Delta E^0 = E^0_{\text{oxi. maior}} - E^0_{\text{oxi. menor}}$$



Note que a ddp das pilhas sempre possui valores positivos, caracterizando uma reação espontânea. A reação espontânea não poderá ocorrer se não houver circulação dos elétrons entre o ânodo e o cátodo, através do circuito externo.

Perceba também que o valor de E^0 não deve ser alterado, mesmo que os coeficientes da reação tenham sido.

1. Em condições-padrão, uma pilha fundamentada na reação apresenta uma força eletromotriz igual a:



Dados



a. +1,62 V

b. -1,62 V

c. +0,74 V

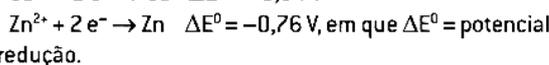
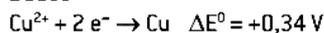
d. -0,74 V

e. +0,37 V

2) Para montar uma pilha, dispõe-se dos materiais e dos dados.

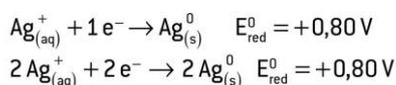
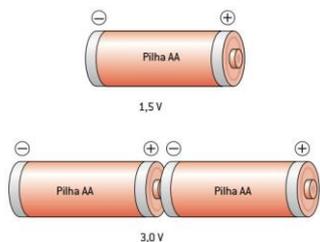
- Materiais:**
- uma lâmina de cobre
 - dois béqueres
 - uma lâmina de zinco
 - um fio condutor
 - solução de CuSO_4 a 1 mol/L
 - uma ponte contendo KNO_3
 - solução de ZnSO_4 a 1 mol/L

Dados

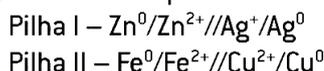


- Faça um desenho esquematizado da pilha e escreva sua notação simplificada.
- Indique o sentido dos elétrons do fio.
- O que ocorre com as massas dos metais Zn e Cu?
- Calcule a ddp da pilha.
- Qual a função da ponte salina?

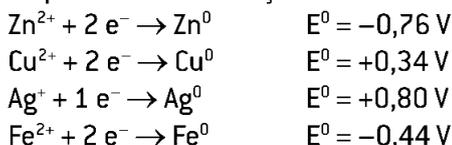
O potencial-padrão de redução E^0_{red} é uma propriedade intensiva da matéria, ou seja, não depende da massa do eletrodo. Ao multiplicar certa semirreação, as quantidades de reagentes e produtos aumentam, porém, o **potencial-padrão de redução fica inalterado**.



3) Considere as pilhas:



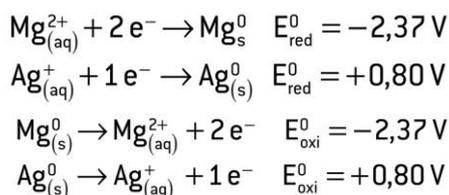
Os potenciais de redução de cada eletrodo são:



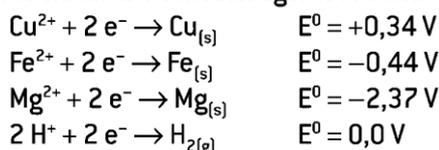
Com relação a essas pilhas, faça o que se pede.

- Qual pilha possui o maior ΔE^0 ?
- Qual é o cátodo da pilha I e qual é o ânodo da pilha II?
- Foi feita uma associação em série utilizando duas pilhas do tipo I e três pilhas do tipo II. Determine a diferença de potencial nesta associação.

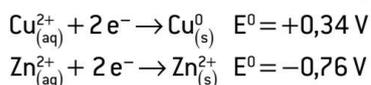
Por meio dos potenciais-padrão de redução E^0_{red} , é possível determinar a força de um oxidante e a força de um redutor. Observe os potenciais de redução:



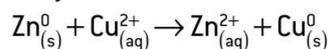
De acordo com os potenciais de redução, indique o melhor agente oxidante e o melhor agente redutor.



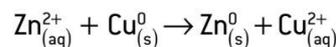
Espontaneidade de uma reação



Reação I:



Reação II



$$\Delta E^0 = E_{redução} + E_{oxidação}$$

$$\Delta E^0 = +0,34 \text{ V} + 0,76 \text{ V}$$

$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V} \quad (\Delta E^0 > 0 \Rightarrow \text{reação espontânea})$$

$$\Delta E^0 = E_{redução} + E_{oxidação}$$

$$\Delta E^0 = -0,76 \text{ V} - 0,34 \text{ V}$$

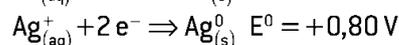
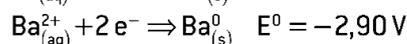
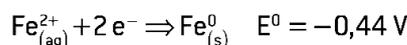
$$\Delta E^0 = -1,10 \text{ V} \quad (\Delta E^0 < 0 \Rightarrow \text{reação não espontânea})$$

Se $\Delta E^0 > 0$, a reação é espontânea no sentido indicado e não espontânea no sentido oposto.

Se $\Delta E^0 < 0$, a reação é não espontânea no sentido indicado e espontânea no sentido oposto.

Se $\Delta E^0 = 0$, a reação está equilibrada e não há corrente fluindo no circuito.

4) São dadas as seguintes semirreações e os respectivos potenciais-padrão de redução:



Escreva uma equação química total que represente:

- uma reação espontânea;
- uma outra reação não espontânea.

Espcex (Aman) 2015) Uma pilha de zinco e prata pode ser montada com eletrodos de zinco e prata e representada, segundo a (IUPAC), pela notação $\text{Zn}_{(s)} / \text{Zn}^{2+}_{(aq)} \text{ 1 mol/L} // \text{Ag}^+_{(aq)} \text{ 1 mol.L}^{-1} / \text{Ag}_{(aq)}$. As equações que representam as semirreações de cada espécie e os respectivos potenciais padrão de redução (25°C e 1 atm) são apresentadas a seguir.



Com base nas informações apresentadas são feitas as afirmativas abaixo.

I. No eletrodo de zinco ocorre o processo químico de oxidação.

II. O cátodo da pilha será o eletrodo de prata.

III. Ocorre o desgaste da placa de zinco devido ao processo químico de redução do zinco.

IV. O sentido espontâneo do processo será $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}^0 \rightarrow \text{Zn}^0 + 2 \text{Ag}^+$

V. Entre os eletrodos de zinco e prata existe uma diferença de potencial padrão de 1,56 V. Estão corretas apenas as afirmativas

Alternativas

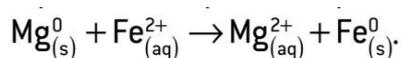
- A) I e III.
 B) II, III e IV.
 C) I, II e V.
 D) III, IV e V.
 E) IV e V.

Proteção de um metal utilizando um metal de sacrifício (proteção catódica)

A proteção catódica consiste em utilizar um metal que perde elétrons com facilidade para proteger outro metal, cuja integridade nos interessa. O metal que perde os elétrons é denominado de metal de sacrifício.

Suponha que se deseje proteger uma tubulação de ferro $E^{\circ}_{\text{oxi}} = +0,44\text{V}$. Um dos metais de sacrifício mais utilizados para essa proteção é o magnésio $E^{\circ}_{\text{oxi}} = +2,37\text{V}$.

Quando o ferro perde elétrons numa corrosão, o magnésio oxida, devolvendo os elétrons para o ferro. A equação que representa tal processo pode ser escrita da seguinte maneira:



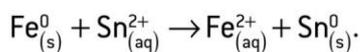
Proteção de um metal utilizando um metal de sacrifício (proteção catódica)

latas de aço (Fe + C) são revestidas com estanho puro e uma película de verniz, para dificultar a corrosão das latas que estarão em contato com os alimentos.

Além de possuir alta resistência e maleabilidade, a folha de flandres é incorporada ao aço para obter mais rigidez,

Sn $E^{\circ}_{\text{red}} = -0,14\text{V}$

Fe $E^{\circ}_{\text{red}} = -0,44$.



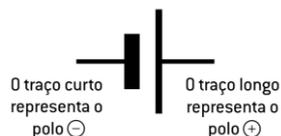
Físico – Química - Eletroquímica III - Eletrólise

Eletrólise

As células voltaicas são fundamentadas nas reações de oxirredução espontâneas. **Contrariamente, a eletrólise é um processo inverso ao da pilha**, ou seja, utiliza a **energia elétrica para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea** pela neutralização da carga de íons e pela **obtenção de substâncias de interesse comercial**.

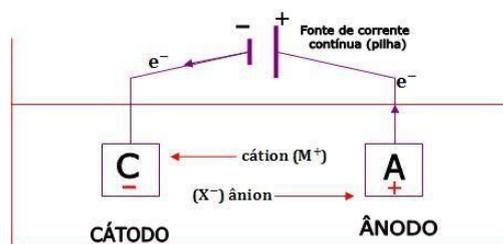
É o processo de forçar a ocorrência de uma reação de oxirredução não espontânea com o uso de uma corrente elétrica (contínua), a qual é obtida por meio de um **gerador externo**.

O **recipiente** em que se realiza a eletrólise recebe o nome de célula eletrolítica ou **cuba eletrolítica**. O arranjo dos **componentes**, na célula eletrolítica, é **diferente do arranjo da célula galvânica**.



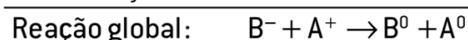
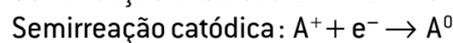
Componentes	Célula galvânica	Célula eletrolítica
Reação	Espontânea [$\Delta E^{\circ} > 0$]	Não espontânea [$\Delta E^{\circ} < 0$]
Eletrólitos	Geralmente dois tipos	Apenas um tipo
Eletrodos	Em recipientes separados (ponte salina ou membrana semipermeável). Sofrem oxidação e redução.	No mesmo recipiente Geralmente inertes
Polo negativo	Ânodo [sofre oxidação]	Cátodo [sofre redução]
Polo positivo	Cátodo [sofre redução]	Ânodo [sofre oxidação]

Para ocorrer a eletrólise, é necessário que os íons tenham liberdade de movimento — existem duas formas de produzir íons livres por um eletrólito: aquecendo-o até a fusão (eletrólise ígnea) ou dissociando-o em água (eletrólise em solução aquosa).

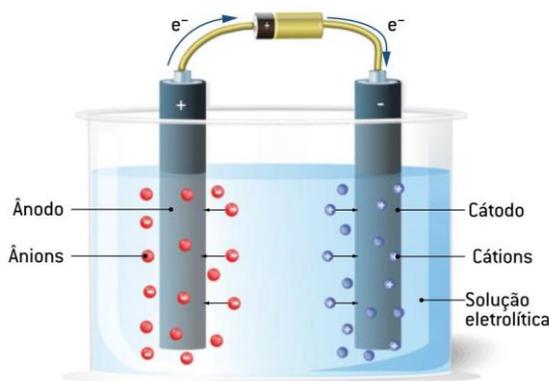


Funcionamento da eletrólise

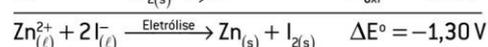
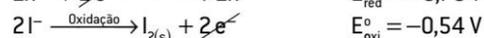
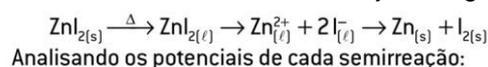
Os íons negativos são atraídos pelo **polo positivo** (ânodo), no qual irão perder elétrons (oxidação). Os elétrons cedidos pelo polo positivo migram, pelo circuito externo, até o **polo negativo** (cátodo). Lá, estes serão “recebidos” pelos íons positivos (redução).



Para que ocorra a eletrólise, é necessária a presença de íons livres.



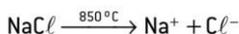
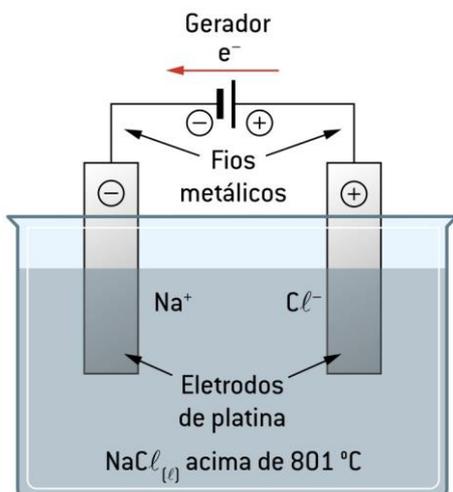
Por exemplo, em uma situação hipotética, temos como objetivo obter zinco metálico e iodo sólido por meio da eletrólise do iodeto de zinco. Veja, a seguir, esta reação



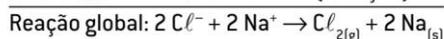
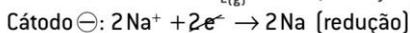
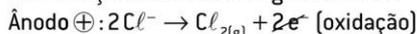
Eletrólise ígnea

Na **eletrólise ígnea** (do latim *ignis*, que significa “fogo”), o eletrólito (composto iônico) é colocado em uma cuba eletrolítica e aquecido a elevadas temperaturas até ocorrer a fusão desse composto.

Nessa fusão, íons são liberados em um processo denominado **dissociação**. Logo em seguida, um gerador é acoplado a dois eletrodos e conectado ao sistema em que ocorre a eletrólise.

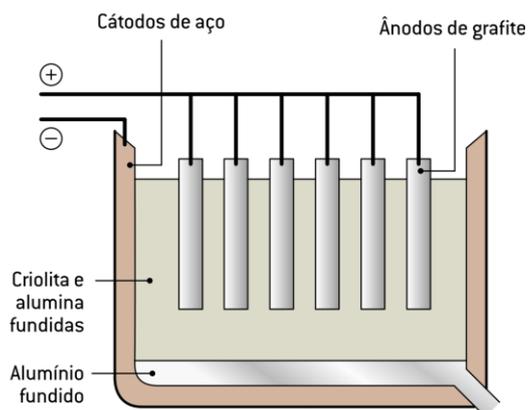
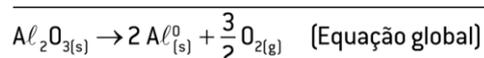
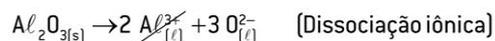


Semirreações da eletrólise ígnea do NaCl



De forma geral, os cátions sofrem redução, originando elementos químicos na forma metálica, e os ânions sofrem oxidação, produzindo ametais na forma elementar, como $\text{Cl}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$, $\text{I}_{2(l)}$ e $\text{Br}_{2(l)}$, respectivamente, a partir de Cl^- , O^{2-} , I^- e Br^- .

Eletrólise ígnea

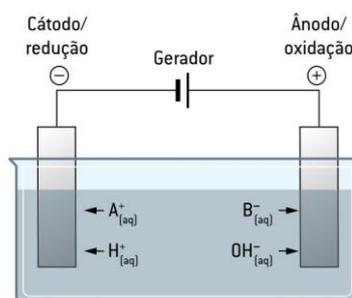
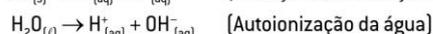


Analise as afirmações a respeito da eletrólise ígnea do CaF_2 e assinale a **incorreta**.

- A redução ocorre no polo negativo, com formação de cálcio.
- A oxidação ocorre no polo positivo, com formação de gás flúor.
- O cálcio deposita-se no cátodo.
- O gás flúor deposita-se no cátodo.
- O gás flúor deposita-se no ânodo.

Eletrólise em solução aquosa

Na eletrólise em solução aquosa, um eletrólito é dissolvido em água (ocorrendo ionização ou dissociação), gerando íons livres e possibilitando que este processo ocorra.



Como podemos observar na figura, os cátions (H^+ e A^+) são atraídos para o polo negativo da cuba eletrolítica (cátodo), e os ânions (B^- e OH^-) são atraídos para o polo positivo (ânodo).

Observamos, então, uma “competição” entre os cátions e os ânions, pois ambos sofrem descargas em seus respectivos eletrodos.

Semirreação catódica (redução dos cátions)

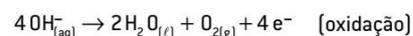
Se o potencial de redução de H^+ ($E^{\circ}_{\text{red}} = 0,00 \text{ V}$) for maior que o potencial de redução do cátion A^+ , o hidrogênio terá preferência a sofrer redução no cátodo, formando gás hidrogênio (H_2).



Caso contrário, o cátion A^+ sofrerá redução, deixando o íon H^+ na solução.

Semirreação anódica (oxidação dos ânions)

Suponha, no exemplo anterior, que B^- seja menos eletronegativo que OH^- . Logo, B^-



perderá elétrons mais facilmente que o ânion OH^-

Se o ânion hidroxila (OH^-) sofre oxidação, a semirreação que representa tal processo está apresentada a seguir:

- Metais alcalinos (Li⁺, Na⁺, K⁺...)
- Metais alcalinoterrosos (Be²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺...)
- Alumínio (Al³⁺)

H⁺

- Demais metais (Mn²⁺, Zn²⁺, Fe²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Ag⁺, Hg²⁺, Au³⁺...)

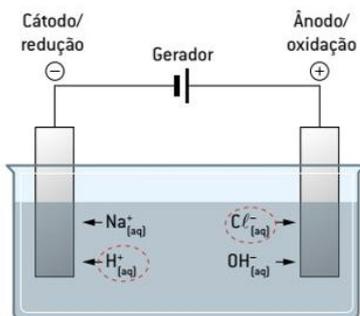
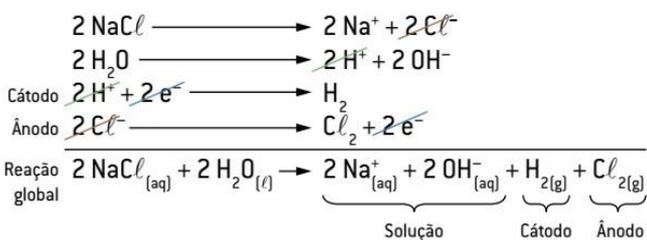
Facilidade de descarga crescente

- Ânions oxigenados (NO₃⁻, SO₄²⁻, CO₃²⁻)
- Fluoreto (F⁻)

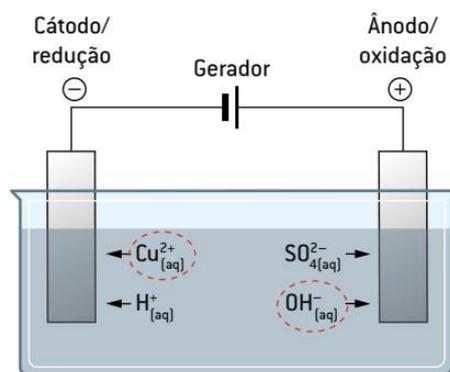
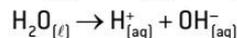
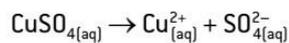
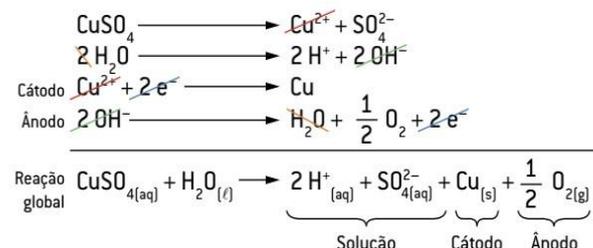
OH⁻

- Ânions não oxigenados (Cl⁻, Br⁻, I⁻)
- Hidrogeno-sulfato (HSO₄⁻)

	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H ⁺ e Na ⁺	Cl ⁻ e OH ⁻
Facilidade de descarga	H ⁺ > Na ⁺	Cl ⁻ > OH ⁻
Semirreação	Redução 2 H ⁺ + 2 e ⁻ → H ₂	Oxidação 2 Cl ⁻ → Cl ₂ + 2 e ⁻
Íons presentes na solução	Na ⁺	OH ⁻



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu ²⁺ e H ⁺	OH ⁻ e SO ₄ ²⁻
Facilidade de descarga	Cu ²⁺ > H ⁺	OH ⁻ > SO ₄ ²⁻
Semirreação	Redução Cu ²⁺ _(aq) + 2 e ⁻ → Cu _(s)	Oxidação 2 OH ⁻ _(aq) → H ₂ O _(l) + 1/2 O _{2(g)} + 2 e ⁻
Íons presentes na solução	H ⁺	SO ₄ ²⁻



- Escreva a equação global da eletrólise de uma solução aquosa de ácido bromídrico.

- Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto de potássio.

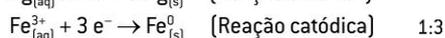
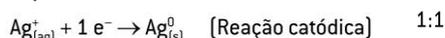
Físico – Química - Eletroquímica IV – Estequiometria da Eletrólise

O físico e químico inglês **Michael Faraday**, por meio de seus trabalhos em eletrólise, formulou uma lei quantitativa (lei de Faraday da eletrólise) que determinava as quantidades de substâncias formadas nos eletrodos de uma eletrólise pela quantidade de elétrons que circulava na cuba eletrolítica.

Segundo Faraday, “o número de produto formado em uma dada eletrólise é estequiometricamente equivalente ao número de mols de elétrons fornecidos.”

Estequiometria da eletrólise

Segundo Faraday, “o número de mols de produto formado em uma dada eletrólise é estequiometricamente equivalente ao número de mols de elétrons fornecidos”.



Cálculo da quantidade de elétrons num sistema eletroquímico

Sabe-se que **um elétron** que atravessa um circuito transporta uma carga de **1,6023 · 10⁻¹⁹ C**.

Se **x elétrons** atravessarem o mesmo circuito, eles transportarão uma carga de **x · 1,6023 · 10⁻¹⁹ C**.

Assim, para 1 mol de elétrons, obteremos:

$$\mathbf{x = 96\ 506\ C/mol \text{ (Constante de Faraday)}}$$

Quando 1 mol de elétrons atravessa um circuito, ele transporta a carga de **96 500 C**. Esta carga é denominada **1 faraday = 96 500 coulombs/mol**

6,023 · 10²³ e⁻ (1 mol de elétrons) transportam – 96 500 C – 1 F (Faraday)

A carga elétrica que atravessa o circuito pode ser calculada da seguinte maneira:

$$\mathbf{Q_{(c)} = i_{(A)} \cdot t_{(s)}}$$

Em que:

Q = carga elétrica expressa em coulomb (símbolo C)

i = intensidade de corrente elétrica medida em amperes (símbolo A) t = tempo medido em segundos (símbolo s)

1. O cobre metálico, para ser utilizado como condutor elétrico, precisa ser muito puro, o que se consegue por via eletrolítica.

Nesse processo, os íons Cu^{2+} são reduzidos, no cátodo, a cobre metálico, ou seja:



Qual é a massa de cobre que se obtém por mol de elétrons que atravessa a cuba eletrolítica?

2. Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período, sabe-se que 0,3275 g do zinco metálico presente na pilha se desgastou, produzindo uma corrente constante de 0,322 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos?

Dados Massa atômica do Zn = 65,5 u; $F = 96\,500\text{ C}$

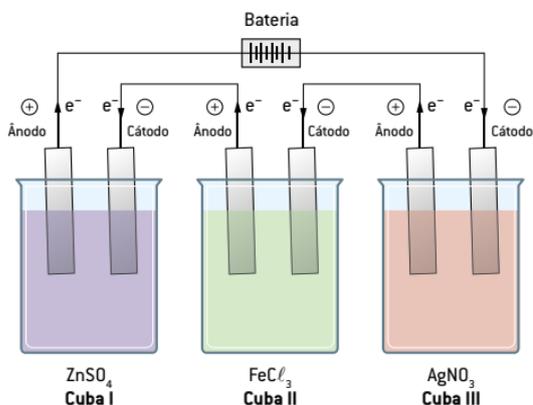
3. Passa-se uma corrente elétrica de 10 A em uma célula eletrolítica contendo AgNO_3 , durante 1 hora, 6 minutos e 4 segundos, havendo deposição de Ag no cátodo. Qual é a massa de Ag depositada, em gramas?

Dados: Ag = 108 u; $F = 96\,500\text{ C}$

Quando as cubas eletrolíticas estão ligadas em série, as quantidades de elétrons que circulam nessas cubas são iguais; conseqüentemente, a carga elétrica em cada cuba é a mesma.

Considere três sistemas eletrolíticos ligados em série, contendo soluções aquosas de ZnSO_4 , FeCl_3 e AgNO_3 , respectivamente,

Supondo que, em um dado intervalo de tempo, a carga que passou nessas três cubas em série foi de 6 F (Faraday), - determine o número de mols de metal que se depositará no cátodo em cada cuba.



Foi feita uma eletrólise de duas soluções aquosas ligadas em série, uma contendo sulfato de cobre II (CuSO_4) e outra, nitrato de prata (AgNO_3). Nessa eletrólise, uma corrente elétrica de 1,93 A atravessou o sistema durante o intervalo de tempo de 1 hora. Determine a massa dos

metais depositada no cátodo de cada cuba. **Dados:** Cu = 63,5 u; Ag = 108 u; $1 F = 96\,500\text{ C}$

4. **EsPCEX 2018** - No ano de 2018, os alunos da EsPCEX realizaram, na aula prática de laboratório de química, um estudo sobre revestimento de materiais por meio da eletrólise com eletrodos ativos, visando ao aprendizado de métodos de proteção contra corrosão.

Nesse estudo, eles efetuaram, numa cuba eletrolítica, o cobreamento de um prego, utilizando uma solução de sulfato de cobre II e um fio de cobre puro como contra-eletrodo. Para isso, utilizaram uma bateria como fonte externa de energia, com uma corrente contínua de intensidade constante de 100 mA e gastaram o tempo de 2 minutos.

Considerando-se não haver interferências no experimento, a massa aproximada de cobre metálico depositada sobre o prego foi de Dados: massa molar do cobre = 64 g · mol⁻¹; 1 Faraday = 96500 C · mol⁻¹.

A) 6,50 mg.

B) 0,14 mg.

C) 20,42 mg.

D) 12,01 mg.

E) 3,98 mg.

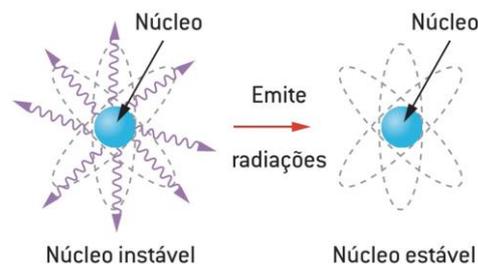
Físico – Química - Radioatividade I

Radioatividade

A radioatividade é o fenômeno pelo qual um núcleo de **um átomo energeticamente instável** emite espontaneamente mais energia, numa reação nuclear denominada **decomposição radioativa ou decaimento**, transformando-se em um **núcleo mais estável e liberando partículas subatômicas**.

As substâncias emitidas pelo núcleo são classificadas como **radiações**. Essas emissões são chamadas coletivamente de **radiações ionizantes**.

O fenômeno da radioatividade é exclusivamente nuclear.



Henry Becquerel - 1886, um ano após a descoberta dos raios X (formados por fótons), ao investigar a fluorescência, um novo tipo de radiação de alta energia de um sal que continha minerais de urânio, quando irradiados com a luz solar. Becquerel observou que essa nova radiação era capaz de escurecer uma chapa fotográfica. que mais o intrigou foi que a chapa estava protegida da luz por uma cobertura. Assim, Becquerel concluiu que a radiação emitida pela amostra de urânio não requer estimulação externa.

Posteriormente, em 1898, Marie Sklodowska Curie e Pierre Curie, na Universidade de Sourbone, continuaram os estudos sobre a radioatividade e, em um curto tempo, descobriram novos átomos radioativos, o polônio e o rádio, ao analisarem a composição de um mineral de urânio denominado pechblenda.

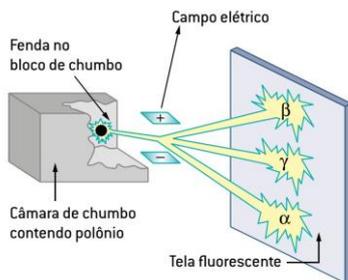
Pechblenda liberava radiação a uma velocidade quatro vezes maior do que se calculava com base no conteúdo de urânio.

O prêmio Nobel de Física, em 1903, foi concedido conjuntamente a Becquerel e ao casal Curie pela descoberta realizada.

Emissões radioativas

Uma reação nuclear é um processo no qual o núcleo de um átomo sofre alguma alteração.

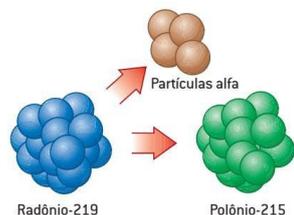
Assim, num experimento realizado por Ernest Rutherford, foi colocado um elemento radioativo em uma cavidade de um bloco de chumbo e, aplicando-se em sua abertura um campo elétrico, observou-se que, quando o feixe radioativo passava entre as duas placas carregadas eletricamente, as quais foram denominadas, por ordem cronológica de descobrimento:



Tipos de radiações

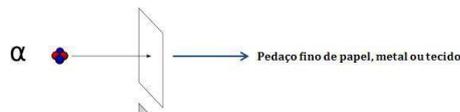
Radiação alfa (α)

Consiste em um feixe de partículas carregadas positivamente (partículas alfas) com carga 2+ e massa 4 na escala de massa atômica, que se refere a dois prótons e dois nêutrons. Essas partículas são idênticas aos núcleos dos átomos de hélio ${}^2_2\text{He}^4$ ou seja, são compostas por dois prótons e dois nêutrons.



Em virtude de uma massa e um volume relativamente elevados, essas partículas são emitidas com velocidade inferior a 20 000 km/s e percorrem 2,5 cm no ar. Têm pequeno poder de penetração; por isso, quando atravessam uma camada de ar, perdem rapidamente sua energia pela colisão com as moléculas de ar, sendo, por esse motivo, retidas em poucos centímetros.

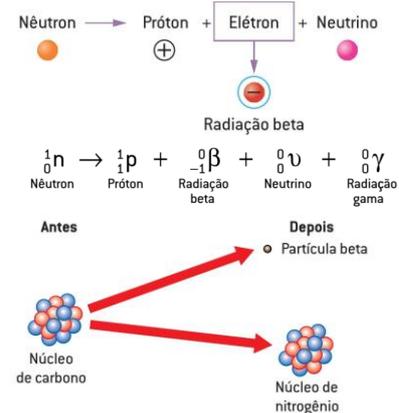
A radiação alfa pode ser interceptada por uma simples folha de papel, ou mesmo pela camada de células mortas da superfície da pele



Radiação beta (β)

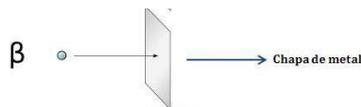
A radiação beta é constituída por um feixe de partículas (menores que as partículas alfa) carregadas negativamente (partículas beta), idênticas, em propriedades, aos elétrons.

A emissão de uma partícula beta (massa = 0 e carga = -1) aumenta a instabilidade do núcleo (que passará a contar com maior tensão entre os prótons), o que promove a de um nêutron (massa = 1 e carga = 0) remanescente em um próton, um neutrino e outra partícula beta



A partícula beta é cerca de sete mil vezes mais leve que a partícula alfa e sua velocidade de propagação pode chegar a 95% da velocidade da luz, fato que lhe proporciona maior poder de penetração.

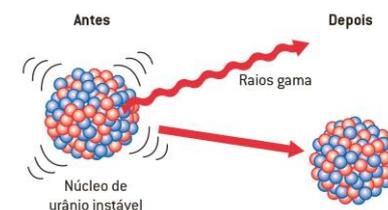
Essa partícula é capaz de atravessar uma folha de papel, porém é interceptada por uma fina placa de chumbo. A radiação beta atravessa a camada superficial da pele, podendo causar queimaduras, mas sem atingir os órgãos internos.



Radiação gama (γ)

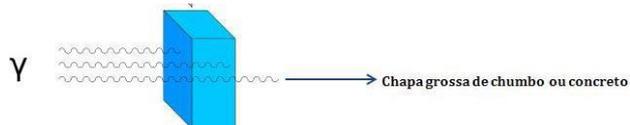
Consiste em fótons de energia, de comprimento de onda muito curto ($\gamma = 0,0005$ a $1,0$ nm). A emissão de radiação gama acompanha a maioria dos processos radioativos.

Um núcleo excitado, resultante de uma emissão alfa ou beta, libera um fóton (onda eletromagnética) e passa para um nível de energia mais baixo e mais estável.

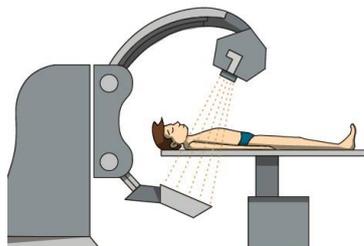
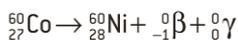


Por causa de sua grande energia e pela ausência de massa, essa radiação tem um elevadíssimo poder de penetração. Atravessa facilmente a folha de papel, a placa de chumbo e até a chapa de aço.

Somente uma parede de chumbo ou um espesso bloco de concreto são capazes de detê-la. A radiação gama passa facilmente através do corpo humano, causando danos irreparáveis às células.



Quando convenientemente dosada, a radiação gama pode ser utilizada para tratar algumas espécies de câncer, pois consegue destruir alguns tipos de células cancerosas.



Radiação – Alfa

Representação: ${}_{2}^4\alpha$ ou ${}_{2}^4\text{He}$

Características: Partículas formadas por 2 prótons e 2 nêutrons (núcleo de He).

Carga: +2

Poder de ligação: Muito pequeno. Penetra na pele até 0,05 cm.

É retida por 1 folha de papel.

Radiação – Beta

Representação: ${}_{-1}^0\beta$

Características: Emitidos pelos núcleos. Surgem da desintegração de 1 nêutron.

Carga: -1

Poder de ligação: Pequeno. Penetra até 1,5 cm. Uma chapa de Al de 0,6 cm de espessura a detém.

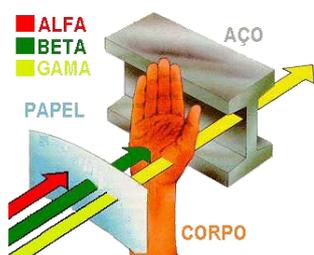
Radiação – Gama

Representação: ${}_{0}^0\gamma$

Características: Ondas eletromagnéticas.

Carga: 0

Poder de ligação: Alto, penetra 4 cm no chumbo.



Leis da radioatividade

São duas leis que regem as desintegrações por emissão de partículas alfa ou beta, estabelecidas em 1913 pelo químico inglês Frederick Soddy e pelo químico polonês Kasimir Fajans.

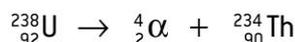
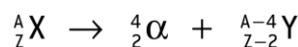
Primeira lei da radioatividade (Lei de Soddy), emissão de partículas alfa (α).

Segunda lei da radioatividade (Lei de Soddy, Fajans e Russel), emissão de partículas beta (β).

Primeira lei da radioatividade (Lei de Soddy), emissão de partículas alfa (α)

Emissão α : quando um núcleo radioativo emite uma partícula α , **seu número atômico diminui em duas unidades** e seu número de **massa diminui em quatro unidades**.

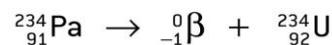
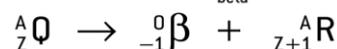
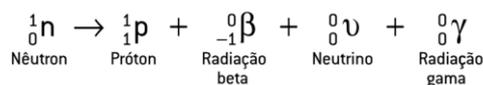
Ao observá-lo na Tabela Periódica, percebe-se que esse elemento químico “caminha” duas casas para a esquerda no mesmo período.



Segunda lei da radioatividade (Lei de Soddy, Fajans e Russel), emissão de partículas beta (β)

Emissão β : quando um núcleo radioativo emite uma partícula β , **o seu número atômico aumenta uma unidade** e o seu **número de massa permanece constante**. A tendência natural é que esse tipo de emissão ocorra quando o número de nêutrons for muito maior que o número de prótons. Nesse evento, o elemento químico “caminha” uma casa para a direita na Tabela Periódica.

Genericamente, pode ser representado por:



1. O elemento radioativo natural ${}_{90}\text{Th}^{232}$, após uma série de emissões alfa e beta, isso é, por decaimento radioativo, converte-se em um isótopo não radioativo, estável, do elemento chumbo, ${}_{82}\text{Pb}^{208}$. O número de partículas alfa e beta, emitidas após o processo, é, respectivamente de:

- 5 e 2.
- 5 e 5.
- 6 e 4.
- 6 e 5.
- 6 e 6.

Físico – Química - Radioatividade II – Cinética das Radiações

Radioatividade

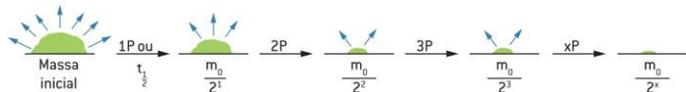
A radioatividade é um fenômeno estudado estatisticamente.

Isso significa que não é possível prever quanto tempo determinado átomo levará para desintegrar-se emitindo partículas ${}^4_2\alpha$ ou ${}^0_{-1}\beta$, mas é possível determinar o tempo em que amostra desses átomos vai se desintegrar, pela média das emissões de cada átomo.

Tempo de meia-vida ou período de semidesintegração (P ou t 1/2)

Define-se como o intervalo de tempo necessário para que **metade dos átomos radioativos** presentes numa amostra de um material radioativo **se desintegre**.

A meia-vida é uma propriedade inerente de todo material radioativo; isso quer dizer que todos os elementos radioativos podem ser estudados considerando que sua desintegração ocorre a uma **taxa constante**.



Cada período de meia-vida que se passa, a massa de material radioativo que permanece na amostra diminui pela metade.

Pode-se determinar a massa resultante desse processo, em qualquer momento, pela seguinte equação:

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

m = massa final da amostra após x períodos de meia-vida.

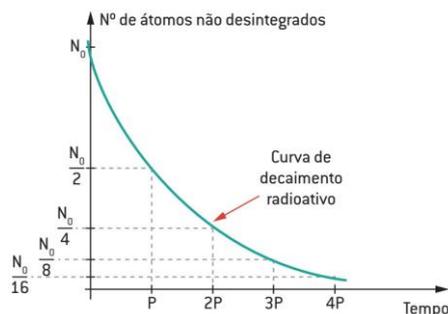
m₀ = massa inicial da amostra.

x = número de períodos de semidesintegração.

$$t = x \cdot P \quad (t = \text{tempo total})$$

em que **P** é o tempo de meia-vida.

Graficamente, podemos representar o processo de decaimento radioativo pela curva exponencial de decaimento:



O tempo de meia-vida não depende da quantidade inicial do radionuclídeo nem de fatores como pressão, temperatura e composição química do material (lembre-se de que radioatividade é um fenômeno nuclear, e não químico).

Radionuclídeo	Meia-vida	Radiação emitida
${}^{214}_{84}\text{Po}$	1 milissegundo	α, γ
${}^{234}_{91}\text{Pa}$	1,12 minuto	α, γ
${}^{232}_{19}\text{K}$	12,4 horas	β, γ
${}^{232}_{90}\text{Th}$	24 dias	α
${}^3_1\text{H}$	12,5 anos	β
${}^{226}_{88}\text{Ra}$	1 610 anos	α, γ
${}^{235}_{92}\text{U}$	710 milhões de anos	α, γ

1. Preparam-se 8mg de radioisótopo ${}^{218}_{84}\text{Po}$, cuja meia-vida é 3,1 minutos, restará apenas 1mg deste nuclídeo após.

- 3,1 minutos.
- 6,2 minutos.
- 9,3 minutos.
- 12,4 minutos.
- 24,8 minutos

2. Tem-se uma mostra radioativa de 24g de ${}^{234}_{90}\text{Th}$, cujo período de semidesintegração é de 24,5 dias. Calcule o tempo necessário para a amostra apresentar 6g de tório.

[44] “À medida que ocorre a emissão de partículas do núcleo de um elemento radioativo, ele está se desintegrando. A velocidade de desintegração por unidade de tempo é denominada velocidade de desintegração radioativa, que é proporcional ao número de núcleos radioativos. O tempo decorrido para que o número de núcleos radioativos se reduza à metade é denominado meia-vida”

Utilizando em exames de tomografia, o radioisótopo flúor-18 (${}^{18}\text{F}$) possui meia-vida de uma hora e trinta minutos (1h e 30min). Considerando-se uma massa inicial de 20g desse radioisótopo, o tempo decorrido para que essa massa de radioisótopo flúor-18 fique reduzida a 1,25g é de:

Dados: $\text{Log } 16 = 1,20$; $\text{Log } 2 = 0,30$.

- 21 horas.
- 16 horas.
- 9 horas.
- 6 horas.
- 1 hora.

[40] O radioisótopo cabalto-60 (${}^{60}_{27}\text{Co}$) é muito na esterilização de alimentos, no processo a frio. Seus derivados são empregados na confecção de esmaltes, materiais cerâmicos, catalisadores na indústria petrolífera nos processos de hidrodessulfuração e reforma catalítica.

Sabe-se que este radioisótopo possui uma meia-vida de 5,3 anos.

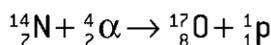
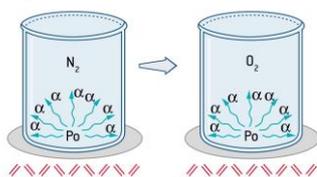
Considerando os anos com o mesmo número de dias e uma amostra inicial de 100g de cobalto-60, após um período de 21,2 anos, a massa restante desse radioisótopo será de:

- A) 6,25g
- B) 10,2g
- C) 15,4g
- D) 18,6g
- E) 24,3g

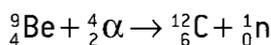
Transmutação nuclear

Processo no qual determinado material radioativo é transformado em outro elemento, desde o aprisionamento de subpartículas nucleares até a colisão realizada com outros átomos.

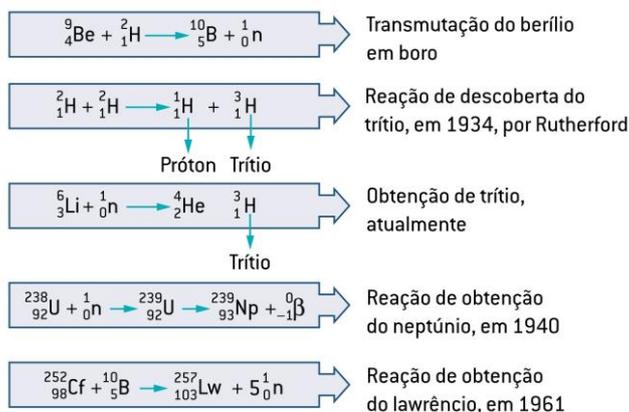
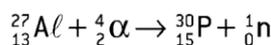
O polônio emite partículas alfa, as quais bombardeiam os núcleos de nitrogênio, transformando-os em núcleos de oxigênio.



Em 1932, o cientista inglês James Chadwick descobriu o nêutron por meio do bombardeamento do isótopo berílio-9 com partículas alfa.



Em 1934, Irene Joliot-Curie, filha do casal Curie, conseguiu transformar núcleos de alumínio em núcleos de fósforo também por meio de bombardeamento com partículas alfa.



Energia nuclear

A preocupação da humanidade, principalmente nesta segunda metade do século XX, tem sido a obtenção de energia. Todos nós sabemos da enorme quantidade de energia que pode ser obtida de um processo nuclear.

Mas de onde provém essa energia? A resposta é dada pela equação de Einstein, $E = m \cdot c^2$, com base na ideia de que a massa pode ser convertida em energia e vice-versa: massa e energia são diferentes, mas são manifestações interconvertíveis da mesma reação.

Essa energia nuclear tão poderosa pode ser obtida por reações de **fissão** e **fusão**.

Fissão nuclear

A fissão ou cisão nuclear é a verdadeira ruptura do núcleo, processo no qual as transmutações artificiais são quase insignificantes.

Em 1934, Enrico Fermi bombardeou átomos de urânio com nêutrons.

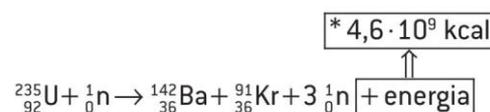
A princípio, ele desconfiou da formação de elementos com número atômico maior que 92 (elementos transurânicos).

Em 1938, Otto Hahn e Strassmann, repetindo a mesma experiência, constatou a existência de bário entre os produtos obtidos, o que causou estranhamento, pois o bário, tendo número atômico 56, é um átomo com número atômico menor que 92 (elemento cisurânico).

No mesmo ano, Meitner e Frisch explicaram o fenômeno admitindo a **cisão** ou **fissão** ou **desintegração** do átomo de urânio.

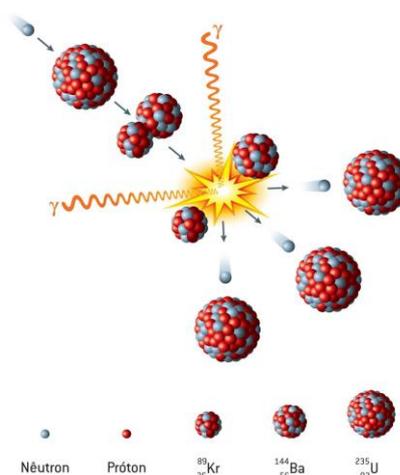
Fissão nuclear do urânio-235

Equacionando o processo:



Fissão nuclear é, portanto, a cisão do núcleo de um átomo em núcleos menores, com liberação de grande quantidade de energia.

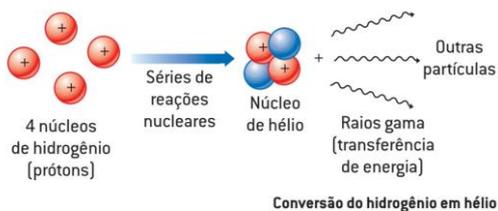
A reação de fissão nuclear é considerada uma **reação em cadeia**, pois ocorre a liberação de nêutrons, que serão utilizados para fissionar outros átomos de urânio.



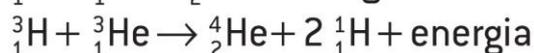
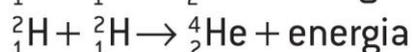
Consiste na síntese (reunião) de núclídeos, dando origem a um núcleo maior e mais estável, e na emissão de grande quantidade de energia.

São necessárias altas temperaturas para que ocorra a fusão nuclear. Esse processo é o que ocorre no Sol, onde

núcleos de hidrogênio leve (prótio) se fundem, formando núcleos de hélio com liberação de alta quantidade de energia.



Entretanto, em 1952, os cientistas conseguiram realizar a fusão controlada, envolvendo não só prótio, mas também deutério, trítio e até mesmo núcleos de hélio.



Atualmente, os cientistas buscam a construção de reatores de fusão, porque esperam que ele apresente muitas vantagens em relação aos reatores de fissão.

As principais vantagens de um reator de fusão seriam sua economia e possível ausência de detritos radioativos e, portanto, não poluentes.

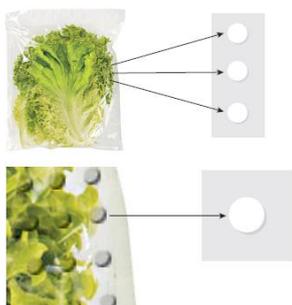
O maior problema encontrado nesse tipo de reator está não somente em se reproduzirem as temperaturas necessárias à fusão, mas também em conseguir um meio que suporte tais temperaturas.

LISTAS DE EXERCÍCIOS

Química Geral Matéria e substância

1- UTILIZE AS INFORMAÇÕES A SEGUIR PARA RESPONDER À QUESTÃO.

Novas tecnologias de embalagens visam a aumentar o prazo de validade dos alimentos, reduzindo sua deterioração e mantendo a qualidade do produto comercializado. Essas embalagens podem ser classificadas em Embalagens de Atmosfera Modificada Tradicionais (MAP) e Embalagens de Atmosfera Modificada em Equilíbrio (EMAP). As MAP são embalagens fechadas que podem utilizar em seu interior tanto gases como He, Ne, Ar e Kr, quanto composições de CO₂ e O₂ em proporções adequadas. As EMAP também podem utilizar uma atmosfera modificada formada por CO₂ e O₂ e apresentam microperfurações na sua superfície, conforme ilustrado abaixo.

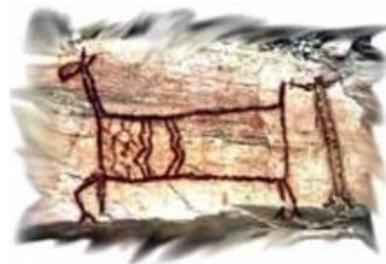


Adaptado de exclusive.multibriefs.com.

Dentre os gases citados no texto, aquele que corresponde a uma substância composta é simbolizado por :

- a) Kr
- b) O₂
- c) He
- d) CO₂

2-



2- Consideram-se arte rupestre as representações feitas sobre rochas pelo homem da pré-história, em que se incluem gravuras e pinturas. Acredita-se que essas pinturas, em que os materiais mais usados são sangue, saliva, argila e excrementos de morcegos (cujo hábitat natural são as cavernas), têm cunho ritualístico.

(www.portaldarte.com.br. Adaptado.)

Todos os materiais utilizados para as pinturas, citados no texto, são

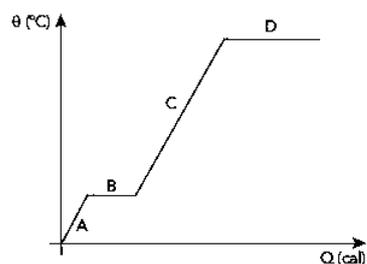
- a) substâncias compostas puras.
- b) de origem animal.
- c) misturas de substâncias compostas.
- d) de origem vegetal.
- e) misturas de substâncias simples.

3- O critério utilizado pelos químicos para classificar as substâncias é baseado no tipo de átomo que as constitui. Assim, uma substância formada por um único tipo de átomo é dita simples e a formada por mais de um tipo de átomo é dita composta.

Baseado neste critério, a alternativa que contém apenas representações de substâncias simples é:

- a) HCl, CaO e MgS.
- b) Cl₂, CO₂ e O₃.
- c) O₂, H₂ e I₂.
- d) CH₄, C₆H₆ e H₂O.
- e) NH₃, NaCl e P₄.

4- Observe no diagrama as etapas de variação da temperatura e de mudanças de estado físico de uma esfera sólida, em função do calor por ela recebido. Admita que a esfera é constituída por um metal puro.



Durante a etapa D, ocorre a seguinte mudança de estado físico:

- fusão
- sublimação
- condensação
- vaporização

5- As condições físico-químicas são de extrema importância nas aplicabilidades da matéria. Observe os seguintes fatos:



- Uma vasilha com água deixada no freezer.
- O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido.
- Uma pedra de naftalina deixada no armário.
- Uma vasilha com água deixada no fogo.

Nesses fatos, estão relacionados corretamente os seguintes fenômenos:

- I. solidificação, II. fusão, III. sublimação, IV. evaporação;
- I. sublimação, II. fusão, III. evaporação, IV. fusão;
- I. fusão, II. sublimação, III. evaporação, IV. solidificação;
- I. evaporação, II. fusão, III. solidificação, IV. evaporação;
- I. solidificação, II. evaporação, III. fusão, IV. sublimação.

6- Apesar de quase não prestarmos atenção ao fato, a química é parte inerente a todos os momentos da nossa vida, desde que acordamos até quando nos deitamos à noite. Coisas que às vezes nem reparamos tem várias explicações. Veja por exemplo o preparo do café nas manhãs, na maioria das casas:



Para o preparo do nosso tradicional "cafezinho", são utilizados métodos de separação de misturas. Dentre eles podemos relacionar:

- Sifonação e Centrifugação
- Decantação e separação magnética
- Centrifugação e Filtração
- Extração e Filtração

7- A água de coco verde é a bebida obtida da parte líquida do fruto do coqueiro (*Cocos nucifera* L.). Ela apresenta pH em torno de 5,6, e seu sabor doce e levemente adstringente atraem bastante os consumidores. As principais características da água de coco são a ausência de colesterol, os baixos teores de glicose, de sacarose e de gorduras, além de um expressivo teor de potássio. Após extraída do coco, o prazo de validade da água de coco refrigerada a 6°C é de cerca de 3 dias. Essa característica tem estimulado sua industrialização, com os objetivos de se comercializar um produto de alta qualidade, com suas características naturais preservadas, e com vida útil de consumo extensiva a locais fora das regiões de plantio. A industrialização da água de coco envolve diferentes etapas, desde a seleção de frutos até o envase. O produto final não deve conter fragmentos das partes não comestíveis do fruto, nem substâncias estranhas a sua composição original. Adaptado de: CABRAL, Lourdes Maria Corrêa; PENHA, Edmar das Mercês; MATTA, Virgínia Martins da. Água de coco verde refrigerada. Brasília, DF: Embrapa Informação Tecnológica, 2005.

Considerando as características da água de coco refrigerada, é preferível que ela seja uma

- substância composta.
- mistura heterogênea.
- mistura homogênea.
- mistura iônica.

8- Sabe-se que os estados físicos da matéria são: sólido, líquido e gasoso. A pressão e a temperatura influenciam no estado físico em que uma substância se encontra e, ao receber ou perder certa quantidade de calor, ela pode sofrer uma mudança desse estado. As transições de fase que ocorrem ao receber certa quantidade de calor são:

- fusão, liquefação e solidificação
- fusão, vaporização e sublimação
- solidificação e ressublimação

d) liquefação e solidificação

e) fusão e ressublimação

9- Para que se possa efetuar a reciclagem do lixo, antes é necessário separá-lo. Uma dessas etapas, quando não se faz a coleta seletiva, é colocar o lixo sobre uma esteira, para que passe, por exemplo, por um imã. Esse processo permite que sejam separados materiais magnéticos, como o metal

a) alumínio.

b) ferro.

c) cobre.

d) zinco.

e) magnésio.

10- No processamento da cana-de-açúcar para a produção de etanol, o vegetal passa por rolos compressores. Então, o caldo produzido vai para a um equipamento para remoção de restos do bagaço. Depois, é transferido para um tanque, onde fica em repouso, para que impurezas desçam para o fundo.

Nesse processo, duas importantes etapas são:

a) destilação e precipitação.

b) expressão e destilação.

c) moagem e fermentação.

d) peneiração e decantação.

Estrutura Atômica

1- Recentemente, cientistas conseguiram produzir hidrogênio metálico, comprimindo hidrogênio molecular sob elevada pressão. As propriedades metálicas desse elemento são as mesmas dos demais elementos do grupo 1 da tabela de classificação periódica.

Essa semelhança está relacionada com o subnível mais energético desses elementos, que corresponde a:

a) ns^1

b) np^2

c) nd^3

d) nf^4

2- Define-se a meia vida de um material radioativo como o tempo para que sua emissão caia à metade. Suponha que uma amostra de material radioativo emitia 120 partículas α por minuto. Depois de 60 dias a amostra passou a emitir 15 partículas α por minuto.

A meia-vida da amostra de material radioativo é, em dias, igual a

a) 20.

b) 40.

c) 10.

d) 30.

3) O tálio-201, na forma de cloreto de tálio, é um radioisótopo usado em medicina nuclear para diagnosticar doenças coronárias e para a detecção de tumores. Sabendo que o tempo de meia-vida deste isótopo é, aproximadamente 3 dias, qual fração da concentração inicial de tálio permanece após 21 dias?

a) $1/8$

b) $1/16$

c) $1/32$

d) $1/64$

e) $1/128$

4) O mercúrio elementar é o único metal líquido à temperatura ambiente. Seu uso industrial é amplo, podendo ser utilizado em termômetros, barômetros, lâmpadas, medicamentos, espelhos etc. O mercúrio e seus compostos são altamente venenosos. O descarte indevido dos rejeitos de mercúrio leva à contaminação de rios e lagos. Pescadores ingeriram mercúrio(II) ao comerem peixes contaminados. Sabendo que o mercúrio(II) é eliminado do nosso corpo por um processo de primeira ordem, que tem uma meia-vida de 6 dias, calcule a percentagem de mercúrio(II) que restará nos corpos daqueles pescadores após 24 dias da ingestão se providências terapêuticas não forem tomadas.

a) 3%

b) 6%

c) 9%

d) 12%

e) 15%

5- Uma parte importante da compreensão das ciências em geral é a adoção de modelos que possam ajudar a explicar fenômenos e estruturas que normalmente não podem ser vistas a olho nú. Nesta perspectiva, vários modelos diferentes foram apresentados para se explicar a estrutura do átomo, que foi se modificando ao longo do tempo.

Quais das partículas subatômicas fazem parte da estrutura atômica pelo modelo de Rutherford - Bhor

a) planks, quarks e prótons

b) Nêutrons, prótons e elétrons

- c) neutrino, elétrons e nêutrons
 d) Prótons, elétrons e massa atômica

6-



<http://chemieleerkracht.blackbox.website/>

Essa imagem ilustra o modelo atômico atribuído a

- a) Bohr.
 b) Dalton.
 c) Leucipo.
 d) Thomson.

7- Sabendo que um átomo possui 12 prótons, 13 nêutrons e 12 elétrons, pode-se afirmar que:

- a) o número de massa é 25.
 b) o número atômico é 37.
 c) existem 12 partículas no núcleo do átomo.
 d) existem 24 partículas neutras no átomo.

8- Analise os dados para responder à questão.

A tabela apresenta dados de número atômico, número de massa e quantidades de prótons, nêutrons e elétrons dos elementos indicados pelos algarismos de I a V.

Elemento	Z	A	p	n	e ⁻
I	8	16	8	8	8
II	8	15	8	7	8
III	9	19	9	10	9
IV	10	22	10	12	10
V	11	22	11	11	11

O elemento da tabela que possui a distribuição eletrônica 1s², 2s², 2p⁵ e

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

9- Cinco amigos estavam estudando para a prova de Química e decidiram fazer um jogo com os elementos da Tabela Periódica:

- Cada participante selecionou um isótopo dos elementos da Tabela Periódica e anotou sua escolha em um cartão de papel;

- Os jogadores Fernanda, Gabriela, Júlia, Paulo e Pedro decidiram que o vencedor seria aquele que apresentasse o cartão contendo o isótopo com o maior número de nêutrons.

Os cartões foram, então, mostrados pelos jogadores.

$\begin{matrix} 56 \\ \text{Fe} \\ 26 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 16 \\ \text{O} \\ 8 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 40 \\ \text{Ca} \\ 20 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 7 \\ \text{Li} \\ 3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 35 \\ \text{Cl} \\ 17 \end{matrix}$
Fernanda	Gabriela	Júlia	Paulo	Pedro

Observando os cartões, é correto afirmar que o(a) vencedor(a) foi

- a) Júlia.
 b) Paulo.
 c) Pedro.
 d) Gabriela.
 e) Fernanda.

10- Isótopo do urânio empregado como combustível nuclear é o de número de massa igual a 235. O número de nêutrons presente nesse isótopo é

- a) 92.
 b) 111.
 c) 143.
 d) 235.
 e) 327.

Tabela Periódica

1- UTILIZE AS INFORMAÇÕES A SEGUIR PARA RESPONDER À QUESTÃO.

ANO INTERNACIONAL DA TABELA PERIÓDICA

Há 150 anos, a primeira versão da tabela periódica foi elaborada pelo cientista Dimitri Mendeleiev. Trata-se de uma das conquistas de maior influência na ciência moderna, que reflete a essência não apenas da química, mas também da física, da biologia e de outras áreas das ciências puras. Como reconhecimento de sua importância, a UNESCO/ONU proclamou 2019 o Ano Internacional da Tabela Periódica.

Na tabela proposta por Mendeleiev em 1869, constavam os 64 elementos químicos conhecidos até então, além de espaços vazios para outros que ainda poderiam ser descobertos. Para esses possíveis novos elementos, ele empregou o prefixo “eca”, que significa “posição imediatamente posterior”. Por

exemplo, o ecassilício seria o elemento químico a ocupar a primeira posição em sequência ao silício no seu grupo da tabela periódica.

Em homenagem ao trabalho desenvolvido pelo grande cientista, o elemento químico artificial de número atômico 101 foi denominado mendelévio.

Atualmente, o símbolo do elemento correspondente ao ecassilício é:

- a) Al
- b) C
- c) Ge
- d) P

2- Considerando uma espécie química monoatômica que tem 78 prótons, 117 nêutrons e 74 elétrons, analise as seguintes afirmações:

- I. É um metal de transição do bloco d.
- II. Essa espécie química é um cátion, com estado de oxidação +4.
- III. O número de massa do elemento é 117.
- IV. Essa espécie química é um ânion, com estado de oxidação -4.

Está correto somente o que se afirma em

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

3- Leia o texto e a tabela para responder à questão.

Barcarena, no nordeste do Pará, é uma cidade da Amazônia marcada por desastres ambientais. Há semanas, depois de fortes chuvas, houve um vazamento de rejeitos em uma das empresas do polo industrial, o que contaminou rios da região. No município de Barcarena já houve outros registros de crimes ambientais de contaminação.

Em 2004, a Universidade Federal do Pará (UFPA) realizou uma pesquisa que concluiu que a água consumida pela população, em 26 localidades, estava contaminada por íons de metais pesados tais como Pb^{2+} , Cd^{2+} e Hg^{2+} , descartados pelas indústrias. Amostras de água de Vila Nova, Burajuba e do Distrito Industrial apresentaram concentração de chumbo 12 vezes maior que o máximo permitido por uma resolução de 2011 do Ministério da Saúde.

Tabela de padrão de potabilidade para algumas substâncias químicas que representam risco à saúde

Parâmetro	Número Atômico (Z)	Valor máximo permitido (mg/L)
Arsênio	33	0,010
Bário	56	0,7
Cádmio	48	0,005
Chumbo	82	0,01
Mercúrio	80	0,001

<<https://tinyurl.com/zmqg7b9>> Acesso em: 06.03.2018. Adaptado.

Entre os elementos citados, o único pertencente ao grupo dos metais alcalino-terrosos é o

- a) arsênio.
- b) bário.
- c) cádmio.
- d) chumbo.
- e) mercúrio.

4- Correspondendo ao nosso colega romântico, e aproveitando a brincadeira envolvendo números alusivos à Tabela Periódica, a sua colega de sala respondeu com o seguinte bilhete ao final da aula: "segue meu whatzap - O Be N N Li O N C". Qual é o número do whatzap dela?

- a) 8477-3876
- b) 9266-2768
- c) 8455-3856
- d) 9699-3896

5- Analise a figura abaixo



Adaptado de: <http://estamosgeografando.blogspot.com.br>

A associação entre símbolos químicos e os lugares no pódio corresponde aos principais constituintes do

- a) ar atmosférico.
- b) pneu de carro.
- c) extintor de incêndio.
- d) solo arenoso.

6- A banana é um alimento rico em potássio. Esse elemento químico está presente nessa fruta sob a forma de

- a) átomos neutros K0.
- b) ânions K^{2-} .

c) cátions K^{2+} .

d) ânions K^{-} .

e) cátions K^{+} .

7- A tabela periódica apresenta elementos químicos distribuídos, de acordo com suas propriedades, em períodos e grupos. Essa classificação foi proposta em 1869 por:

- a) Niels Bohr.
- b) Ernest Rutherford.
- c) John Dalton.
- d) Dmitri Mendeleev.
- e) Joseph Thomson.

8- As tatuagens já existem há alguns anos, mas seu uso ultimamente tem-se intensificado. A técnica utilizada nas tatuagens permanentes consiste em introduzir na derme, com o auxílio de agulhas, pigmentos que ficam retidos nas células da pele. Os pigmentos mais comuns e suas cores específicas são as seguintes:

Cores	Pigmentos
Preto	Sulfeto de mercúrio
Preto	Carbono (carvão)
Amarelo ou vermelho	Sais de cádmio
Verde	Sais de cromo
Castanho, rosa e amarelo	Sais de ferro
Branco	Óxido de Titânio
Azul	Sais de cobalto

No que diz respeito aos pigmentos e suas cores, assinale a afirmação verdadeira.

- a) O sulfeto de mercúrio é tóxico, porque é um composto químico orgânico.
- b) O cádmio é um metal de transição localizado no quinto período da tabela periódica.
- c) O óxido de titânio apresenta a cor branca devido a sua obtenção a partir da reação de um ácido e uma base.
- d) A cor azul dos sais de cobalto é devido à ligação do hidrogênio com o metal.

9- Sulfato de alumínio (Al_2SO_3) é uma substância química utilizada em estações de tratamento de água e esgoto. Nessa substância, estão presentes os seguintes elementos químicos:

- a) alumínio, sódio e oxigênio.
- b) alumínio, enxofre e oxigênio.
- c) argônio, sódio e oxigênio.
- d) alumínio, enxofre e ósmio.
- e) astato, enxofre e ósmio.

10- Sobre o elemento químico Ferro que tem número atômico igual a 26. É correto afirmar que

- a) tem símbolo F.
- b) é líquido à temperatura ambiente.
- c) pertence ao grupo dos metais alcalinos.
- d) está localizado no quarto período da tabela periódica.

Propriedades Periódicas

1- Em 1869, quando o químico russo Dimitri Mendeleev publicou pela primeira vez sua tabela periódica de elementos químicos, ficou claro que as propriedades químicas e físicas dos elementos também seguiam uma lei periódica. Desta forma, podemos estimar os valores das propriedades de um elemento químico observando as tendências ao longo de um grupo ou período da tabela periódica atual. Abaixo são relacionados três metais alcalinos (grupo 1 da tabela periódica) e os valores do raio atômico e eletronegatividade de Pauling são fornecidos para o sódio e o rubídio, respectivamente, enquanto para os outros elementos os valores destas propriedades são indicados pelos itens (i) a (iv):

Elemento	Raio atômico (nm)	Eletronegatividade de Pauling
Na	0,190	(iii)
K	(i)	(iv)
Rb	(ii)	0,8

Considerando a lei periódica, assinale a alternativa que contém os valores corretos dos itens (i); (ii); (iii) e (iv), respectivamente:

- a) 0,149; 0,095; 0,6 e 0,7
- b) 0,235; 0,280; 1,0 e 0,9
- c) 0,149; 0,095; 1,0 e 0,9
- d) 0,235; 0,280; 0,6 e 0,7
- e) 0,149; 0,280; 0,6 e 0,7

2- Os rastreadores radioativos têm encontrado grande uso como ferramentas de diagnóstico na Medicina. Esses radioisótopos são incorporados em um composto administrado ao paciente, geralmente por via intravenosa. O uso diagnóstico desses isótopos é baseado na habilidade de o composto radioativo localizar-se e concentrar-se no órgão ou tecido sob investigação. Um radioisótopo muito útil é ministrado como solução iônica porque na forma molecular a espécie é diatômica e de baixa solubilidade em água. Esse elemento combina-se diretamente com alguns metais e reage a quente com hidrogênio, formando hidrácido.

A partir dessas informações, o rastreador radioativo citado é o:

- a) ferro-59.
- b) fósforo-32.

c) Iodo-131.

d) tecnécio-99.

3- A tabela periódica reúne e organiza os elementos químicos de acordo com suas propriedades. Os elementos de número atômico 1 ao 118 foram descobertos ou sintetizados, os mais recentes são 113, 115, 117 e 118, nihônio, moscóvio, tennessino e oganesson, respectivamente, cujas fórmulas químicas são:

a) Nô, Ms, Tn e On

b) Nn, Mo, Te e Oa

c) Nh, Mc, Ts e Og

d) Ni, Mv, Ti e Os

e) Nn, Mi, To e Oe

4- O departamento de marketing de uma empresa de laticínios não aprovou uma campanha publicitária que usaria a imagem mostrada abaixo.



Corretamente, eles verificaram que seria inadequado associar a composição do seu bacon ao elemento

a) Ba.

b) C

c) N.

d) O.

5- O sódio é elemento de cor levemente prateada, é sólido na temperatura ambiente, macio e extremamente reativo com a água. Este elemento encontra-se em grande quantidade no sol e nas estrelas. Está presente em diversas substâncias que são muito comuns em nosso dia a dia, tais como: carbonato de sódio (fabricação do vidro, fabricação de detergente), bicarbonato de sódio (medicamento contra acidez estomacal, fermento para pães e bolos) e cloreto de sódio (sal de cozinha). Alguns problemas de saúde estão associados ao uso excessivo do sódio: hipertensão, problemas cardíacos, problemas renais (cálculos), etc.

Sobre o elemento sódio são feitas as seguintes afirmações:

I. Apresenta como símbolo o Na.

II. É um metal alcalino.

III. Possui número atômico 11.

IV. Sua massa atômica é aproximadamente 23.

Estão CORRETAS:

a) apenas as afirmativas I e II.

b) apenas as afirmativas I e III.

c) apenas as afirmativas II e III.

d) apenas as afirmativas II, III e IV.

e) as afirmativas I, II, III e IV.

6- Em um pronto-socorro, um médico atendeu um garoto que havia sofrido uma descarga elétrica quando empinava uma pipa. Durante o atendimento, os pais do garoto falavam ao médico que não entendiam o porquê de um único contato da linha com os fios de alta-tensão ter causado o choque elétrico. O médico explicou que provavelmente a linha utilizada na pipa continha cerol modificado, ou seja, a mistura tradicional de cola com pó de vidro (uso proibido) foi alterada e o pó de vidro substituído por pó de uma espécie química condutora de eletricidade que é facilmente encontrada em serralherias.

A espécie química à qual esse médico se referiu pode ser o(a)

Dados (números atômicos): C = 6, F = 9, S = 16, Ar = 18, Fe = 26

a) flúor.

b) ferro.

c) enxofre.

d) argônio.

e) carbono.

7- Oxigênio, silício, alumínio, ferro e cálcio são os cinco elementos mais abundantes na crosta terrestre. Considerando a posição desses elementos na classificação periódica, o que apresenta maior eletronegatividade é o

a) oxigênio.

b) silício.

c) alumínio.

d) ferro.

e) cálcio.

8- A tabela mostra os valores de eletronegatividade (escala de Pauling) de quatro elementos químicos representativos, todos localizados no terceiro período da Classificação periódica.

elemento	eletronegatividade
1	3,16
2	0,93
3	1,31
4	2,19

Após a análise da tabela, assinale a alternativa que apresenta um elemento do grupo dos metais alcalinos e um elemento do grupo dos halogênios, respectivamente.

a) 4 e 1.

b) 4 e 3.

c) 3 e 2.

d) 3 e 1.

e) 2 e 1.

9- Dmitri Mendeleiev, químico russo (1834– 1907), fez prognósticos corretos para a tabela periódica, mas não soube explicar por que ocorriam algumas inversões na ordem dos elementos. Henry Moseley (1887–1915), morto em combate durante a primeira guerra mundial, contribuiu de maneira efetiva para esclarecer as dúvidas de Mendeleiev ao descobrir experimentalmente

a) o número atômico dos elementos da tabela periódica.

b) a primeira lei de recorrência dos elementos químicos.

c) os gases nobres hélio e neônio.

d) o germânio, batizado por Mendeleiev de ekasilício.

10- Elemento químico pode ser definido como um conjunto de átomos que tem o mesmo número de prótons em seu núcleo. A tabela periódica agrupa os elementos químicos naturais e sintéticos, obedecendo a critérios internacionais. Ouro, prata, magnésio, estanho, sódio são representados, respectivamente, pelos seguintes símbolos:

a) Ou, Pt, M, Es, Na.

b) Au, Ag, Mg, Sn, Na.

c) Ou, P, M, Et, So.

d) O, P, Ms, Es, Sd.

e) Au, Ag, Mn, Es, Na.

Ligações Químicas

1- Ao observarmos a capacidade de condução de corrente elétrica de certas amostras, foram identificadas características, conforme o estado físico da matéria, resumidas no quadro abaixo:

Amostra	Condução de Eletricidade	
	Sólido	Líquido
Sal de cozinha	não	sim
Açúcar	não	não
Soda cáustica	não	sim
Alumínio	sim	sim

Com base nas informações contidas no quadro, essas amostras podem ser classificadas, quanto ao tipo de ligação química, respectivamente, em

a) covalente, metálica, iônica e covalente.

b) covalente, iônica, covalente e metálica.

c) iônica, iônica, covalente e metálica.

d) iônica, covalente, metálica e iônica.

e) iônica, covalente, iônica e metálica.

2- As propriedades dos materiais, tais como estado físico (sólido, líquido ou gasoso), os pontos de fusão e ebulição, condutividade elétrica, entre outras, devem-se em grande

parte ao tipo de ligação química formada. Considere os seguintes materiais abaixo:

I. Cloro

II. Ferro

III. Cloreto de sódio

IV. Diamante

V. Platina

A opção que contém a correlação correta entre o material e o tipo de ligação envolvido é:

a) iônica – covalente – iônica – metálica e metálica.

b) metálica – iônica – covalente – iônica e iônica.

c) covalente – iônica – metálica – iônica e covalente.

d) iônica – iônica – covalente – covalente – metálica e metálica

e) covalente – metálica – iônica – covalente – metálica.

3- Forças intermoleculares são responsáveis pela existência de diferentes fases da matéria, em que fase é uma porção da matéria que é uniforme, tanto em sua composição química quanto em seu estado físico. Com base nestas informações, relacione os termos às afirmações que melhor os descrevem.

(1) Ligações de hidrogênio

(2) Interações íon-dipolo

(3) Forças de London

(4) Interações dipolo-dipolo

() Podem ocorrer quando sólidos tais com KCl ou NaI, por exemplo, interagem com moléculas como a água.

() Podem ocorrer quando elementos com eletronegatividade elevada estão ligados covalentemente com o átomo de hidrogênio.

() São forças que estão presentes quando temos, por exemplo, uma amostra de acetona (propanona) dissolvida em etanoato de etila.

() Ocorrem entre compostos não polares, sendo esta um interação bastante fraca.

Assinale a alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo.

a) 2 – 4 – 3 – 1

b) 4 – 3 – 2 – 1

c) 2 – 1 – 4 – 3

d) 4 – 2 – 3 – 1

e) 3 – 1 – 4 – 2

4- O ácido fluorídrico (HF) em solução pode ser utilizado em diversas reações químicas para produzir numerosos fármacos e polímeros, além disso é amplamente utilizado em sua forma gasosa na indústria petroquímica de vidros, metais e de petróleo. A molécula de HF apresenta ligação entre seus átomos do tipo _____ e suas moléculas estão unidas por _____.

Os espaços acima são corretamente preenchidos pela alternativa:

- a) covalente polar - interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.
- b) covalente apolar - ligações de hidrogênio.
- c) covalente polar - ligações de hidrogênio.
- d) covalente apolar - interações do tipo dipolo induzido-dipolo induzido.

5- Assinale com **V** (verdadeiro) ou **F** (falso) as afirmações abaixo, referentes a compostos inorgânicos.

() O fosfato de sódio, embora seja considerado um composto iônico, possui ligações covalentes no íon fosfato.

() Compostos iônicos tendem a ter pontos de fusão e ebulição mais elevados do que os compostos moleculares.

() BeF_2 não obedece à regra do octeto.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- a) V – V – V.
- b) V – V – F.
- c) V – F – F.
- d) F – F – V.
- e) F – F – F.

6- O magma que sai dos vulcões durante as erupções é constituído por rochas fundidas e vários tipos de gases e vapores, tais como CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , HCl e H_2O . A respeito dessas substâncias, são feitas as seguintes afirmações:

I. Quando dissolvidos em água, os gases CO_2 , SO_2 , SO_3 e HCl geram soluções eletrolíticas cujo pH é menor que 7.

II. As moléculas de CO_2 , SO_2 e H_2O apresentam geometria linear.

III. No estado sólido, as moléculas de CO_2 encontram-se atraídas entre si por ligações de hidrogênio muito intensas.

É correto o que se afirma em:

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

7- O efeito estufa é causado, principalmente, pelo aumento da concentração de dióxido de carbono na atmosfera. A fórmula química, o tipo de ligação formada entre seus átomos e a polaridade do dióxido de carbono são, respectivamente,

- a) CO_2 , covalente e apolar.

b) CO , covalente e polar.

c) CO_2 , iônica e polar.

d) CO_2 , iônica e apolar.

e) CO_2 , covalente e polar

8- Os tipos de ligações nos compostos NaBr , SO_2 e I_2 , são, respectivamente:

a) Iônica, covalente polar, covalente apolar.

b) Covalente polar, covalente apolar, iônica.

c) Covalente polar, iônica, covalente apolar.

d) Covalente apolar, iônica, covalente polar.

e) Iônica, covalente apolar, covalente polar.

9- Um exemplo de composto iônico no qual o cátion apresenta átomos unidos por ligação covalente é o representado pela fórmula

a) PBr_3

b) KI

c) NaHCO_3

d) NH_4Cl

e) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

10- A água (H_2O , $\text{MM} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$, ponto ebulição = 100°C), a amônia (NH_3 , $\text{MM} = 17 \text{ g.mol}^{-1}$, ponto ebulição = -33°C) e o metano (CH_4 , $\text{MM} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, ponto ebulição = -162°C) apresentam massas moleculares muito próximas. Apesar disso, a água apresenta um ponto de ebulição muito mais elevado que o da amônia e do metano. Assinale a alternativa que explica essa observação experimental.

a) A água apresenta ligações iônicas, enquanto a amônia e o metano apresentam ligações covalentes.

b) A água apresenta ligações covalentes, enquanto a amônia e o metano apresentam ligações iônicas.

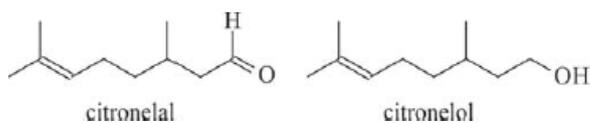
c) Os três compostos apresentam ligações iônicas, porém somente a molécula da água é polar.

d) Os tipos de ligações químicas (intramoleculares ou intermoleculares) não interferem nas propriedades das substâncias.

e) Os três compostos apresentam ligações covalentes; porém, a água é capaz de realizar forte ligação de hidrogênio.

Classificação das Cadeias Carbônicas

1- Um exemplo de óleo essencial é o óleo de citronela, extraído da planta conhecida como capim citronela. Os seus principais constituintes são o citronelal e o citronelol, cujas estruturas são mostradas a seguir.



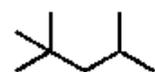
Considerando essas informações, julgue o item que se segue.

O citronelal e o citronelol apresentam cadeias ramificadas e insaturadas, com a presença das funções aldeído e álcool, respectivamente.

- a) CERTO.
- b) ERRADO.

2- A qualidade de um combustível é caracterizada pelo grau de octanagem. Hidrocarbonetos de cadeia linear têm baixa octanagem e produzem combustíveis pobres. Já os alcanos ramificados são de melhor qualidade, uma vez que têm mais hidrogênios em carbonos primários e as ligações C-H requerem mais energia que ligações C-C para serem rompidas. Assim, a combustão dos hidrocarbonetos ramificados se torna mais difícil de ser iniciada, o que reduz os ruídos do motor. O isoctano é um alcano ramificado que foi definido como referência, e ao seu grau de octanagem foi atribuído o valor 100. A fórmula estrutural (forma de bastão) do isoctano é mostrada ao lado.

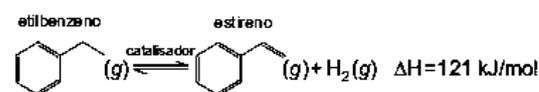
Qual é o nome oficial IUPAC desse alcano?



Isocetano

- a) 2,2,4-trimetilpentano.
- b) 2-metil-4-terc-butil-pentano.
- c) 1,1,1,3,3-pentametilpropano.
- d) 1-metil-1,3-di-isopropilpropano.
- e) 1,1,1-trimetil-4,4-dimetil-pentano.

3- O estireno, matéria-prima indispensável para a produção do poliestireno, é obtido industrialmente pela desidrogenação catalítica do etilbenzeno, que se dá por meio do seguinte equilíbrio químico:



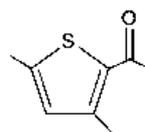
O etilbenzeno e o estireno

- a) são hidrocarbonetos aromáticos.
- b) apresentam átomos de carbono quaternário.
- c) são isômeros funcionais.

d) apresentam átomos de carbono assimétrico.

e) são isômeros de cadeia.

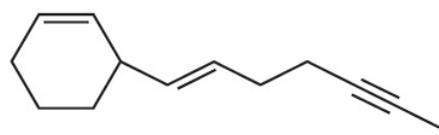
4- Um dos responsáveis pelo aroma de noz é o composto 2,5-dimetil-3-acetiltiofeno, cuja fórmula estrutural é:



Examinando essa fórmula, é correto afirmar que a molécula desse composto apresenta

- a) isomeria óptica.
- b) heteroátomo.
- c) cadeia carbônica saturada.
- d) átomo de carbono quaternário.
- e) função orgânica aldeído.

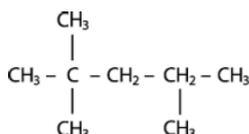
5- O hidrocarboneto representado pela estrutura química a seguir pode ser isolado & partir das folhas ou das flores de determinadas plantas. Além disso, sua função é relacionada, entre outros fatores, a seu perfil de insaturações.



Considerando esse perfil específico, quantas ligações pi molécula contém?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 7

6- O 2,2,4-trimetilpentano, conforme a fórmula estrutural representada ao lado, é um alcano isômero do octano. Ele é o padrão (100) na escala de octanagem da gasolina, e é impropriamente conhecido por iso-octano. Quanto maior é o índice de octanagem, melhor é a qualidade da gasolina.



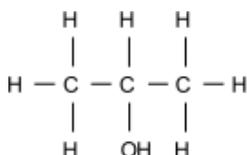
Sobre a cadeia do iso-octano, afirma-se que ela é

- a) saturada, aberta, normal e heterogênea.
- b) insaturada, cíclica, normal e heterogênea.
- c) saturada, aberta, ramificada e homogênea.
- d) insaturada, cíclica, ramificada e homogênea.

7- Em uma cadeia carbônica, um átomo de carbono é considerado quaternário quando está ligado diretamente a quatro

- a) funções orgânicas diferentes.
- b) outros átomos de carbono.
- c) átomos de hidrogênio.
- d) pares de elétrons.
- e) íons positivos.

8- A questão refere-se ao álcool isopropílico, cuja fórmula estrutural está representada a seguir. Esse composto é empregado em muitos produtos utilizados para a limpeza de equipamentos eletrônicos, como telas de TV, monitores e celulares.



A cadeia carbônica do álcool isopropílico é

- a) aberta, homogênea e saturada.
- b) aberta, homogênea e insaturada.
- c) aberta, heterogênea e saturada.
- d) fechada, homogênea e saturada.
- e) fechada, heterogênea e insaturada.

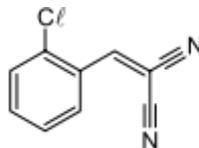
9- Flavorizantes são substâncias naturais ou sintéticas responsáveis por conferir ou acentuar o sabor e o aroma de alimentos e bebidas.



O flavorizante artificial acetato de isopentila é o responsável pelo flavor (do inglês – “sabor e aroma”) da banana. Este acetato de isopentila pertence à função química e é obtido em laboratório pela reação de do ácido com o em meio ácido. As lacunas são corretamente preenchidas, respectivamente, por

- a) éster; esterificação; etanoico; 3-metil-1-butanol.
- b) sal de ácido carboxílico; neutralização; etanoico; 3-metil-1-butanol.
- c) anidrido de ácido; esterificação; 3-metilbutanoico; etanol.
- d) carboxilato; neutralização; 3-metilbutanoico; etanol.
- e) éster; hidrólise; etanoico; 3-metil-1-butanol.

10- Para dispersar pessoas em tumultos em ambientes públicos, a polícia costuma utilizar bombas de efeito moral. Uma dessas bombas é a de gás lacrimogêneo na forma de spray que, ao ser acionada, libera uma mistura química que irrita as mucosas do nariz, da boca, dos olhos e dos pulmões, devido à presença do composto 2-clorobenzilideno malononitrilo.



2-clorobenzilideno malononitrilo

A respeito dessa estrutura, é correto afirmar que

- a) possui heteroátomos no ciclo.
- b) possui um anel aromático.
- c) possui carbonos saturados na cadeia aberta.
- d) possui três carbonos terciários.
- e) os átomos de nitrogênio estão ligados ao anel benzênico.

Hidrocarbonetos

1- Assinale a opção que completa correta e respectivamente o seguinte enunciado: “Muitas substâncias orgânicas têm em sua estrutura um ciclo formado por _____1 átomos de carbono com três ligações duplas _____2.

Compostos que têm esse ciclo são chamados de _____3”.

- a) seis1, alternadas2, parafínicos3
- b) cinco1, contínuas2, aromáticos3
- c) cinco1, contínuas2, parafínicos3
- d) seis1, alternadas2, aromáticos3

2- A Química se apresenta, em nosso cotidiano, nas mais variadas formas, inserida nos mais diferentes compostos. Com base nessa afirmação, relacione os compostos dados na coluna à esquerda com o respectivo emprego indicado à direita.

- 1 – Ácido acético
- 2 – Etanol
- 3 – Hidróxido de magnésio
- 4 – Fenol
- 5 – Butano

- () antiácido estomacal
- () gás de cozinha
- () tempero para saladas
- () combustível
- () desinfetante

A sequência correta é

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

d) 3, 5, 1, 2, 4.

e) 3, 4, 1, 2, 5.

3- Os combustíveis fósseis, que têm papel de destaque na matriz energética brasileira, são formados, dentre outros componentes, por hidrocarbonetos.

A combustão completa dos hidrocarbonetos acarreta a formação de um óxido ácido que vem sendo considerado o principal responsável pelo efeito estufa.

A fórmula química desse óxido corresponde a:

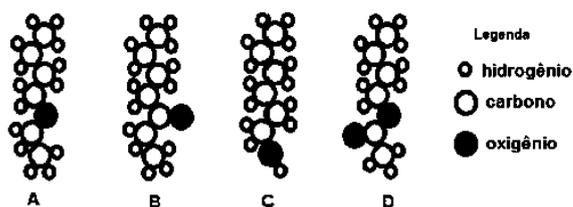
a) CO₂

b) SO₃

c) H₂O

d) Na₂O

4- As figuras a seguir representam moléculas constituídas de carbono, hidrogênio e oxigênio.



Qual das figuras representa uma molécula pertencente à função álcool?

a) A.

b) B.

c) C.

d) D.

5- A OGX energia, braço de exploração de petróleo no Maranhão do grupo EBX, do empresário Eike Batista, descobriu uma reserva gigante de gás natural, uma mistura de hidrocarbonetos leves, constituído principalmente por etano, propano, isobutano, butano, pentano, isopentano, dentre outros, na cidade de Capinzal do Norte, localizada a 260 km de São Luís. As reservas, segundo a OGX, têm de 10 trilhões a 15 trilhões de pés cúbicos de gás, o equivalente a 15 milhões de metros cúbicos por dia – metade do que a Bolívia manda ao Brasil diariamente.

Fonte: Disponível em: . Acesso em: 01 jul. 2013. (adaptado)

A nomenclatura desses hidrocarbonetos leves, constituintes do gás natural é baseada, dentre alguns critérios, na quantidade de carbonos presentes no composto.

O número correto de carbonos nos seis primeiros compostos citados no texto, são, respectivamente,

a) 2, 5, 5, 3, 4, 4.

b) 2, 4, 4, 3, 5, 5.

c) 2, 4, 4, 5, 5, 3.

d) 2, 3, 5, 5, 4, 4.

e) 2, 3, 4, 4, 5, 5.

6- O vazamento de gás liquefeito de petróleo (GLP), cujos principais componentes são propano e butano, poderá causar uma explosão que poderá levar à ocorrência de vários óbitos e também resultar em sobreviventes com mutilações. Para os principais componentes do GLP podemos afirmar que

a) o butano possui 1 carbono primário e 3 carbonos terciários; o propano possui 2 carbonos primários e 1 carbono terciário.

b) o butano possui 2 carbonos primários e 1 carbono secundário; o propano possui 2 carbonos primários e 2 carbonos secundários.

c) o propano possui 1 carbono primário e 2 carbonos secundários; o butano possui 2 carbonos primários e 2 carbonos secundários.

d) o propano possui 2 carbonos primários e 1 carbono secundário; o butano possui 3 carbonos primários e 1 carbono terciário.

e) o propano possui 2 carbonos primários e 1 carbono secundário; o butano possui 2 carbonos primários e 2 carbonos secundários.

7- Os hidrocarbonetos hexano, 2-buteno e 3-heptino são constituintes do petróleo. Indique para cada um deles o tipo de hidrocarboneto e a fórmula a que pertencem.

a) Alcano – C₆H₁₄; Alceno – C₄H₈; Alcino – C₇H₁₂

b) Alcadieno – C₃H₄; Ciclano – C₄H₈; Alcino – C₇H₁₂

c) Cicleno – C₅H₈; Alceno – C₄H₈; Alcino – C₆H₁₄

d) Alcadieno – C₃H₄; Alcino – C₇H₁₂; Ciclano – C₄H₈

e) Alcano – C₆H₁₄; Ciclano – C₄H₈; Alcino – C₇H₁₂

8- O método de obtenção dos hidrocarbonetos apresentado corretamente é:

a) O método de Sabatier-Sanderens consiste na hidrogenação apenas de alquinos, na presença de Ni como catalisador em altas temperaturas. É uma reação de adição de H₂ à tripla ligação.

b) A oxidação de Bayer é uma oxidação enérgica, realizada com MnO₄- em solução neutra ou ácida e a frio. Nessa reação formam-se Glicóis.

c) A reação de acilação de Friedel-Crafts é realizada com cloretos de acila na presença de AlH₄ como catalisador. Formam-se álcoois aromáticos.

d) O método de Grignard consiste na hidrólise de haletos de alquilamagnésio, denominados compostos de Grignard.

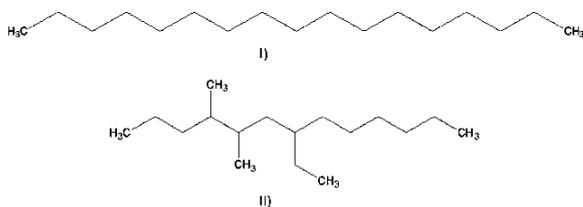
e) O núcleo aromático, ao contrário dos ciclos aromáticos, não resiste à ação dos oxidantes, mesmo enérgicos, tais como KMnO₄/HNO₃, K₂Cr₂O₇/H₂SO₄, CrO₃ e outros.

9- O gás natural é uma substância composta associada ao petróleo. É composto, em maior proporção, pelos hidrocarbonetos metano, etano e propano, sendo encontrado também nitrogênio e dióxido de carbono como contaminantes. Qual é a natureza da mistura presente no gás natural e a classificação dos hidrocarbonetos citados?

a) Mistura heterogênea, alcenos.

- b) Mistura homogênea, alcanos.
- c) Mistura homogênea, alcinos.
- d) Mistura heterogênea, alcanos.
- e) Mistura homogênea, aromáticos.

10- Considere abaixo as estruturas dos hidrocarbonetos, assinale a nomenclatura oficial correta:



- a) I – heptadecano; II – 7-etil-4,5-dimetiltridecano
- b) I – dimetil-pentadecano; II – 7-etil-9,10-dimetiltridecano
- c) I – 1-metil - hexadecano; II – 7-etil-9,10-dimetiltridecano
- d) I – heptadecano; II – 7-etil-1,4,5-trimetiltridecano
- e) I – cicloheptadecano; II – 7-etil-1,4,5-trimetiltridecano

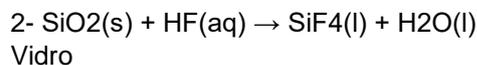
Geometria Molecular

1- Há um buraco de ozônio sobre sua cabeça,
 Este ninguém pode tapar,
 Ele pode impedir que as crianças cresçam,
 Ele pode te matar.
 Clorofluorcarbono, destruindo a camada de ozônio.
 O efeito estufa vai fazer você boiar,
 Nas águas da calota polar,
 Queimando a floresta tropical,
 Ou o petróleo na capital.
 A gente produz um certo gás,
 Aparentemente normal,
 Mas quando se acumula em excesso,
 Ele pode ser fatal.
 Isocianato de metila...
 Césio 137...
 Monóxido de carbono...
 Dióxido de enxofre...
 Mercúrio...
 Arsênio...
 Pois a terra não aguenta tanto lixo,
 Combustão e desperdício.

Qual a geometria molecular dos seguintes gases, citados na música: clorofluorcarbono (por exemplo, CFC13), monóxido de carbono (CO) e dióxido de enxofre (SO2)?

Dados: Números Atômicos – C = 6; F = 9; Cl = 17; O = 8; S = 16

- a) Linear, Angular e Tetraédrica
- b) Bipiramidal, Angular e Linear
- c) Trigonal Plana, Bipiramidal e Piramidal
- d) Tetraédrica, Linear e Angular
- e) Angular, Linear e Trigonal Plana



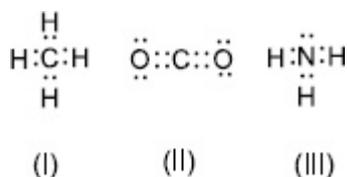
O vidro fosco e as gravações em vidro podem ser feitas com o HF(aq), $K_a = 6,5 \cdot 10^{-4}$, e representadas pela equação química não balanceada em destaque.

Considerando-se essas informações e após o balanceamento dessa equação química com os menores coeficientes inteiros, é correto afirmar:

- a) O SiF4 é sal iônico classificado como neutro.
- b) O Nox do silício é alterado durante a gravação do vidro.
- c) As moléculas HF e H2O possuem, respectivamente, forma geométrica linear e angular.
- d) O HF(aq) se encontra completamente ionizado em soluções diluídas que possuem pH igual a 7.

3- A geometria molecular é a disposição tridimensional dos átomos que constitui uma molécula. Ela é decorrente da distribuição espacial derivada do número de ligações e elétrons desemparelhados presentes nos vários átomos que compõem a molécula. A geometria influencia várias propriedades de uma substância, incluindo sua reatividade, sua polaridade, o estado físico da matéria, a cor, o magnetismo e a atividade biológica.

De acordo com as estruturas de Lewis das moléculas, representadas abaixo, suas geometrias são, respectivamente:



- a) quadrado planar, linear, trigonal planar.
- b) quadrado planar, angular, trigonal piramidal.
- c) cúbica, angular, tetraédrica.
- d) octaédrica, linear, tetraédrica.
- e) tetraédrica, linear, trigonal piramidal.

4- Marque a opção que mostra correlação entre a molécula, sua geometria e sua polaridade:

- a) CCl4, tetraédrica e polar.
- b) PBr3, piramidal e apolar.
- c) BeF2, angular e polar
- d) CO2, linear e apolar.
- e) NH3, angular e apolar.

5- O metano é a mais simples molécula orgânica existente, formada apenas por um átomo de carbono ligado a quatro átomos de hidrogênio.

Essa molécula apresenta o seguinte tipo de configuração geométrica:

- a) linear
- b) angular
- c) tetraédrica
- d) trigonal plana

6- A degradação anaeróbica de matéria orgânica contendo enxofre pode levar à formação de substâncias com odores altamente desagradáveis. Dentre essas substâncias estão o gás sulfídrico (H₂S) e as mercaptanas, como a pentamercaptana (1-pentanotiol).

Assinale a alternativa que apresenta corretamente a geometria molecular do gás sulfídrico e a fórmula molecular do 1-pentanotiol.



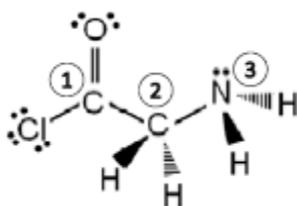
- a) Angular e C₅H₄S.
- b) Linear e CH₄S.
- c) Angular e CH₄S.
- d) Angular e C₅H₁₂S.
- e) Tetraédrica e C₅H₁₂S.

7- Dentre os gases fluorídrico (HF), cianídrico (HCN), amoníaco (NH₃) e metano (CH₄), o (s) que apresenta (m) molécula apolar e geometria tetraédrica é (são)

- a) CH₄
- b) NH₃
- c) HCN e NH₃
- d) HF e CH₄

8- A glicina é considerada o aminoácido estruturalmente mais simples. É um neurotransmissor inibitório, glicogênico (converte-se em glicose no fígado). Atua como fonte de nitrogênio para a síntese de aminoácidos não essenciais no organismo. Participam, ainda, de várias funções fisiológicas, bem como se converte em creatina, a qual está presente nos músculos, no cérebro e no sangue como um promotor da contração muscular, além de inibir o desejo de consumo de açúcar

Analisando a molécula da glicina a seguir, determine a geometria molecular de cada um dos átomos indicados.



- a) 1=trigonal planar; 2=tetraedral; 3=trigonal piramidal.
- b) 1=tetraedral; 2=tetraedral; 3=tetraedral.
- c) 1=trigonal planar, 2=tetraedral, 3=tetraedral.

d) 1=tetraedral; 2=tetraedral; 3=trigonal planar.

e) 1=trigonal planar; 2=trigonal piramidal; 3=trigonal piramidal.

9- Na tentativa de explicar a origem dos seres vivos, Muller reproduziu, em seu experimento, as condições atmosféricas primitivas, que continham os gases metano (CH₄); amônia (NH₃); gás hidrogênio (H₂) e vapor de água (H₂O).

Esses quatro compostos apresentam, respectivamente, estruturas com geometria molecular:

- a) tetraédrica, piramidal, linear e angular.
- b) piramidal, octaédrica, angular e linear.
- c) tetraédrica, trigonal plana, piramidal e linear.
- d) angular, tetraédrica, angular e piramidal.
- e) piramidal, piramidal, angular e trigonal plana.

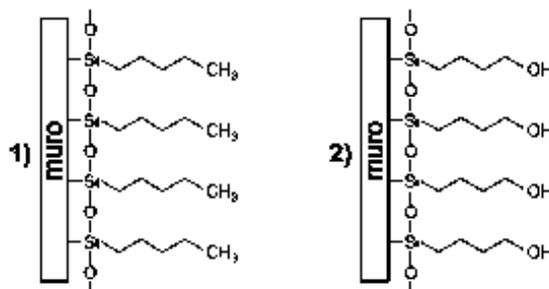
10- Considerando as substâncias água, H₂O, e o dióxido de carbono, CO₂, e suas propriedades físicas e químicas, é CORRETO afirmar que

- a) a molécula de CO₂ é polar.
- b) a molécula de CO₂ apresenta geometria linear.
- c) as duas moléculas (H₂O e CO₂) conduzem corrente elétrica.
- d) na molécula de CO₂, existem oito pares de elétrons ligantes.
- e) as moléculas de H₂O entre si apresentam interações intermoleculares mais fracas que as de CO₂.

Forças Intermoleculares

1- Uma alternativa encontrada nos grandes centros urbanos, para se evitar que pessoas desorientadas urinem nos muros de casas e estabelecimentos comerciais, é revestir esses muros com um tipo de tinta que repele a urina e, assim, “devolve a urina” aos seus verdadeiros donos. A figura a seguir apresenta duas representações para esse tipo de revestimento.

Como a urina é constituída majoritariamente por água, e levando-se em conta as forças intermoleculares, pode-se afirmar corretamente que



- a) os revestimentos representados em 1 e 2 apresentam a mesma eficiência em devolver a urina, porque ambos apresentam o mesmo número de átomos na cadeia carbônica hidrofóbica.

b) o revestimento representado em 1 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica é hidrofóbica e repele a urina.

c) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofóbica e repele a urina.

d) o revestimento representado em 2 é mais eficiente para devolver a urina, porque a cadeia carbônica apresenta um grupo de mesma polaridade que a água, e, assim, é hidrofílica e repele a urina.

2) (PUC-PR) O dióxido de carbono, presente na atmosfera e nos extintores de incêndio, apresenta ligação entre os seus átomos do tipo..... e suas moléculas estão unidas por

Os espaços acima são corretamente preenchidos pela alternativa:

- a) covalente apolar - forças de Van der Waals
- b) covalente apolar - atração dipolo induzido-dipolo induzido
- c) covalente polar - ligações de hidrogênio
- d) covalente polar - forças de Van der Waals
- e) covalente polar - atração dipolo-dipolo

3) Dadas as substâncias:

- 1. CH₄
- 2. SO₂
- 3. H₂O
- 4. Cl₂
- 5. HCl

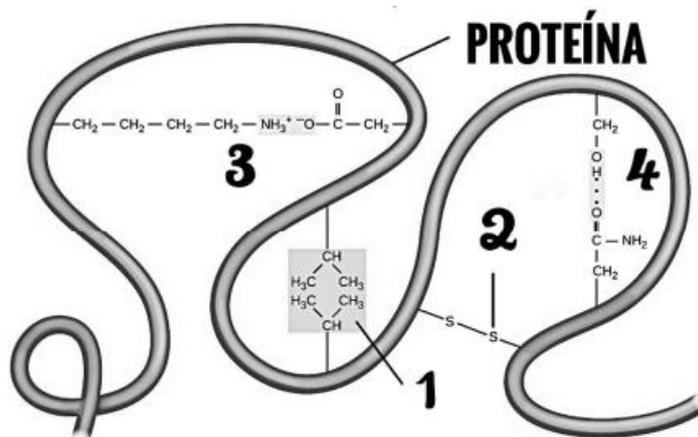
A que apresenta o maior ponto de ebulição é:

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

4- A estrutura terciária das proteínas é determinada por uma variedade de interações químicas. Estas incluem interações hidrofóbicas, ligações iônicas, ligações de hidrogênio, e ligações dissulfeto.

Todas essas interações, fracas e fortes, determinam a forma tridimensional final da proteína. Quando uma proteína perde sua forma tridimensional, ela pode não ser mais funcional.

A figura abaixo representa um fragmento de uma proteína e 4 tipos de interações moleculares ou ligações químicas que garantem a sua conformação tridimensional:



Assinale a alternativa que indica corretamente os tipos de forças intermoleculares ou de ligações químicas presentes nesta proteína:

- a) 1. ligação de hidrogênio, 2. ligação iônica, 3. interação hidrofóbica, 4. ligação dissulfeto.
- b) 1. ligação iônica, 2. ligação dissulfeto, 3. ligação de hidrogênio, 4. interação hidrofóbica.
- c) 1. interação hidrofóbica, 2. ligação dissulfeto, 3. ligação iônica, 4. ligação de hidrogênio.
- d) 1. ligação dissulfeto, 2. ligação iônica, 3. interação hidrofóbica, 4. ligação de hidrogênio.

5- Uma das máximas da química é “semelhantes dissolvem semelhante”. Esta afirmação se baseia na afinidade que as moléculas apresentam uma em relação a outra através das forças intermoleculares, ou seja moléculas polares tem boa afinidade por outras moléculas polares enquanto que moléculas apolares tem boa afinidade por outras moléculas apolares. Marque a opção onde somente existem moléculas apolares.

- a) CH₄, H₂O, CO₂, HCl
- b) C₂H₆, CO₂, N₂, O₂
- c) NH₃, CO₂, H₂O, CH₄
- d) NaCl, CH₄, SF₆, PF₆
- e) H₂O, NH₃, HCl, F₂

6- O entendimento microscópico das interações intermoleculares é extremamente importante na compreensão de diversos fenômenos macroscópicos. Numere a COLUNA II de acordo com a COLUNA I associando os tipos de forças intermoleculares com o fenômeno físico.

COLUNA I

- 1. Ligação de hidrogênio
- 2. Forças íon-dipolo
- 3. Forças dipolo-dipolo
- 4. Forças de dispersão de London

COLUNA II

- () O neopentano é mais volátil que o n-pentano.
- () O gás metano é mais volátil que a acetona.

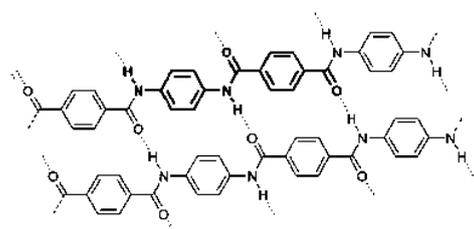
() Em condições ambientais, uma solução de brometo de potássio ferve em uma temperatura superior a 100 °C.

() O etilenoglicol, principal substância em anticongelantes, tem uma temperatura de ebulição em condições ambientes superior a 195 °C.

Assinale a sequência CORRETA

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

7- O Kevlar® foi fabricado pela primeira vez em 1965 por Stephanie Kwolek, enquanto trabalhava nos laboratórios DuPont nos Estados Unidos. Trata-se de um polímetro resistente do ar e sete vezes mais resistente que o aço por unidade de peso. Atualmente é empregado em uma ampla variedade de aplicações. O segredo de suas extraordinárias propriedades reside na estrutura cristalina altamente coordenada do Kevlar® conforme ilustrado no esquema.

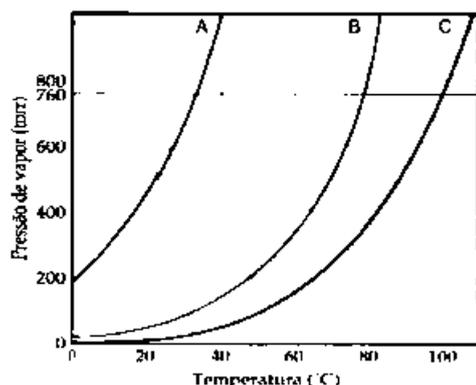


Fonte: Burrows, A. et al., Química3: introdução à química inorgânica, orgânica e físico-química, LTC, v.1, Rio de Janeiro, 2012 (adaptado).

Em relação ao tipo de forças intermoleculares presentes nas moléculas do Kevlar®, pode-se afirmar que são

- a) dipolo-dipolo, a partir da formação de cargas permanentes na estrutura cristalina do material sólido.
- b) forças de London, associadas à baixa polaridade dos grupos benzeno presente na estrutura molecular.
- c) íon-dipolo, relacionado à ionização do grupo N - H e interação com a carbonila da outra cadeia polimérica.
- d) íon-dipolo, induzido em consequência da forte interação entre o grupo carbonila e o anel benzênico.
- e) ligações de hidrogênio, em função da polaridade dos grupos amida presentes na cadeia do polímero.

8- Analise as afirmativas a seguir referentes às curvas de pressão de vapor de três líquidos puros: A, B e C.



I. O líquido B é o mais volátil à temperatura ambiente.

II. As forças intermoleculares no líquido A são menores que nos demais.

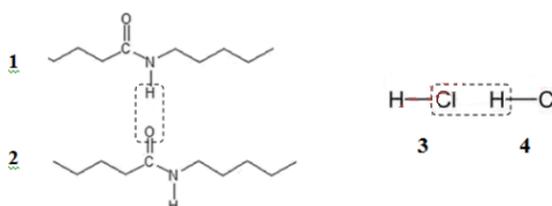
III. O ponto de ebulição do líquido C é menor que o do líquido A.

IV. Quando se adiciona um soluto não volátil ao líquido A, observa-se um aumento de seu ponto de ebulição.

Das afirmativas acima, pode-se dizer que:

- a) todas as afirmativas estão corretas.
- b) estão corretas somente as afirmativas II e IV.
- c) estão corretas somente as afirmativas I e II.
- d) estão corretas somente as afirmativas II e III.
- e) está correta somente a afirmativa IV.

9- As forças intermoleculares são responsáveis por várias propriedades físicas e químicas das moléculas, como, por exemplo, a temperatura de fusão. As estruturas relacionadas abaixo ilustram algumas dessas interações específicas.



Marque a alternativa que relaciona corretamente as interações específicas entre os compostos 1-2 e 3-4, respectivamente.

- a) Ligação covalente e interação dipolo-dipolo.
- b) Ligação iônica e interação hidrofóbica.
- c) Ponte de hidrogênio e forças de Van der Waals.
- d) Interação dipolo-dipolo e ponte de hidrogênio.
- e) Ponte de hidrogênio e interação dipolo-dipolo.

10- Água e etanol são dois líquidos miscíveis em quaisquer proporções. Essa miscibilidade está justificada por algumas forças intermoleculares denominadas:

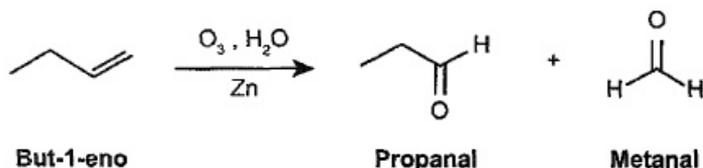
- a) Ligações iônicas.
- B) Ligações de hidrogênio.
- c) Covalentes coordenadas.
- d) Dipolo induzido - dipolo induzido.
- e) Dipolo permanente

Ciclanos e Aromaticos

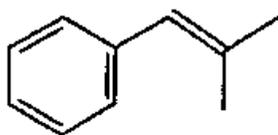
1- A ozonólise é uma reação de alcenos baseada no uso de ozônio como agente oxidante, seguida de uma hidrólise, catalisada pelo zinco metálico, formando aldeídos e/ou cetonas além de peróxido de hidrogênio. Na reação de ozonólise do 2,3-dimetilbut-2-eno, nas condições citadas, o(s) produto(s) principal(is) formado(s) além do peróxido de hidrogênio é (são) :

- a) Propanal.
- b) Butanona.
- c) Etanal e propanona.
- d) Propanona.
- e) Propanal e propanona.

2- A ozonólise, reação utilizada na indústria madeireira para a produção de papel, é também utilizada em escala de laboratório na síntese de aldeídos e cetonas. As duplas ligações dos alcenos são clivadas pela oxidação com o ozônio (O₃), em presença de água e zinco metálico, e a reação produz aldeídos e/ou cetonas, dependendo do grau de substituição da ligação dupla. Ligações duplas dissustituídas geram cetonas, enquanto as ligações duplas terminais ou monossustituídas dão origem a aldeídos, como mostra o esquema.



Considere a ozonólise do composto 1-fenil-2-metilprop-1-eno:



1-fenil-2-metilprop-1-eno

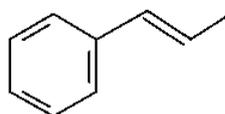
MARTINO, A. *Química, a ciência global*.
Goiânia: Editora W, 2014 (adaptado).

Quais são os produtos formados nessa reação?

- a) Benzaldeído e propanona.
- b) Propanal e benzaldeído.
- c) 2-fenil-etanal e metanal.
- d) Benzeno e propanona.
- e) Benzaldeído e etanal.

3- O permanganato de potássio (KMnO₄) é um agente oxidante forte muito empregado tanto em nível laboratorial quanto industrial. Na oxidação de alcenos de cadeia normal, como o 1-fenil-1-propeno, ilustrado na figura, o KMnO₄ é utilizado para a produção de ácidos carboxílicos.

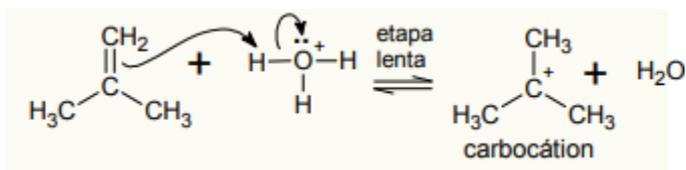
Os produtos obtidos na oxidação do alceno representado, em solução aquosa de KMnO₄, são:



1-fenil-1-propeno

- a) Ácido benzoico e ácido etanoico.
- b) Ácido benzoico e ácido propanoico.
- c) Ácido etanoico e ácido 2-feniletanoico.
- d) Ácido 2-feniletanoico e ácido metanoico.
- e) Ácido 2-feniletanoico e ácido propanoico.

4- Entre as reações de adição mais importantes está a de hidratação dos alcenos e alcinos. Nessa reação, ocorre a adição de água catalisada em meio ácido (normalmente são usadas soluções aquosas de ácido fosfórico ou sulfúrico, para que a concentração de água seja alta. O primeiro passo dessa reação está mostrado a seguir:



- a) Os elétrons π do alceno atacam o próton do ácido formando um carbocátion mais estável.
- b) Os elétrons σ do alceno atacam o próton do ácido formando um carbocátion menos estável.
- c) O alceno age como eletrófilo, capturando o próton do ácido.
- d) Os elétrons dos orbitais sp² do alceno atacam o próton do ácido, formando um carbocátion mais estável.
- e) Os elétrons dos orbitais p do alceno atacam o oxigênio da água para formar um álcool secundário.

5- No caso dos alcinos, a hidratação produz um enol em equilíbrio com a sua forma ceto, a chamada tautomeria. Assinale a alternativa que apresenta os tautômeros provenientes da hidratação do butino.

- a) But-1-en-2-ol e butanona
- b) But-1-en-3-ol e butanona
- c) But-1-en-2-ol e butanal
- d) But-1-en-3-ol e butanal
- e) But-3-en-2-ol e butanal

6- Um processo petroquímico gerou a mistura, em partes iguais, dos alcinos com fórmula molecular C₆H₁₀. Por meio de um procedimento de análise, determinou-se que essa mistura continha 24 gramas de moléculas de alcinos que possuem átomo de hidrogênio ligado a átomo de carbono insaturado.

A massa da mistura, em gramas, corresponde a:

- a) 30

- b) 36
c) 42
d) 48

7- Soneto Químico

De filhos do carbono nós fazemos
de ti "compostos", ó gloriosa arte,
reagiremos total, parte a parte,
em ciclanos, em alcinos ou alcadienos.

Desbravamos-te as formas anômeras,
descobrimos veredas inúmeras,
desde todos mistérios da alquimia
onde ainda era tida como magia.

Esculpida em mercúrio, chumbo e ferro.
Em teu avanço para o tempo moderno
tivestes sim uma explosão "polvorosa".
Conhecer-te será sempre uma sina,
empiricamente maravilhosa,
então aplaudamos-te de pé, ó QUÍMICA.

A fórmula geral dos compostos orgânicos apresentados no poema é, respectivamente,

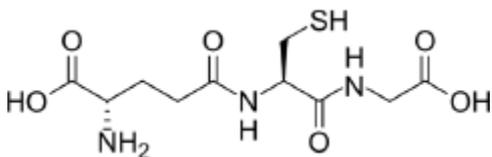
- a) C_nH_{2n} ; C_nH_{2n-2} ; C_nH_{2n-2}
b) C_nH_{2n+2} ; C_nH_{2n-2} ; C_nH_{2n}
c) C_nH_{2n} ; C_nH_{2n-2} ; C_nH_{2n+2}
d) C_nH_{2n+2} ; C_nH_{2n} ; C_nH_{2n-2}

8- Assinale a alternativa que apresenta a fórmula geral para os Alcinos (ou Alquinos).

- a) C_nH_{2n}
b) $C_nH_{2n} + 2$
c) $C_nH_{2n} - 2$
d) C_nH_n

Funções Oxigenada - (Álcool, Enol, Fenol)

1- A glutatona é um tripeptídeo linear, constituído por três aminoácidos: ácido glutâmico, cisteína e glicina, sendo o grupo (S-H) o centro ativo responsável pelas suas propriedades bioquímicas. A glutatona está presente na maioria das células, em concentrações compreendidas entre 1 e 8 mmol.L-1, estando presente em maior quantidade no fígado. Sua estrutura está ilustrada abaixo:



Os grupos funcionais orgânicos presentes na glutatona são:

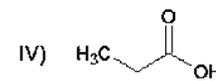
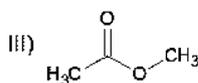
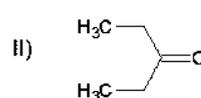
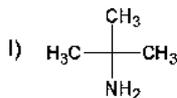
- a) amina, álcool, amida e tiol.
b) álcool, cetona, amina e tiol.

- c) fenol, amina, amida e ácido carboxílico.
d) ácido carboxílico, amina, amida e tiol.
e) tiol, aromático, amina e álcool.

2- Qual radical deve estar ligado diretamente a um átomo de carbono em um anel aromático para que tenhamos a formação de uma função fenol?

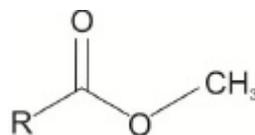
- a) hidroxila
b) carbonila
c) carboxila
d) formila

3- De acordo com as estruturas químicas abaixo é correto afirmar que:



- a) Possuem função orgânica: I - aldeído; II - cetona; III - ácido carboxílico; IV - álcool.
b) Possuem função orgânica: I - éster; II - alceno; III - amina; IV - amida.
c) Possuem função orgânica: I - éter; II - cetona; III - alcino; IV - aldeído.
d) Possuem função orgânica: I - cetona; II - álcool; III - amina; IV - éster.
e) Possuem função orgânica: I - amina; II - cetona; III - éster; IV - ácido carboxílico.

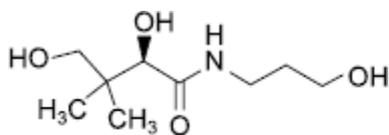
4- Na cultura de produtos orgânicos é proibido o uso de agrotóxicos, como o herbicida metalaxil que, segundo a Anvisa, já foi banido do Brasil. Faz parte da estrutura desse herbicida a função orgânica representada por



Essa função orgânica é denominada

- a) álcool.
b) cetona.
c) ácido carboxílico.
d) aldeído.
e) éster.

5- O D-panthenol é um princípio ativo usado em produtos para hidratação da pele e dos cabelos. Sua fórmula estrutural é apresentada na figura.



(www.carlroth.com. Adaptado.)

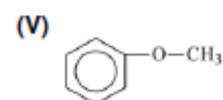
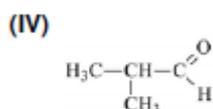
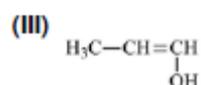
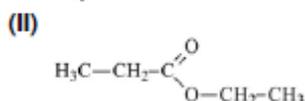
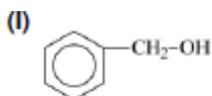
Na molécula do D-panthenol estão presentes os grupos funcionais característicos das funções orgânicas álcool e

- amina.
- amida.
- éter.
- cetona.
- aldeído.

6- A função orgânica fenol é caracterizada por apresentar um grupo

- OH ligado a um anel aromático.
- CHO ligado a um anel aromático.
- CHO ligado a um radical alquila.
- OH ligado a um radical alquila.
- COOH ligado a um radical alquila.

7- Com base nos conhecimentos sobre funções orgânicas, relacione a coluna da esquerda com a da direita.



- Enol.
- Álcool.
- Aldeído.
- Éter.
- Éster.

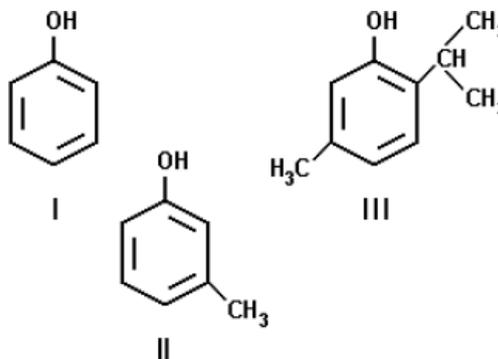
Assinale a alternativa que contém a associação correta.

- I-A, II-C, III-E, IV-B, V-D.
- I-B, II-D, III-C, IV-A, V-E.
- I-B, II-E, III-A, IV-C, V-D.
- I-D, II-C, III-B, IV-E, V-A.

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

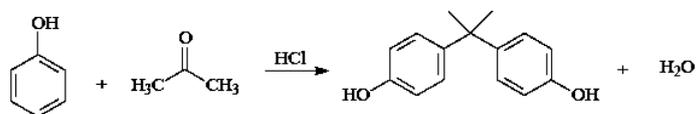
8- A atividade bactericida de determinados compostos fenólicos deve-se, em parte, à atuação destes compostos como detergentes, que solubilizam e destroem a membrana celular fosfolipídica das bactérias. Quanto menor for a solubilidade dos compostos fenólicos em água, maior será a ação antiséptica.

Com relação às solubilidades dos compostos fenólicos I, II e III, em água, assinale a opção correta.



- I é mais solúvel que II e II mais solúvel que III.
- I é menos solúvel que II e II menos solúvel que III.
- II é menos solúvel que I e I menos solúvel que III.
- II é mais solúvel que I e I mais solúvel que III.
- I, II e III têm, individualmente, a mesma solubilidade.

9- Nos últimos tempos os pesquisadores tem discutido muito sobre o risco dos plásticos a saúde e ao meio ambiente. O vilão do momento é o bisfenol A (BPA). Este composto químico é largamente utilizado em utensílios tais como: mamadeiras, garrafas de água mineral, selantes dentários, latas de conserva, tubos para água, CDs e DVDs etc. Estes materiais ao sofrerem a ação de processos físicos ou químicos, liberam bisfenol A em alimentos, em bebidas e no ambiente (Ciência Hoje, No 292, Vol. 49, maio de 2012). Com relação a reação de obtenção do bisfenol A, as funções orgânicas envolvidas respectivamente são



- cetona, fenol e fenol.
- fenol, cetona e fenol.
- cetona, enol e álcool.
- enol, álcool e aromático.
- álcool, aldeído e ácido carboxílico.

10- Em nosso cotidiano, a química se apresenta nas mais variadas formas, através de diferentes compostos. Os compostos butano, fenol, etanol, hidróxido de magnésio e ácido acético podem ser empregados respectivamente como

a) tempero para saladas, combustível, gás de cozinha, desinfetante, antiácido estomacal.

b) gás de cozinha, desinfetante, combustível, antiácido estomacal, tempero para saladas.

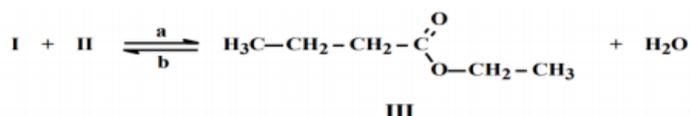
c) gás de cozinha, antiácido estomacal, combustível, tempero para saladas, desinfetante.

d) combustível, gás de cozinha, tempero para saladas, desinfetante, antiácido estomacal.

e) combustível, gás de cozinha, antiácido estomacal, tempero para saladas, desinfetante.

Funções inorgânicas (Ácidos)

1- Muitos sabores e odores de alimentos se devem a misturas complexas de substâncias orgânicas, nas quais predominam os ésteres. Ésteres podem ser obtidos pela reação de ácidos carboxílicos (RCOOH ou ArCOOH) com álcoois (R'OH) ou fenóis (Ar'OH). A obtenção de um éster que possui aroma de abacaxi, usada na indústria alimentícia, deve-se a reação entre um ácido carboxílico (I) e um álcool (II), de acordo com o esquema reacional abaixo:



Sobre o exposto acima, é correto afirmar que:

a) O composto II é o butan-2-ol.

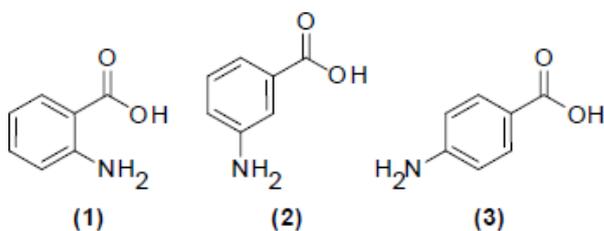
b) O composto I é o ácido propanóico.

c) A reação direta, indicada pela letra "a", é classificada como reação de esterificação, enquanto que a reação indicada pela letra "b" é a reação de hidrólise.

d) O composto I não possui hidrogênios ionizáveis, sendo classificado como aldeído.

e) O composto III não é isômero de função do ácido hexanóico.

2- Os ácidos 2-aminobenzóico (1), 3-aminobenzóico (2) e 4-aminobenzóico (3), apesar de possuírem a mesma fórmula molecular, têm características muito diferentes. Os ácidos (1) e (2) são considerados nocivos à saúde, enquanto o ácido (3) é produzido no nosso organismo, considerado um antioxidante e precursor do ácido fólico. As estruturas desses ácidos estão representadas abaixo.



As moléculas dos ácidos (1), (2) e (3) são classificadas como:

a) Isômeros de cadeia.

b) Enantiômeros.

c) Isômeros de posição.

d) Alótropos.

e) Isômeros de compensação.

3- Um laboratorista, ao testar a condutividade elétrica de uma solução aquosa de uma base fraca, verificou que a lâmpada acendia tenuamente. No entanto, quando acrescentava um ácido fraco de mesma concentração molar, o brilho da lâmpada aumentava. Podemos concluir que o aumento do brilho

a) Foi pelo aumento do pH.

b) Foi pela diminuição do pH.

c) Foi pela reação química que aumentou a oferta de elétrons livres.

d) Foi pela reação química que aumentou a oferta de íons.

e) Foi pela reação química que aumentou a oferta de radiação ionizante.

4- O pH é um parâmetro fundamental para a escolha de xampu e condicionador, sobretudo para quem tem o cabelo cacheado ou crespo, cujo pH se situa entre 4,5 e 5,5. Se o pH dos produtos for muito diferente, o cabelo pode ficar seco, sem brilho e quebradiço. Ao comprar xampu e condicionador, Dandara mediu o pH de cada um com um pHmetro portátil e obteve os valores 7,8 e 6,0, respectivamente.

Algumas afirmações são listadas a seguir:

I. O xampu utilizado por Dandara é ácido, enquanto o condicionador é básico.

II. A concentração de íons hidrônio (H_3O^+) no condicionador é $1\mu\text{mol/L}$, sendo um valor maior que a concentração de íons hidrônio para o xampu.

III. Para ajustar o pH dos produtos ao pH do seu cabelo, Dandara poderia adicionar um ácido fraco, como o ácido cítrico, ao xampu e ao condicionador.

IV. Ao adicionar hidróxido de sódio aos dois produtos, o valor apontado no pHmetro será maior que os valores obtidos na medição inicial dos produtos.

Estão CORRETAS

a) I, II e IV, apenas.

b) II, III e IV, apenas.

c) I, II e III, apenas.

d) I, III e IV, apenas.

e) I, II, III e IV.

5-Outro composto encontrado no óleo de citronela, embora em menor proporção, é o isopulegol. Trata-se de um álcool cíclico formado a partir do ataque nucleofílico dos elétrons pi da ligação dupla do citronelal ao carbono de sua carbonila, reação essa catalisada por ácidos de Lewis.

Com relação ao isopulegol e a sua formação, julgue o item.

Assinale a opção que apresenta o composto que poderia atuar como ácido de Lewis na catálise da conversão do citronelal em isopulegol.

- a) NH_3
- b) CH_4
- c) BCl_3
- d) H_2O

6- Um agrônomo analisando um determinado tipo de solo percebeu que o mesmo estava com uma acidez muito elevada. Com base nestas informações qual das substâncias abaixo poderia ser utilizada na correção da elevada acidez deste solo?

- a) NaCl
- b) CaCO_3
- c) H_2O_2
- d) H_2O
- e) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$

7- O refluxo gastroesofágico é uma doença digestiva, devido ao fato de o suco gástrico presente no estômago voltar pelo esôfago, causando dor, queimação e azia. Para aliviar esses sintomas, várias pessoas recorrem ao uso de antiácidos, que podem ter em sua composição o hidróxido de magnésio - $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Sobre o hidróxido de magnésio, é CORRETO afirmar que:

- a) é formado por 2 elementos químicos.
- b) é uma substância simples.
- c) um dos elementos presentes na sua fórmula é um metal alcalino.
- d) pertence à função base.
- e) sua molécula é formada por 4 átomos.

8- As abelhas utilizam a sinalização química para distinguir a abelha-rainha de uma operária, sendo capazes de reconhecer diferenças entre moléculas. A rainha produz o sinalizador químico conhecido como ácido 9-hidroxidec-2-enoico, enquanto as abelhas-operárias produzem ácido 10-hidroxidec-2-enoico. Nós podemos distinguir as abelhas-operárias e rainhas por sua aparência, mas, entre si, elas usam essa sinalização química para perceber a diferença. Pode-se dizer que veem por meio da química.

As moléculas dos sinalizadores químicos produzidas pelas abelhas rainha e operária possuem diferença na

- a) fórmula estrutural.
- b) fórmula molecular.
- c) identificação dos tipos de ligação.
- d) contagem do número de carbonos.
- e) identificação dos grupos funcionais.

9- A análise do princípio ativo de quatro formulações encontradas num kit de primeiros-socorros possibilitou explorar alguns conceitos químicos. No quadro abaixo, são observadas as substâncias analisadas associadas, respectivamente, às suas aplicações e às características químicas.

Substância	Aplicação	Característica Química
Aspirina	Analgésico	Libera H_3O^+ em meio aquoso
Sulfato ferroso	Tratamento de anemia	Provém de uma reação de neutralização
Água	Limpeza	Tem o oxigênio como o elemento mais eletronegativo
Leite de magnésia	Contra acidez estomacal	Libera OH^- em meio aquoso

O princípio ativo das substâncias contidas no quadro são representantes, respectivamente, das funções químicas denominadas

- a) óxido, ácido, base e sal.
- b) ácido, sal, óxido e base.
- c) base, óxido, ácido e sal.
- d) sal, base, óxido e ácido.
- e) base, ácido, sal e óxido.

10- Ácidos são substâncias químicas que se fazem presentes no nosso dia a dia. Como exemplo, tem-se o ácido sulfúrico que pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes; para limpeza de pisos, o ácido muriático é usado; para bebidas gaseificadas, emprega-se o ácido carbônico, formado pela reação da água com gás carbônico. Esses ácidos podem ser representados pelas seguintes fórmulas moleculares, respectivamente:

- a) H_2SO_4 ; HCl ; H_2CO_3 .
- b) H_2S ; HF ; H_2CO .
- c) H_2SO_3 ; HI ; H_2CO_2 .
- d) H_2SO_2 ; HClO_2 ; H_2CO_2 .
- e) H_2S ; HBr ; H_2CO .

Função oxigenadas (Éter, Aldeídos, Cetonas, Ácidos Carboxílicos)

1- Considere as seguintes afirmações:

- I. Aldeídos podem ser oxidados a ácidos carboxílicos.
- II. Alcanos reagem com haletos de hidrogênio.
- III. Aminas formam sais quando reagem com ácidos.
- IV. Alcenos reagem com álcoois para formar ésteres.

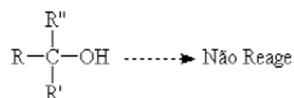
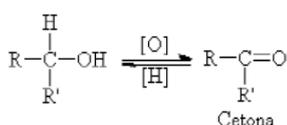
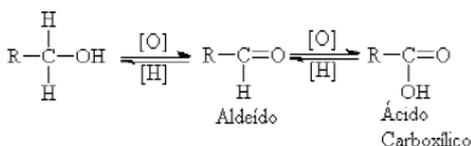
Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas

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

d) II e IV.

e) IV.

2- A obtenção de aldeídos, cetonas e ácidos carboxílicos a partir das reações de oxidação de álcoois é de fundamental importância nos processos de síntese orgânica. Os aldeídos, por exemplo, são componentes secundários do processo de fabricação de cachaça, sendo responsáveis pelo aroma e sabor desse tipo de destilado. No entanto, nesse processo, esses componentes não podem estar acima dos limites estabelecidos pelo Ministério da Agricultura. Essas reações também podem ser utilizadas para diferenciação de álcoois, conforme mostrado a seguir:



Em relação às reações, marque a alternativa CORRETA.

- a) Os álcoois terciários, durante o processo, serão facilmente oxidados.
- b) A oxidação completa do butan-2-ol produzirá ácido butanoico.
- c) Os álcoois primário e secundário, durante o processo, serão oxidados.
- d) A quantidade de aldeído, além do limite, não causará danos à saúde.

3- Analise as afirmações referentes às propriedades dos compostos orgânicos:

(1) O metanol é o álcool de estrutura mais simples, utilizado como solvente industrial, na indústria de plástico, e como solvente em reações de importância farmacológica.

(2) O aldeído é uma substância orgânica que se caracteriza pela presença, em sua estrutura, do grupamento carbonila, ligado a um radical alifático ou aromático.

(3) As cetonas são substâncias que possuem o grupo carbonila ligado a um carbono primário, formando o grupo funcional R1COR2.

(4) A substância CH₃CH₂OCH₃ é usada tanto como solvente quanto anestésico geral e seus vapores formam mistura explosiva com o oxigênio do ar. Ao ser inalada, atua como anestésico.

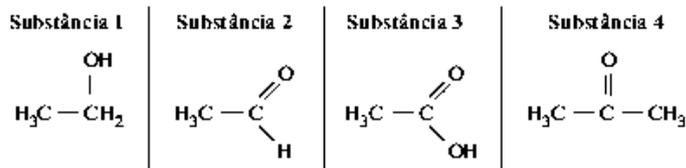
(5) A substância CH₃COCH₃ é uma cetona conhecida comercialmente como acetona e utilizada como solvente para a remoção de esmalte.

No que se refere às afirmações apresentadas, estão corretas apenas

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

4- Aldeídos e cetonas podem ser diferenciados a partir de um teste conhecido como Fehling. Duas soluções conhecidas como Fehling A e Fehling B são misturadas e adicionadas à solução contendo a substância a ser testada. O produto da mistura Fehling reage com a carbonila do aldeído, provocando sua oxidação. Se

a solução mudar de cor (de azul para marrom), dizemos que o teste deu positivo, indicando a presença de aldeído na solução. A seguir são apresentadas as fórmulas estruturais de algumas substâncias comuns:

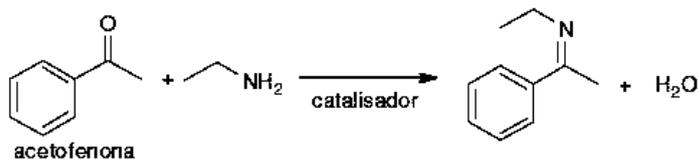


Soluções das substâncias 1, 2, 3 e 4 foram analisadas com o teste de Fehling. É correto afirmar que o teste dará positivo para a solução contendo a substância

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

5- Algumas substâncias apresentam aromas bastante agradáveis e podem ser utilizadas na área de perfumaria, assim como os agentes aromatizantes em alimentos. Dentre as várias substâncias, as cetonas e os aldeídos são bastante utilizados. Estas propriedades também são encontradas na acetofenona (aroma de pistache) e no benzaldeído (aroma de amêndoas).

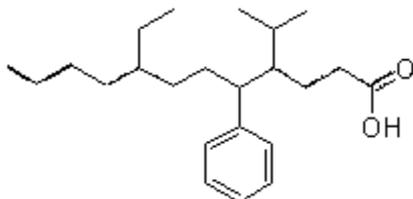
A reação a seguir utiliza a acetofenona para a formação da imina com 70% de rendimento da reação.



Assinale a alternativa que contém a massa de imina obtida a partir de 1 mol de acetofenona, na reação apresentada acima.

- a) 147,0
- b) 109,2
- c) 102,9
- d) 84,0
- e) 93,5

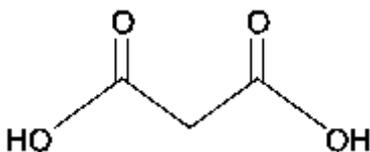
6- O composto representado pela fórmula estrutural, abaixo, pertence à função orgânica dos ácidos carboxílicos e apresenta alguns substituintes orgânicos, que correspondem a uma ramificação como parte de uma cadeia carbônica principal, mas, ao serem mostrados isoladamente, como estruturas que apresentam valência livre, são denominados radicais.



O nome dos substituintes orgânicos ligados respectivamente aos carbonos de número 4, 5 e 8 da cadeia principal, são

- a) etil, toluil e n-propil.
- b) butil, benzil e isobutil.
- c) metil, benzil e propil.
- d) isopropil, fenil e etil.
- e) butil, etil e isopropil.

7- A fórmula estrutural apresentada a seguir representa um composto orgânico pertencente ao grupo dos ácidos dicarboxílicos.



Esse composto é notabilizado por ser solúvel em água em qualquer proporção. Essa solubilidade se deve ao tipo de interação estabelecida entre suas moléculas e as da água.

Essa interação é denominada de

- a) dipolo temporário – dipolo temporário.
- b) dipolo permanente – dipolo temporário.
- c) ligação iônica.
- d) ligação covalente.
- e) ligação de hidrogênio.

8- Qual dos compostos a seguir apresenta as seguintes características?

· Podem ser obtidos pela reação entre álcoois e ácidos carboxílicos; por isso, são considerados derivados de ácidos carboxílicos.

· São abundantes na natureza, constituindo essências de frutos, flores etc.

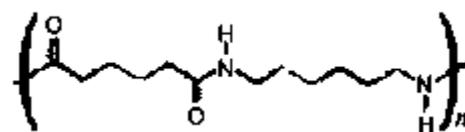
· Podem ser obtidos artificialmente e usados nos alimentos para reforçar ou atribuir sabores e aromas desejados.

- a) Éteres
- b) Ésteres
- c) Anidridos de ácidos
- d) Fenóis
- e) Cetonas

9- Em uma das cenas de Cinema Paradiso, filme em homenagem à sétima arte, a película, constituída de material polimérico, enrosca-se no projetor, causando incêndio. Durante muito tempo, importantes obras cinematográficas foram destruídas devido à queima dessas películas, em cujo processo de combustão são liberados diferentes gases tóxicos. Tais gases, entre os quais se encontram o SO₂, o NO_x e o CO₂, fazem parte do conjunto daqueles que, resultantes de atividades industriais, contribuem para o fenômeno da chuva ácida. O polímero utilizado inicialmente em películas de cinema foi substituído por outro que reduzia riscos de incêndio, mas se oxidava com o passar do tempo, liberando ácido carboxílico fraco, que inutilizava os filmes. Atualmente, a indústria do cinema utiliza películas constituídas basicamente do material conhecido como poliamida.

Considerando-se esse texto, julgue o item subsequente.

A reação de polimerização entre ácidos dicarboxílicos e diaminas pode gerar o polímero representado pela estrutura a seguir.



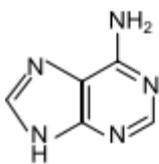
- a) CERTO
- b) ERRADO

10- Em química orgânica, os álcoois podem ser oxidados levando à formação de aldeídos, cetonas e ácidos carboxílicos. A oxidação do n-propanol e do iso-propanol leva, respectivamente, à formação de

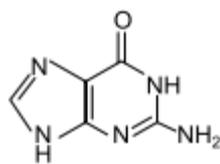
- a) propanona e ácido propanoico.
- b) propanona e propanal.
- c) propanona e propanona.
- d) propanal e ácido propanoico
- e) propanal e propanona.

BASES

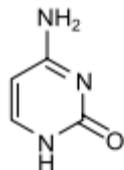
1- Para responder à questão, analise as fórmulas estruturais de bases nitrogenadas que compõem o DNA e os símbolos empregados para representá-las.



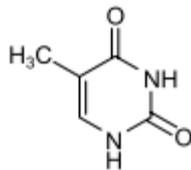
adenina (A)



guanina (G)



citosina (C)



timina (T)

Os pareamentos das bases na dupla-hélice da molécula de DNA ocorrem por meio de

- a) ligações covalentes simples.
- b) ligações covalentes duplas.
- c) ligações de hidrogênio.
- d) ligações iônicas.
- e) forças de London.

2- Considerando as substâncias químicas dadas abaixo,

- A) NaOH
- B) CaO
- C) KCl
- D) KMnO₄
- E) NaF, relacione-as com suas respectivas aplicações:

- I) antimicótico
- II) corretivo de solo
- III) fabricação de sabão
- IV) prevenção cáries dentárias
- V) fertilizante na agricultura

Está correta apenas a alternativa:

- a) A-III; B-II; C-V; D-I; E-IV
- b) A-II; B-I; C-IV; D-III; E-V
- c) A-I; B-III; C-II; D-IV; E-V
- d) A-V; B-IV; C-I; D-V; E-II
- e) A-IV; B-V; C-III; D-II; E-I

3- A erosão dental é caracterizada pela dissolução química dos constituintes minerais do dente sem o envolvimento de microrganismos. Os refrigerantes, em função da acidez, podem promover esse tipo de lesão.

Refrigerante comum	pH	Refrigerante light	pH
I	1,78	I light	2,36
II	1,82	II light	1,87
III	1,92	III light	1,86
IV	2,22	IV light	2,62

Sobre a erosão dental e sua relação com os refrigerantes, é CORRETO o que afirma em:

- a) A acidez do refrigerante III light é maior que o III comum.
- b) Os refrigerantes II, III e IV comuns são mais erosivos.
- c) Os refrigerantes light são mais erosivos que os comuns.
- d) Todos os refrigerantes apresentam caráter alcalino.

4- Companhias que fabricam jeans usam cloro para o clareamento, seguido de lavagem. Algumas estão substituindo o cloro por substâncias ambientalmente mais seguras como peróxidos, que podem ser degradados por enzimas chamadas peroxidases. Pensando nisso, pesquisadores inseriram genes codificadores de peroxidases em leveduras cultivadas nas condições de clareamento e lavagem dos jeans e selecionaram as sobreviventes para produção dessas enzimas.

Nesse caso, o uso dessas leveduras modificadas objetiva

- a) reduzir a quantidade de resíduos tóxicos nos efluentes da lavagem.
- b) eliminar a necessidade de tratamento da água consumida.
- c) elevar a capacidade de clareamento dos jeans.
- d) aumentar a resistência do jeans a peróxidos.
- e) associar ação bactericida ao clareamento.

5- O manejo adequado do solo possibilita a manutenção de sua fertilidade à medida que as trocas de nutrientes entre matéria orgânica, água, solo e o ar são mantidas para garantir a produção. Algumas espécies iônicas de alumínio são tóxicas, não só para a planta, mas para muitos organismos como as bactérias responsáveis pelas transformações no ciclo do nitrogênio. O alumínio danifica as membranas das células das raízes e restringe a expansão de suas paredes, com isso, a planta não cresce adequadamente. Para promover benefícios para a produção agrícola, é recomendada a remediação do solo utilizando calcário (CaCO₃).

Essa remediação promove no solo o(a)

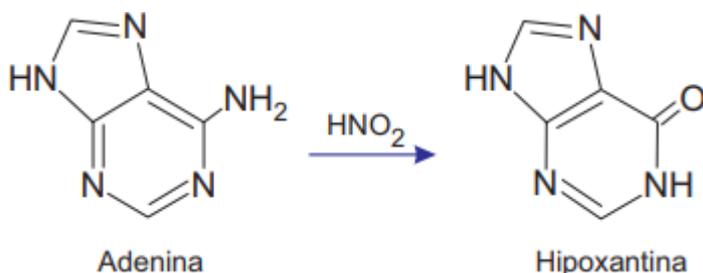
- a) diminuição do pH, deixando-o fértil.
- b) solubilização do alumínio, ocorrendo sua lixiviação pela chuva.

c) interação do íon cálcio com o íon alumínio, produzindo uma liga metálica.

d) reação do carbonato de cálcio com os íons alumínio, formando alumínio metálico.

e) aumento da sua alcalinidade, tornando os íons alumínio menos disponíveis.

6- O nitrito de sódio (NaNO_2), utilizado na conservação de carnes e derivados, é considerado um agente mutagênico, pois o metabolismo humano transforma esse composto em ácido nitroso (HNO_2) que reage com bases nitrogenadas presentes no DNA, podendo modificar o pareamento (pontes de hidrogênio) na formação da dupla hélice, segundo a equação abaixo.



Em relação a essas estruturas químicas, qual função orgânica é formada pela reação apresentada?

- a) Cetona.
- b) Álcool.
- c) Aldeído.
- d) Amina.
- e) Amida.

7- Inúmeros produtos químicos estão presentes no nosso cotidiano, como por exemplo, o vinagre, o mármore e a soda cáustica.

As substâncias citadas pertencem, respectivamente, as seguintes funções químicas:

- a) ácido, base e sal.
- b) sal, base e ácido.
- c) ácido, sal e base.
- d) sal, ácido e base.

8- Considerando as propriedades do HCl , segundo a teoria de Arrhenius, qual a resposta mais apropriada à pergunta da imagem?



a) Para neutralizar as bases do inimigo.

b) Para deslocar o equilíbrio do conflito.

c) Para catalisar uma reação irreversível.

d) Para realizar um processo de separação.

e) Para ser um problema de uma solução nada homogênea.

9- Diante dos compostos apresentados, H_2S – H_3PO_4 – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – $\text{Sn}(\text{OH})_4$, podemos dizer que suas classificações são, respectivamente:

a) Oxiácido, Triácido, moderado - Hidrácido, diácido, fraco - Dibase, forte, pouco solúvel - Tetrabase, fraca, praticamente insolúvel.

B) Hidrácido, diácido, fraco - Dibase, forte, pouco solúvel - Tetrabase, fraca, praticamente insolúvel Oxiácido, Triácido, moderado.

c) Dibase, forte, pouco solúvel - Tetrabase, fraca, praticamente insolúvel - Hidrácido, diácido, fraco - Oxiácido, Triácido, moderado.

d) Tetrabase, fraca, praticamente insolúvel - Hidrácido, diácido, fraco - Oxiácido, Triácido, moderado - Dibase, forte, pouco solúvel.

e) Hidrácido, diácido, fraco - Oxiácido, Triácido, moderado - Dibase, forte, pouco solúvel - Tetrabase, fraca, praticamente insolúvel.

10- O pH de um suco de uva é próximo de 4,0 a 25 °C. Logo, esse suco apresenta

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ e, portanto, é ácido.
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ e, portanto, é ácido.
- c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ e, portanto, é ácido.
- d) $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ e, portanto, é básico.
- e) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ e, portanto, é básico.

FUNÇÕES OXIGENADAS

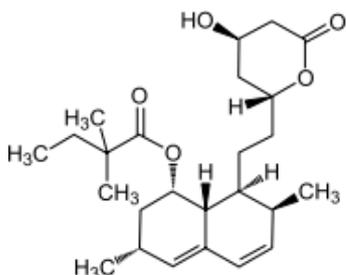
1- Poucos meses antes das Olimpíadas Rio 2016, veio a público um escândalo de doping envolvendo atletas da Rússia. Entre as substâncias anabolizantes supostamente utilizadas pelos atletas envolvidos estão o turinabol e a mestaterona. Esses dois compostos são, estruturalmente, muito similares à testosterona e utilizados para aumento da massa muscular e melhora do desempenho dos atletas.



Quais funções orgânicas oxigenadas estão presentes em todos os compostos citados?

- a) Cetona e álcool.
- b) Fenol e éter.
- c) Amida e epóxido.
- d) Anidrido e aldeído.
- e) Ácido carboxílico e enol.

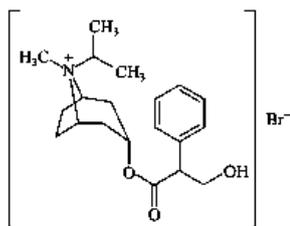
2- A figura representa a estrutura molecular da sinvastatina, fármaco utilizado para redução dos níveis de colesterol no sangue.



As funções orgânicas oxigenadas presentes na sinvastatina são

- a) aldeído e éter.
- b) aldeído e éster.
- c) álcool e cetona.
- d) álcool e éter.
- e) álcool e éster.

3- Estrutura:



brometo de ipratrópio

Massa molar aproximada: 4×10^2 g/mol

Informação extraída da bula:

Cada mL (20 gotas) da solução para inalação contém:
brometo de ipratrópio..... 0,25 mg
veículo q.s.p. 1 mL

(cloreto de benzalcônio, edetato dissódico, cloreto de sódio, ácido clorídrico e água purificada.)

As funções orgânicas oxigenadas presentes na estrutura do fármaco em questão são

- a) éster e ácido carboxílico.
- b) éster e fenol.
- c) éster e álcool.
- d) éter e ácido carboxílico.

e) álcool e cetona.

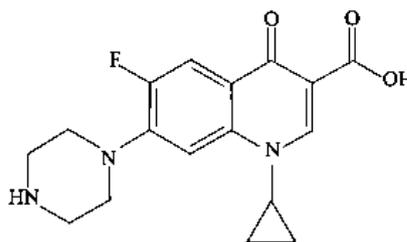
4- O enxofre é um calcogênio presente em um grande número de substâncias, dentre as quais podemos citar:



Considerando as espécies acima, é **incorreto** afirmar que:

- a) K₂SO₃ possui enxofre com número de oxidação +6.
- b) SF₆ e S₈ são apolares e, portanto, insolúveis em água.
- c) SF₆ possui enxofre com octeto expandido e geometria octaédrica.
- d) CH₃SH é um exemplo de composto da função orgânica tiol.
- e) H₂S possui geometria angular com dois pares de elétrons não ligantes.

5- O ciprofloxacino, também conhecido como cipro, é uma droga utilizada como antibiótico no tratamento de infecções. A estrutura química do ciprofloxacino é representada na figura.



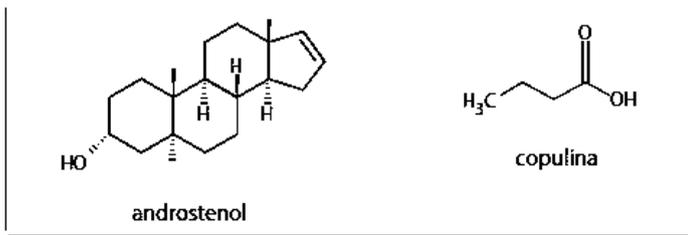
As funções orgânicas oxigenadas na estrutura do ciprofloxacino recebem o nome de

- a) ácido carboxílico e cetona.
- b) ácido carboxílico e aldeído.
- c) aldeído e cetona.
- d) aldeído e éster.
- e) éster e cetona.

6- Feromônios são substâncias químicas secretadas pelos indivíduos que permitem a comunicação com outros seres vivos. Nos seres humanos, há evidências de que algumas substâncias, como o androstenol e a copulina, atuam como feromônios.

<<http://tinyurl.com/hqfrxbb>> Acesso em: 17.09.2016. Adaptado.

As fórmulas estruturais do androstenol e da copulina encontram-se representadas



As funções orgânicas oxigenadas encontradas no androstenol e na copulina são, respectivamente,

- fenol e ácido carboxílico.
- álcool e ácido carboxílico.
- álcool e aldeído.
- álcool e cetona.
- fenol e éster.

Gabarito: 1-A, 2-E, 3-C, 4-E, 5-A, 6-B

Sais

1- A água potável é um recurso natural considerado escasso em diversas regiões do nosso planeta. Mesmo em locais onde a água é relativamente abundante, às vezes é necessário submetê-la a algum tipo de tratamento antes de distribuí-la para consumo humano. O tratamento pode, além de outros processos, envolver as seguintes etapas:

I. manter a água em repouso por um tempo adequado, para a deposição, no fundo do recipiente, do material em suspensão mecânica.

II. remoção das partículas menores, em suspensão, não separáveis pelo processo descrito na etapa I.

III. evaporação e condensação da água, para diminuição da concentração de sais (no caso de água salobra ou do mar). Neste caso, pode ser necessária a adição de quantidade conveniente de sais minerais após o processo.

Às etapas I, II e III correspondem, respectivamente, os processos de separação denominados:

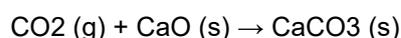
- filtração, decantação e dissolução.
- destilação, filtração e decantação.
- decantação, filtração e dissolução.
- decantação, filtração e destilação.
- filtração, destilação e dissolução.

2- Um fato corriqueiro ao se cozinhar arroz é o derramamento de parte da água de cozimento sobre a chama azul do fogo, mudando-a para uma chama amarela. Essa mudança de cor pode suscitar interpretações diversas, relacionadas às substâncias presentes na água de cozimento. Além do sal de cozinha (NaCl), nela se encontram carboidratos, proteínas e sais minerais.

Cientificamente, sabe-se que essa mudança de cor da chama ocorre pela

- reação do gás de cozinha com o sal, volatilizando gás cloro.
- emissão de fótons pelo sódio, excitado por causa da chama.
- produção de derivado amarelo, pela reação com o carboidrato.
- reação do gás de cozinha com a água, formando gás hidrogênio.
- excitação das moléculas de proteínas, com formação de luz amarela.

3- Uma atração muito popular, especialmente no Caribe, são os passeios no fundo do mar a bordo de submarinos. Nesses ambientes, o CO₂ gerado pela respiração humana deve ser removido. Para isso, pode-se empregar, por exemplo, a reação do CO₂ com o óxido de cálcio apresentada abaixo.



A tabela a seguir mostra as entalpias padrão de formação (ΔH_f°) das substâncias envolvidas na reação.

substância	ΔH_f° (kJ/mol)
CO ₂ (g)	-393,5
CaO (s)	-635,1
CaCO ₃ (s)	-1.207,0

Tendo como referência essas informações, julgue o item seguinte.

O carbonato de cálcio formado é um sal de caráter básico.

- Certa
- Errada

4- Ao se deixar cair sal de cozinha na chama do fogão, observa-se que a chama fica amarelada. Se os sais são outros, as cores variam. Sais de cobre, por exemplo, deixam a chama esverdeada; e sais de potássio deixam a chama violeta. Isso também ocorre nos fogos de artifício. Esse fenômeno pode ser explicado pelas ideias de

- Dalton, que refere que os átomos, por serem esféricos, emitem radiações com energias luminosas diferentes, produzindo cores distintas.
- Rutherford, que refere que os átomos são semelhantes ao modelo planetário, emitindo energia na forma de luz com diferentes cores, como fazem os planetas.
- Sommerfeld, que afirma que as órbitas dos elétrons não são necessariamente circulares, emitindo radiações com cores diferentes, dependendo da forma de sua órbita.
- Einstein, que afirma que os elétrons mudam de massa em função da velocidade, o que interfere na cor que emitem.
- Bohr, que refere que os elétrons, ao retornarem para órbitas mais internas, emitem radiações na faixa do espectro eletromagnético, podendo se manifestar na forma de luz colorida.

5- No solo existe uma quantidade limitada de nitratos, sais de amônia e de outros minerais necessários às plantas. Nos ecossistemas naturais, por exemplo, em uma floresta, a morte e a decomposição dos organismos promovem a rápida reciclagem desses elementos. Todavia, nas culturas agrícolas, de muita ocorrência no estado de Goiás, uma parte dos “vegetais colhidos” é consumida pela população humana, evidenciando que parte sai do ecossistema e impede a reciclagem desses sais. Como estratégia para compensar esta perda na retirada desses vegetais, alguns procedimentos são adotados, dentre eles, a aplicação e inoculação nos solos de

a) micro-organismos, como bactérias e fungos, que sintetizam naturalmente metano e gás oxigênio, aumentando a quantidade de sais.

b) herbicidas, favorecendo o acúmulo de resíduos que são absorvidos pela planta, aumentando a reciclagem dos sais.

c) amônia e molibdênio, que favorecem a fixação de outros sais minerais como o magnésio e a nitrogenase.

d) adubos ou fertilizantes sintéticos ricos em nitrogênio, fósforo, potássio e outros elementos.

6- O sal marinho é composto principalmente por NaCl, MgCl₂, CaCl₂, e contém, traços de mais de 84 outros elementos.

Sobre os sais citados e os elementos químicos que os compõem, é correto afirmar que

a) o Nox do Magnésio é +2.

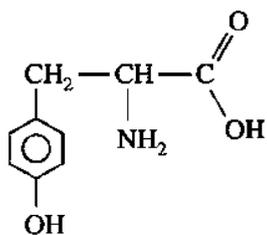
b) o Cloro nestes sais tem Nox +1.

c) o sódio é um metal alcalino terroso.

d) os sais são formados por ligações covalentes.

Funções Nitrogenadas (Amina, Amidas)

1- A molécula de tirosina é utilizada pelo corpo humano para a formação de várias outras moléculas e, entre elas, algumas responsáveis pela transmissão de sinais de uma célula nervosa à outra. A fórmula estrutural da tirosina é:



Os grupos funcionais presentes nestas moléculas são:

a) fenol, anilina e aldeído.

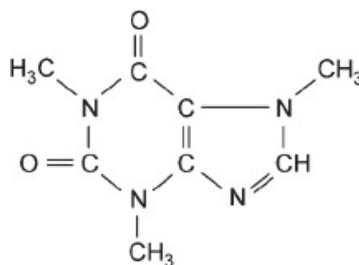
b) álcool, amida e cetona.

c) fenol, amina e ácido.

d) álcool, amina e ácido.

e) fenol, amina e aldeído.

2-



A cafeína, existente no café, no chá preto e nas bebidas “energéticas”, pode gerar dependência química.

Com relação a essa substância, é correto afirmar:

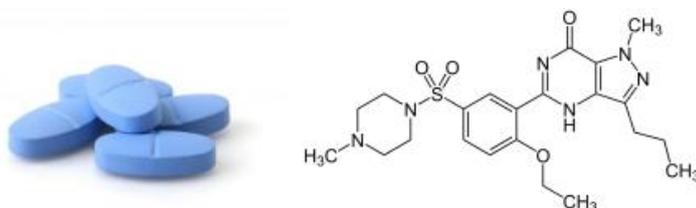
a) Dissocia, na presença da água, liberando o monóxido de carbono, CO(g).

b) Apresenta grupos funcionais das amidas e das aminas.

c) É classificada como um aminoácido de cadeia condensada.

d) Possui cadeia saturada e homogênea.

3- Dentre os vários avanços conquistados pela medicina e pelos laboratórios de produção de fármacos ao longo do último século XX podemos citar a mudança de comportamento sexual dos seres humanos. A descoberta de contraceptivos orais de baixo custo, a produção de preservativos de uso confiável e menos incômodo e os estimulantes como viagra mudaram as maneiras como o ser humano passou a tratar a sua sexualidade.



Citrato de sildenafil ou simplesmente sildenafil é o nome para a principal substância ativa que compõe o medicamento viagra. Sobre a cadeia carbônica que forma esta substância podemos afirmar que:

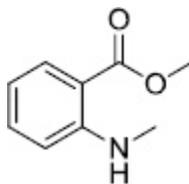
a) Apresenta átomo de nitrogênio em todos os anéis

b) Apresenta átomo de carbono assimétrico

c) Apresenta somente anéis aromáticos

d) Apresenta a função orgânica éter

4- Para a fabricação de bebidas, substâncias flavorizantes são utilizadas para atribuição de sabores ou aromas. O flavorizante responsável pelo aroma de uva, é o antranilato de metila, cuja estrutura está ilustrada a seguir.



Com base na estrutura do antranilato de metila, as funções orgânicas presentes na estrutura são

- a) anel aromático, éster e amina.
- b) éter, álcool e fenol.
- c) amina, álcool e fenol.
- d) éster, amina e álcool.
- e) éter, amina e anel aromático.

5- Leia a tira a seguir.



Disponível em: <<https://quimicadosquadrinhos.blogspot.com.br/2012/>>
Acesso em: 04 de abril de 2018 (adaptado)

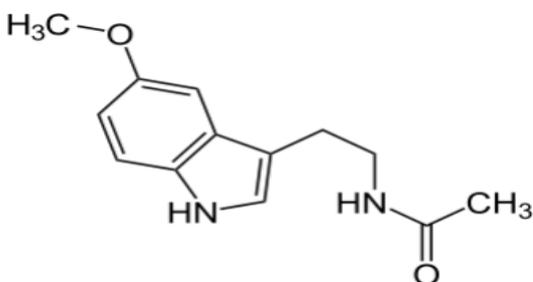
A que função orgânica pertence o composto citado na tira?

- a) Nitrocomposto.
- b) Hidrocarboneto.
- c) Amina.
- d) Amida.

6- Utilize o texto e a fórmula estrutural da melatonina, que seguem abaixo, para responder a questão.

O nível de melatonina (N-acetil-5-metoxitriptamina) pode indicar grau de malignidade de tumores, é o que aponta uma pesquisa feita na USP. Quanto maior a produção de melatonina pelas células tumorais, menos agressiva é a doença. Por isso, avaliar a capacidade das células tumorais de produzir o hormônio melatonina pode se tornar uma estratégia inovadora de medir o grau de malignidade em alguns tipos de câncer.

(Disponível em: <<https://jornal.usp.br/ciencias/ciencias-dasaude/nivel-de-melatonina-pode-indicar-grau-de-malignidadede-tumores/>>. Acesso em 18 de jul. de 2018.)



Melatonina

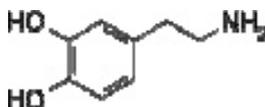
A fórmula molecular da melatonina e uma das funções orgânicas presentes nessa molécula são, respectivamente:

- a) C₁₅H₁₄N₂O₂ e amida.
- b) C₁₃H₁₆N₂O₂ e amida.
- c) C₁₅H₁₄N₂O₂ e éter.

d) C₁₃H₁₆N₂O₂ e fenol.

e) C₁₃H₁₆N₂O₂ e ácido carboxílico.

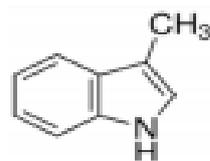
7- A dopamina é um neurotransmissor no sistema nervoso central e sua deficiência está relacionada à doença de Parkinson. De acordo com a fórmula estrutural da dopamina, apresentada a seguir:



é correto afirmar que:

- a) apresenta dois grupos fenóis e um grupo amida.
- b) é uma amina secundária.
- c) apresenta três ligações.
- d) possui um carbono quiral (assimétrico).
- e) é um composto cíclico saturado.

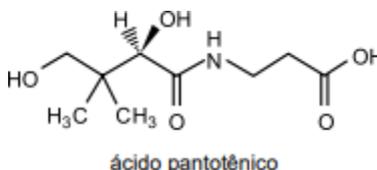
8- O skatol foi identificado nos anos 80 como um composto que está presente em águas de chuva fermentadas com plantas. Esse composto atrai a fêmea da muriçoca para colocar seus ovos, que darão origem a novos mosquitos. Sabendo que a fórmula estrutural do skatol é:



Quais são as funções orgânicas presentes neste composto?

- a) amida e anel aromático
- b) acetona e anel aromático
- c) amina e álcool
- d) amina e anel aromático
- e) acetona e amina

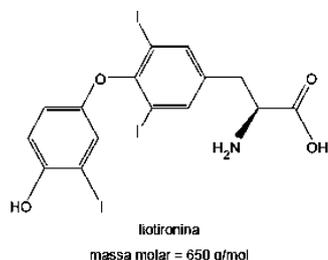
9- Observe a fórmula estrutural do ácido pantotênico.



As funções orgânicas presentes no ácido pantotênico são ácido carboxílico,

- a) amina e álcool.
- b) amina e cetona.
- c) álcool e cetona.
- d) amida e álcool.
- e) amida e éster.

10-



Dentre as funções orgânicas presentes na molécula de liotironina, encontra-se a função

- éster.
- amida.
- fenol.
- aldeído.
- cetona.

Óxidos

1- Os carbetos pertencem aos chamados compostos de transição, isto é, possuem o elemento carbono, mas, devido às suas características, nos carbetos o carbono forma ânions simples que estabelecem ligações com metais ou semimetais. Os carbetos são compostos que apresentam um dos seguintes ânions: metaneto (C⁴⁻) ou acetileto.

O carbeto de cálcio (CaC₂), também denominado de carbureto ou acetileto de cálcio, é um sólido duro que reage com a água para produção do gás acetileno (C₂H₂). A reação que se processa é representada pela seguinte equação não balanceada: CaC₂ + H₂O → C₂H₂ + Ca(OH)₂

Com relação a esta reação, seus reagentes e produtos, são feitas as seguintes afirmativas:

- o carbeto de cálcio é um composto iônico.
- a nomenclatura oficial da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) para o acetileno (C₂H₂) é etino.
- o Ca(OH)₂ é classificado como uma base de Arrhenius e tem nomenclatura de hidróxido de cálcio.
- a soma dos coeficientes da equação corretamente balanceada é 5.
- todos os reagentes e produtos são classificados como substâncias simples.

Dado: número atômico (Z) H = 1; O = 8; Ca = 20; C = 6

Estão corretas apenas as afirmativas

- I, II e V.
- II, III e IV.
- I, II, III e IV.
- II, III, IV e V.
- I, II, IV e V.

2- “Ferro Velho Coisa Nova” e “Compro Ouro Velho” são expressões associadas ao comércio de dois materiais que podem ser reaproveitados. Em vista das propriedades químicas dos dois materiais mencionados nas expressões, pode-se afirmar corretamente que

- nos dois casos as expressões são apropriadas, já que ambos os materiais se oxidam com o tempo, o que permite distinguir o “novo” do “velho”.
- nos dois casos as expressões são inapropriadas, já que ambos os materiais se reduzem com o tempo, o que não permite distinguir o “novo” do “velho”.
- a primeira expressão é apropriada, pois o ferro se reduz com o tempo, enquanto a segunda expressão não é apropriada, pois o ouro é um material inerte.
- a primeira expressão é apropriada, pois o ferro se oxida com o tempo, enquanto a segunda expressão não é apropriada, pois o ouro é um material inerte.

3- Numere a coluna relacionando a descrição da função química à espécie que ela representa.

- NH₄⁺ () É um óxido, nesta classe de compostos o elemento oxigênio é o elemento mais eletronegativo.
- CO₂ () É uma base e, segundo Brønsted-Lowry, pode receber um ou mais prótons.
- NH₃ () É um ácido, segundo Brønsted-Lowry, cuja definição de ácido é qualquer espécie química que exiba tendência a doar prótons (íons H⁺).
- KMnO₄ () É um sal, e essa classe de compostos é um dos produtos da reação entre um ácido e uma base.

Assinale a alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo.

- 4 – 3 – 1 – 4
- 2 – 3 – 4 – 1
- 3 – 4 – 1 – 2
- 1 – 2 – 3 – 4
- 2 – 3 – 1 – 4

4- O Número de Oxidação (NOX) de um elemento químico é a carga que ele recebe em uma reação química. Assinale a alternativa em que o número de oxidação do elemento está INCORRETO:

- H = +1.
- Ca = +2.
- F = -1.
- S = -2.
- K = -1.

5- Os alcanos sofrem reação de combustão com oxigênio em altas temperaturas. A oxidação dos hidrocarbonetos saturados é a base para o seu uso como fonte de energia

na produção de calor. A reação de combustão total do gás metano produz:

- a) dióxido de carbono e água.
- b) monóxido de carbono e hidrogênio.
- c) formaldeído, metila e hidrogênio.
- d) radical metila e monóxido de carbono.
- e) monóxido de carbono, oxigênio e água.

6- Em 2013, comemoram-se 110 anos do recebimento do prêmio Nobel por Svante Arrhenius, cientista que investigou as propriedades condutoras das dissoluções eletrolíticas. Em sua teoria ácido-base, o cientista baseou-se no fato de substâncias ácidas, tais como H₂SO₄, CH₃COOH, HCl e HClO₄, ionizarem-se em solução aquosa e fornecerem íons hidrogênio (H⁺). De modo semelhante, as bases como o NaOH e o KOH também se dissociam em solução aquosa e produzem ânions hidroxila (OH⁻)

Considerando essas informações, julgue o próximo item.

A decomposição do H₂CO₃ gera água e CO₂, um óxido ácido.

- a) CERTO
- b) ERRADO

7- O efeito estufa é intensificado pelo excesso de certos gases que, quando lançados na atmosfera, bloqueiam a irradiação de calor para o espaço e aumentam a temperatura média da Terra. A maioria das pesquisas científicas aponta que o principal gás responsável por esse fenômeno é o

- a) ozônio.
- b) clorofluorcarbono.
- c) óxido nitroso.
- d) metano.
- e) dióxido de carbono.

8- Hidróxido de alumínio é um dos compostos mais empregados no mercado farmacêutico para a redução da acidez estomacal (azia), causada pelo excesso de ácido clorídrico. Podemos observar, através da equação não balanceada a seguir, como se dá essa reação de neutralização.



Qual a quantidade de hidróxido de alumínio necessária para a neutralização de 2 mols de HCl no estômago?

- a) 1g
- b) 10g
- c) 0,51g
- d) 5,19g
- e) 51,99g

9- A chuva ácida é um tipo de poluição causada por contaminantes gerados em processos industriais que, na atmosfera, reagem com o vapor d'água.

Dentre os contaminantes produzidos em uma região industrial, coletaram-se os óxidos SO₃, CO, Na₂O e MgO.

Nessa região, a chuva ácida pode ser acarretada pelo seguinte óxido:

- a) SO₃
- b) CO
- c) Na₂O
- d) MgO

10- Nas condições ambientes, assinale a opção que contém apenas óxidos neutros.

- a) NO₂, CO e Al₂O₃
- b) N₂O, NO e CO
- c) N₂O, NO e NO₂
- d) SiO₂, CO₂ e Al₂O₃
- e) SiO₂, CO₂ e CO

Funções nitrogenadas Nitrilas, Isonitrilas, Nitrocomposto

1- Examine as seguintes afirmações sobre as substâncias orgânicas nitrogenadas:

I. Aminas são compostos teoricamente derivados do NH₂.

II. A função amina está presente nos aminoácidos, que são os formadores das proteínas.

III. Amidas são compostos teoricamente derivados do NH₃ pela substituição de um hidrogênio por um grupo acila.

IV. Nitrilas são compostos contendo o grupo funcional – C≡N.

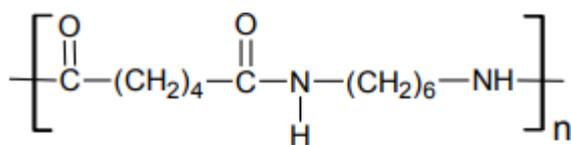
V. O nitrobenzeno usado na fabricação de corantes e explosivos pertence à família dos isonitrilas.

É verdadeiro o que se afirma em

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

2- Usadas em inúmeras sínteses, as amidas normalmente não são encontradas na natureza, mas preparadas por meio do aquecimento de sais de amônio obtidos da reação do ácido carboxílico com a amônia ou amina substituída, hidratação de nitrilas ou ainda por amonólise de éster, anidridos e cloretos de ácidos. O náilon (ou nylon) é um nome genérico para a família das poliamidas, sintetizado pelo químico chamado Wallace Hume Carothers em 1935. Foi a primeira fibra têxtil sintética produzida. Analisando o

monômero do náilon a seguir quais dos reagentes foram usados na sua obtenção?



- Ácido hexanodióico + hexametilenodiamina
- Ácido butanodióico + butametilenodiamina + Butano
- Hexanoato de metila + butametilenodiamina + ácido etanoico
- Ácido hexanóico + butametilenodiamina
- Hexanal + n-butilamina

3- Com exceção da formamida, que é um líquido incolor, as amidas são sólidas, e as mais simples são solúveis em água. São divididas em 03 (três) grupos: Amida não-substituída, monossubstituída e as dissubstituídas.

Analise as afirmativas a seguir:

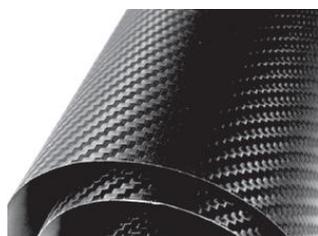
- As amidas não-substituídas possuem pontos de ebulição maiores, apesar de possuírem menor massa molecular;
- As amidas possuem pontos de ebulição superiores aos dos ácidos correspondentes;
- As amidas são substâncias polares devido à presença do grupo C=O;
- As amidas dissubstituídas possuem pontos de ebulição maiores por apresentarem massas moleculares maiores;
- A ordem crescente de ponto de ebulição é Amida não-substituída, monossubstituída e dissubstituída.

Assinale a alternativa correta:

- Somente as afirmativas II, III e IV estão corretas.
- Somente as afirmativas II, III, IV e V estão corretas.
- Somente as afirmativas I, II, III e V estão corretas.
- Somente as afirmativas I, II, III e IV estão corretas.
- Somente as afirmativas I, II e III estão corretas.

Reações Orgânicas: Adição, Desidratação, Eliminação, Esterificação, Óxido- redução, Polimerização, Substituição

1- A fibra de carbono: como é feito e como funciona este material incrível

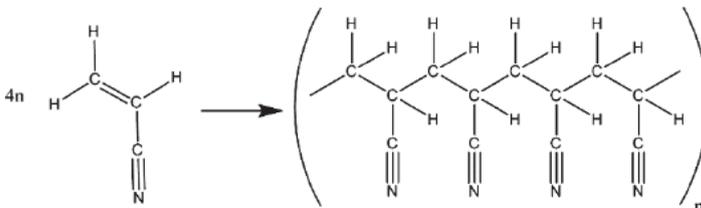


Ele está nas aeronaves que sobrevoa os céus de todo o mundo e também nas bicicletas mais poderosas. Podem-se ver as aplicações em acessórios para esportes, como tacos, raquetes e vários outros, e nos painéis dos carros.

Sendo um material sintético, a fibra de carbono é composta por filamentos construídos majoritariamente de carbono, mas não apenas desse elemento, pois há outros utilizados para a produção dos filamentos e também para a sustentação das fibras. Em resumo, a fibra de carbono é leve e forte, sendo uma excelente opção para o ferro.

A principal matéria-prima das fibras de carbono é o polímero de poliacrilonitrila — obtido a partir da polimerização de uma variação do acrílico. A vantagem dessa fonte é a alta concentração de carbono, uma vez que mais de 90% dos átomos no material são justamente disso. Durante a produção, o polímero é esticado e se torna paralelo ao eixo das fibras, formando uma liga bem rígida e resistente. (HAMANN, 2017).

HAMANN, Renan. Disponível em: <http://www.tecmundo.com.br/quimica/76017-fibra-carbono-feito-funciona-material-incrivel.htm>. Acesso em: 20 nov. 2017.



Com base no texto e na equação que ilustra a conversão de acrilonitrila no polímero de poliacrilonitrila, é correto afirmar:

- O estado de oxidação dos carbonos varia na reação em que se forma a matéria-prima da fibra de carbono.
- A fibra de carbono citada no texto é um alótropo do carbono, tal como a grafite e o fulereno.
- A matéria-prima da fibra de carbono é formada através de uma reação de eliminação.
- Uma das etapas de formação da fibra de carbono consiste em uma reação de adição.
- Todos os átomos de carbono insaturados da acrilonitrila reagem.

2- As margarinas são gorduras vegetais resultantes da hidrogenação parcial de óleos vegetais insaturados, em presença de níquel como catalisador. O processo citado pode ser classificado como uma reação de:

- Adição.
- Eliminação.
- Oxidação.
- Esterificação.
- Craqueamento.

3- Grande quantidade dos maus odores do nosso dia a dia está relacionada a compostos alcalinos. Assim, em vários desses casos, pode-se utilizar o vinagre, que contém entre 3,5% e 5% de ácido acético, para diminuir ou eliminar o mau cheiro. Por exemplo, lavar as mãos com vinagre e depois enxaguá-las com água elimina o odor de peixe, já que a molécula de piridina (C₅H₅N) é uma das substâncias responsáveis pelo odor característico de peixe podre.

SILVA, V. A.; BENITE, A. M. C.; SOARES, M. H. F. B. Algo aqui não cheira bem... A química

do mau cheiro. Química Nova na Escola, v. 33, n. 1, fev. 2011 (adaptado).

A eficiência do uso do vinagre nesse caso se explica pela

a) sobreposição de odor, propiciada pelo cheiro característico do vinagre.

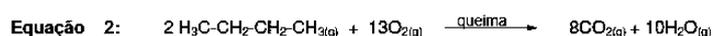
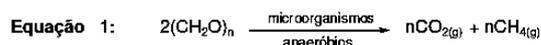
b) solubilidade da piridina, de caráter ácido, na solução ácida empregada.

c) inibição da proliferação das bactérias presentes, devido à ação do ácido acético.

d) degradação enzimática da molécula de piridina, acelerada pela presença de ácido acético.

e) reação de neutralização entre o ácido acético e a piridina, que resulta em compostos sem mau odor.

4- A decomposição de material orgânico em meio anaeróbio resulta na produção natural de gás metano, CH₄, e dióxido de carbono, CO₂, como mostra a equação 1. A queima de combustíveis fósseis, como o gás butano, resulta na formação de dióxido de carbono, CO₂ e água, H₂O, como mostra a equação 2.



Analisando as duas equações acima, em relação ao efeito estufa e ao aquecimento global, é correto afirmar que:

a) somente o metano é responsável pelo aquecimento global e efeito estufa, porque o CO₂ é consumido pelas plantas durante a fotossíntese.

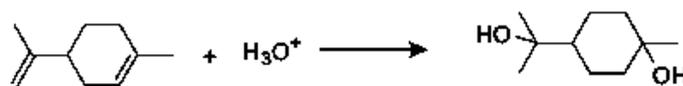
b) o metano não tem nenhuma influência no efeito estufa ou aquecimento global, porque é produzido naturalmente através de decomposição de matéria orgânica.

c) somente o CO₂ é responsável pelo aquecimento global e pelo efeito estufa porque ele é produzido somente na queima de combustíveis fósseis.

d) tanto o metano, CH₄, como o dióxido de carbono, CO₂, independentemente de serem gerados de forma natural ou pela queima de combustíveis fósseis, podem provocar efeito estufa ou aquecimento global.

e) nenhum dos dois gases tem influência no efeito estufa ou aquecimento global.

5- A reação entre o limoneno e H₃O⁺ produzirá, predominantemente, um diálcool de acordo com a equação a seguir



Esta reação é classificada como

a) eliminação.

b) redução.

c) substituição.

d) esterificação.

e) adição.

6- O Ministério do Meio Ambiente divulgou no jornal Folha de S. Paulo, no caderno Cotidiano, p. C1, de 16 de setembro de 2009, uma classificação dos automóveis mais poluentes, considerando apenas os seguintes gases: monóxido de carbono, hidrocarbonetos e óxido de nitrogênio. A reportagem não considerou nessa classificação um gás produzido na queima de combustíveis fósseis que, em contato com a água, altera seu pH. Esse gás e o combustível do qual é oriundo são, respectivamente,

a) NO e gás natural veicular.

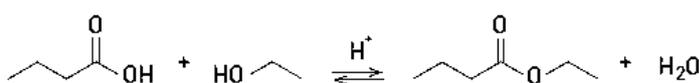
b) SO₂ e álcool.

c) CO₂ e gasolina.

d) NO₂ e biodiesel.

e) CO e diesel.

7- m produto industrial consiste na substância orgânica formada no sentido direto do equilíbrio químico representado pela seguinte equação:



A função orgânica desse produto é:

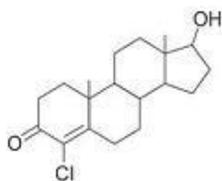
a)éster

b)cetona

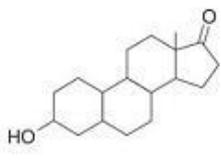
c)aldeído

d)hidrocarboneto

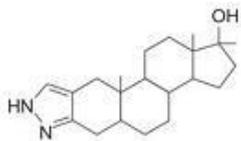
8- Com a proximidade de grandes eventos desportivos, aumentam os cuidados com os atletas, para que não haja casos de doping. Nesse sentido, a Agência Mundial Antidoping vem desenvolvendo papel importante tanto no controle quanto na prevenção do doping em diferentes níveis e esportes, por meio da publicação periódica de relatórios. Abaixo, são apresentadas as estruturas de algumas substâncias usadas no doping.



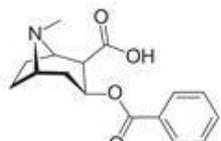
clostebol



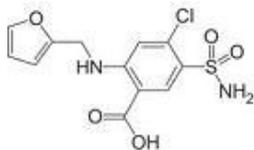
norandrosterona



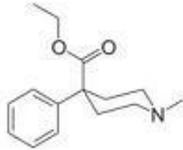
estanozolo



benzoilecgonina



furosemid



peptidina

World Anti-Doping Agency. Annual Report. Montreal, 2002 (com adaptações).

A partir das informações acima, e considerando o número de Avogadro igual a 6×10^{23} , julgue o item seguinte.

A reação de um álcool e um ácido carboxílico na presença de ácido mineral concentrado, como H_2SO_4 , é uma via de síntese possível para a formação do éster da estrutura da benzoilecgonina.

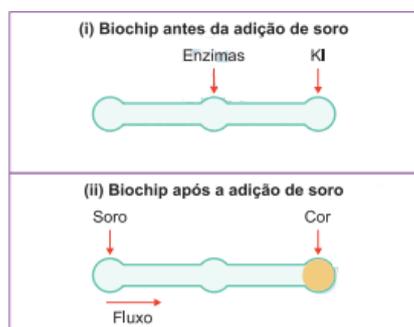
- a) CERTO b) ERRADO

9- Em uma aula prática de farmacologia, foi sintetizado o ácido lactobiônico – muito usado na conservação de órgãos de doadores –, a partir da lactose, na qual o grupo aldeído da lactose é convertido em um grupo ácido carboxílico.

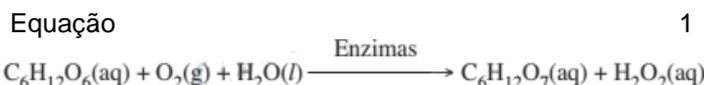
Essa reação é classificada como

- a) oxidação.
b) hidrogenação.
c) desidratação.
d) descarboxilação.
e) substituição.

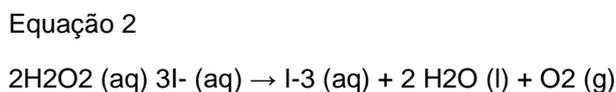
10- Estudos mostram o desenvolvimento de biochips utilizados para auxiliar o diagnóstico de diabetes melito, doença evidenciada pelo excesso de glicose no organismo. O teste é simples e consiste em duas reações sequenciais na superfície do biochip, entre a amostra de soro sanguíneo do paciente, enzimas específicas e reagente (iodeto de potássio, KI), conforme mostrado na imagem.



Após a adição de soro sanguíneo, o fluxo desloca-se espontaneamente da esquerda para a direita (ii) promovendo reações sequenciais, conforme as equações 1 e 2. Na primeira, há conversão de glicose do sangue em ácido glucônico, gerando peróxido de hidrogênio.



Na segunda, o peróxido de hidrogênio reage com íons iodeto gerando o íon tri-iodeto, água e oxigênio.



GARCIA, PT. et al. A Handheld Stamping Process to Fabricate Microfluidic Paper-Based Analytical Devices with Chemically Modified Surface for Clinical Assays. RSC Advances, v 4, 13 ago.c 14 (adaptado).

O tipo de reação que ocorre na superfície do biochip, nas duas reações do processo, é

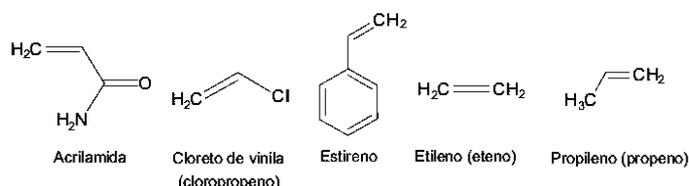
- a) análise.
b) síntese.
c) oxirredução.
d) complexação.
e) acido-base.

11- Com o objetivo de reduzir impactos ambientais, pesquisadores vêm testando alternativas para substituir o plástico comum por novos materiais, como o PHB. Esse polímero é produzido a partir do bagaço da cana e se transforma em CO_2 e H_2O quando se decompõe.

Uma vantagem para o meio ambiente está associada à seguinte característica desse novo polímero

- a) interfere no ciclo do carbono
b) é composto por fonte renovável
c) intensifica a magnificação trófica
d) é resistente à degradação bacteriana

12- Os polímeros são materiais amplamente utilizados na sociedade moderna, alguns deles na fabricação de embalagens e filmes plásticos, por exemplo. Na figura estão relacionadas as estruturas de alguns monômeros usados na produção de polímeros de adição comuns.



Dentre os homopolímeros formados a partir dos monômeros da figura, aquele que apresenta solubilidade em água é

- a) polietileno.

- b) poliestireno.
- c) polipropileno.
- d) poliacrilamida.
- e) policloreto de vinila.

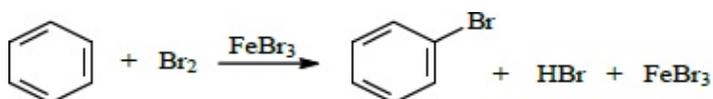
13- As reações de halogenação ocorrem com as substâncias simples dos halogênios: F₂, Cl₂, Br₂ e I₂. As mais comuns entre essas são a cloração e a bromação. As reações de bromação dos alcanos ocorrem na presença do gás bromo, sob condições ideais, e geralmente dão origem a diversos produtos contendo átomos de bromo. No caso da bromação do metilbutano, é possível obter quatro produtos diferentes. Essa reação é classificada como:

- a) Substituição
- b) Combustão
- c) Saponificação
- d) Adição

14- Foi realizado um experimento em laboratório para produzir sabão, açúcar e éter. Assinale a alternativa que apresenta a ordem correta das reações do procedimento:

- a) ácidos graxos com hidróxido de sódio; celulose com ácido clorídrico; álcool com ácido sulfúrico concentrado.
- b) ácidos graxos com hidróxido de sódio; álcool com ácido sulfúrico concentrado; celulose com ácido clorídrico.
- c) álcool com ácido sulfúrico concentrado; ácidos graxos com hidróxido de sódio; celulose com ácido clorídrico.
- d) álcool com hidróxido de sódio; celulose com ácido sulfúrico concentrado; ácidos graxos com ácido clorídrico.
- e) celulose com ácido sulfúrico concentrado; álcool com hidróxido de sódio; ácidos graxos com ácido clorídrico.

15- Observe a representação da reação de halogenação do benzeno e marque a opção que indica o tipo de reação que o benzeno sofreu.



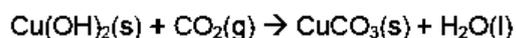
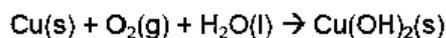
- a) Adição.
- b) Substituição.
- c) Eliminação.
- d) Rearranjo.
- e) Isomeria.

Balaceamento de Equações Químicas Algébrico, Redox, Oxirredução

1- É bastante conhecido o efeito que a chuva ácida faz degradando esculturas de mármore. Porém outros materiais também sofrem degradação pela simples exposição à umidade, como é o caso das

peças feitas de cobre, presentes nas cúpulas da Basílica de São Pedro, no Vaticano.

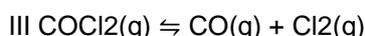
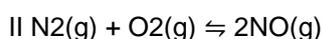
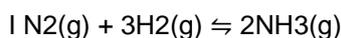
O cobre quando em contato com o ar úmido e o gás carbônico, sofre um processo de oxidação, formando carbonato de cobre II, que é responsável pela coloração verde encontrada nas peças, conforme as equações (não-balanceadas)



A análise dessas equações químicas revela que,

- a) tanto o hidróxido de cobre II quanto o carbonato de cobre II são solúveis em água
- b) o cobre sofre processo de oxidação na primeira equação, variando seu Nox de zero para +2
- c) em períodos chuvosos e poluídos em Roma, o efeito de corrosão da cúpula da Basílica de São Pedro é diminuído
- d) a primeira equação, quando balanceada, resulta, respectivamente, nos coeficientes 2, 2, 1, 2

2- Considere as equações químicas abaixo no equilíbrio:

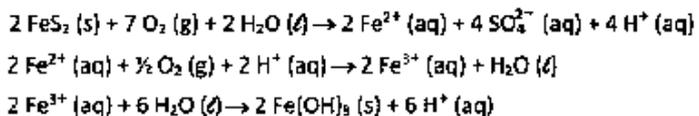


Podemos afirmar que:

- a) Na reação representada pela equação II, a alteração da pressão não exerce nenhuma influência sobre o equilíbrio químico. Pois os volumes iniciais e finais são iguais.
- b) Na reação representada pela equação I, o aumento da pressão total desloca o equilíbrio para o lado de maior volume.
- c) Na reação representada pela equação I, a diminuição da pressão total desloca o equilíbrio para o lado de menor volume.
- d) Na reação representada por III, existindo um equilíbrio gasoso, em um recipiente fechado, se for introduzido o gás (He) hélio, a pressão total no interior do recipiente aumenta e o equilíbrio químico será afetado deslocando para direita ou para esquerda.

3- Em ambientes naturais e na presença de água e gás oxigênio, a pirita, um mineral composto principalmente por dissulfeto de ferro (FeS₂), sofre processos de intemperismo, o que envolve transformações químicas que acontecem ao longo do tempo.

Um desses processos pode ser descrito pelas transformações sucessivas, representadas pelas seguintes equações químicas:



Considerando a equação química que representa a transformação global desse processo, as lacunas da frase “No intemperismo sofrido pela pirita, a razão entre as quantidades de matéria do FeS₂ (s) e do O₂ (g) é _____, e, durante o processo, o pH do solo _____” podem ser corretamente preenchidas por

- 1/4; diminui.
- 1/4; não se altera.
- 2/5; aumenta.
- 4/15; diminui.
- 4/15; não se altera.

4- Um professor de química, para abordar o tema “transformações químicas” durante uma aula prática, realizou junto com seus alunos três experimentos. Para os experimentos I e II foram anotadas na lousa as equações das reações químicas envolvidas e para o experimento III foram medidas a temperatura inicial (dos reagentes) e a temperatura final (logo após a mistura dos reagentes).

I. reação entre zinco e solução de HCl: $\text{Zn} (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$

II. reação entre soluções de nitrato de chumbo(II) e iodeto de potássio: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq}) + 2 \text{KI} (\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2 (\text{s}) + 2 \text{KNO}_3 (\text{aq})$

III. reação entre soluções de H₂SO₄ e NaOH: temperatura inicial: 25 °C temperatura final: 29 °C

As evidências das transformações químicas para os experimentos I, II e III são, respectivamente,

- desprendimento de gás, desaparecimento de sólido e absorção de energia.
- desprendimento de gás, formação de sólido e liberação de energia.
- formação de sólido, formação de sólido e liberação de energia.
- desaparecimento de sólido, desaparecimento de sólido e absorção de energia.
- desprendimento de gás, formação de sólido e absorção de energia.

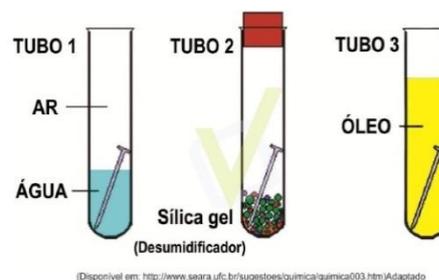
5- Para realizar o desentupimento de tubulações de esgotos residenciais, é utilizada uma mistura sólida comercial que contém hidróxido de sódio (NaOH) e outra espécie química pulverizada. Quando é adicionada água a essa mistura, ocorre uma reação que libera gás hidrogênio e energia na forma de calor, aumentando a eficiência do processo de desentupimento. Considere os potenciais padrão de redução (E⁰) da água e de outras espécies em meio básico, expresso no quadro.

Semirreação de redução	E ⁰ (V)
$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	- 0,83
$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co} + 2 \text{OH}^-$	- 0,73
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{OH}^-$	- 0,22
$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + 2 \text{OH}^-$	- 0,58
$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al} + 4 \text{OH}^-$	- 2,33
$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe} + 2 \text{OH}^-$	- 0,88

Qual é a outra espécie que está presente na composição da mistura sólida comercial para aumentar sua eficiência?

- Al
- Co
- Cu(OH)₂
- Fe(OH)₂
- Pb

6- Analise a seguinte imagem:



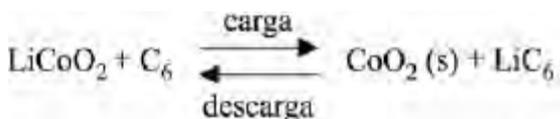
O prego vai enferrujar, apenas,

- no tubo 1.
- no tubo 2.
- no tubo 3.
- nos tubos 1 e 2.
- nos tubos 2 e 3.

7- A partir de 2014, passou a ser disputado o campeonato mundial de Fórmula E, categoria de automobilismo em que os veículos são movidos a eletricidade. No primeiro ano, todos os veículos utilizaram baterias de íon-lítio, com potência máxima de 200 kW. Os carros foram dotados de um sistema de armazenamento e recarga de energia, que transforma a energia cinética do carro em carga para a bateria.

As principais vantagens das baterias de íon-lítio são a elevada tensão elétrica gerada (da ordem de 4,0 V) e a elevada densidade energética (entre 100 e 150 Wh/kg). O funcionamento das baterias se baseia na migração de íons Li⁺ através de um eletrólito. Em uma das configurações mais comuns, o anodo é um eletrodo de carbono, enquanto o catodo é formado por LiCoO₂. No processo de carga, o anodo de carbono é abastecido com elétrons vindos do catodo e, para que a neutralidade seja mantida, íons Li⁺ migram simultaneamente do catodo para o anodo.

Na descarga, o processo se inverte: os elétrons migram do anodo para o catodo através do circuito externo, gerando a corrente elétrica. As reações podem ser indicadas conforme a equação a seguir.



Internet: <www.jmbatterysystems.com> (com adaptações).

Tendo como referência inicial as informações acima, julgue o item.

No processo de carga da bateria íon-lítio, o cobalto é oxidado do estado Co^{3+} para Co^{4+} .

- a) Certa
- b) Errada

8- As reações de oxirredução estão presentes nas mais diversas situações do nosso cotidiano, nos processos de fotossíntese, nas pilhas e baterias usadas em equipamentos elétricos e indústria metalúrgica.

Com base no texto e nos conhecimentos sobre reações de oxirredução, considere as afirmativas a seguir.

I. O número de oxidação de qualquer elemento, ao formar uma substância simples, é zero.

II. Agente redutor é a substância ou elemento que, após a reação, apresenta um número de oxidação maior.

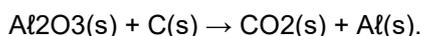
III. Agente oxidante é a substância que contém o elemento que sofre oxidação.

IV. A soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos em um íon é zero.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
- b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
- c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
- d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

9- O alumínio é obtido pela eletrólise da bauxita, em que ocorre a formação de oxigênio, o qual reage com um dos eletrodos de carbono utilizados no processo. A equação não balanceada que representa o processo global é:



Considere as afirmativas com relação à eletrólise e a reação acima:

- I. A eletrólise é uma reação de oxirredução espontânea.
- II. A oxidação ocorre no ânodo, e a redução, no cátodo.
- III. A massa de bauxita, com teor de Al_2O_3 de 75%, necessário para a obtenção de 1 tonelada de alumínio é igual a 2,5 toneladas.

Assinale:

- a) Estão corretas as afirmativas II e III.
- b) Estão corretas as afirmativas I e II.
- c) Estão corretas as afirmativas I e III.
- d) Está correta somente a afirmativa I.

10- O trióxido de enxofre (SO_3) é obtido a partir da reação do dióxido de enxofre (SO_2) com o gás oxigênio (O_2), representada pelo equilíbrio a seguir.



A constante de equilíbrio, K_C , para esse processo a 1000°C é igual a 280. A respeito dessa reação, foram feitas as seguintes afirmações:

I. A constante de equilíbrio da síntese do SO_3 a 200°C deve ser menor que 280.

II. Se na condição de equilíbrio a 1000°C a concentração de O_2 é de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ e a concentração de SO_2 é de $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, então a concentração de SO_3 é de $2,8 \text{ mol.L}^{-1}$.

III. Se, atingida a condição de equilíbrio, o volume do recipiente for reduzido sem alteração na temperatura, não haverá alteração no valor da constante de equilíbrio, mas haverá aumento no rendimento de formação do SO_3 .

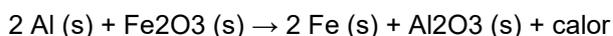
IV. Essa é uma reação de oxirredução, em que o dióxido de enxofre é o agente redutor.

Estão corretas apenas as afirmações:

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

Estequiometria Massa Atômica, Massa Molar, Massa Moléculares, Quantidade Matéria, Número Avogrado.

1- Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



Reação de Termita

Dados:

Massas Atômicas:

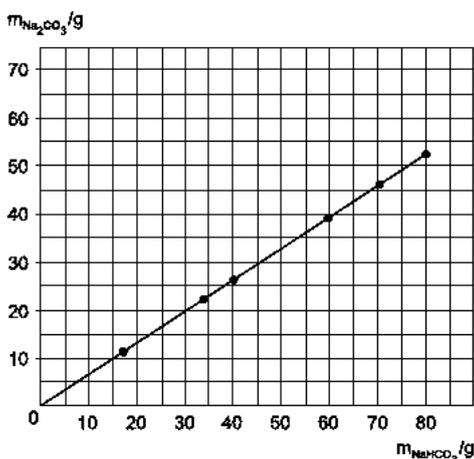
$\text{Al} = 27 \text{ u}$; $\text{Fe} = 56 \text{ u}$ e $\text{O} = 16 \text{ u}$

Entalpia Padrão de Formação:

$$\Delta H_f^0 Fe_2O_3 = -824,2 kJ \cdot mol^{-1};$$

- a) $\Delta H_{0r} = +2111,2 \text{ kJ}$
- b) $\Delta H_{0r} = -1030,7 \text{ kJ}$
- c) $\Delta H_{0r} = -851,5 \text{ kJ}$
- d) $\Delta H_{0r} = -332,2 \text{ kJ}$
- e) $\Delta H_{0r} = -1421,6 \text{ kJ}$

2- Bicarbonato de sódio sólido aquecido se decompõe, produzindo carbonato de sódio sólido, além de água e dióxido de carbono gasosos. O gráfico mostra os resultados de um experimento em que foram determinadas as massas de carbonato de sódio obtidas pela decomposição de diferentes massas de bicarbonato de sódio.



carbonato de sódio e bicarbonato de sódio nessa reação estão relacionadas pela equação e que o valor aproximado de k é

- a) 0,3.
- b) 1,0.
- c) 0,2.
- d) 0,7.
- e) 1,2.

3- O primeiro número presente no código dos fertilizantes NPK corresponde à porcentagem em massa do elemento nitrogênio presente no fertilizante. Considere uma amostra de 1 kg de um fertilizante NPK 4-14-8. A massa de nitrogênio presente nessa amostra é aproximadamente

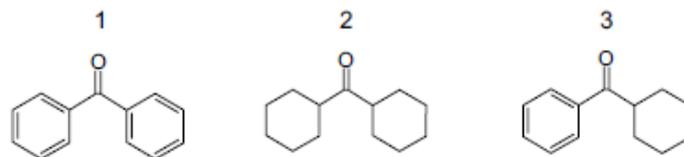
- a) 10 g.
- b) 20 g.
- c) 40 g.
- d) 60 g.
- e) 80 g.

3- Um dos heróis favoritos dos gibis, desenhos animados e filmes é o Wolverine (Marvel Comics), com suas garras e esqueleto do metal indestrutível Adamantium, cujo íon é

sempre um cátion bivalente. Uma explicação química para a incorporação do metal ao esqueleto do herói seria uma eletrólise ígnea. Sabendo que a massa molar do Adamantium é de 50 unidades de massa atômica, que um mol de elétrons tem 96500 Coulombs e que devido ao seu poder de cura ele suportou na eletrólise uma corrente de $1,93 \times 10^5$ Amperes, podemos afirmar que:

- a) O esqueleto do Wolverine foi o cátodo, polo positivo, durante a eletrólise.
- b) Se a massa de Adamantium gasta foi de 50 kg, o processo durou aproximadamente 17 minutos.
- c) O Adamantium deve ter sido ligado ao polo positivo, cátodo, na eletrólise.
- d) O polo negativo da eletrólise, ânodo, seriam os ossos do Wolverine.
- e) Se as garras levaram 10 seg. para serem recobertas pelo metal, elas pesam 5 kg.

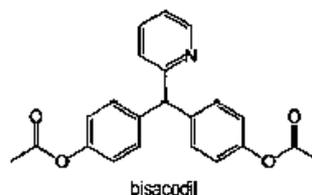
4- São apresentadas as estruturas de três compostos que apresentam em comum o grupo carbonila no centro da estrutura.



Considerando-se a composição centesimal dos compostos 1, 2 e 3, o composto que apresenta a maior quantidade percentual em massa de carbono e o que apresenta maior quantidade percentual em massa de hidrogênio são, respectivamente, os compostos

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

5-



O bisacodil, composto orgânico de massa molar 361 g mol^{-1} representado pela estrutura química, é um fármaco indicado para o tratamento da prisão de ventre e no preparo de pacientes para exames diagnósticos por ser um laxante de ação local que atua no intestino grosso e não altera a digestão ou a absorção de nutrientes essenciais. Entretanto, como todo fármaco, deve ser utilizado sob supervisão médica porque pode apresentar efeitos

colaterais como diarreia, dor abdominal, redução de potássio no sangue.

Da análise da estrutura química do bisacodil associada às propriedades dos compostos orgânicos, é correto concluir:

- a) ácido carboxílico produzido na hidrólise do bisacodil, em meio ácido, é o ácido metanoico.
- b) A estrutura química do bisacodil apresenta um átomo de nitrogênio disponível para atuar como ácido de Lewis.
- c) O número de átomos de nitrogênio presentes em 18,0g de bisacodil é de, aproximadamente, 3,0.10²³ átomos.
- d) A massa de bisacodil em um comprimido que contém 1,5.10⁻⁵ mol de moléculas desse composto é igual a 6,0mg.
- e) O composto orgânico representado pela estrutura química possui grupos funcionais da classe dos ésteres ligados a anéis benzênicos.

6-A ureia (CON₂H₄) é um composto utilizado como agente hidratante em cremes dermatológicos.

Em uma embalagem de um desses cremes, há as seguintes informações:

- densidade: 1 kg/L;
- concentração em massa de ureia: 15%.

A concentração de ureia nesse produto, em mol/L, é igual a:

- a) 2,5
- b) 7,5
- c) 15,0
- d) 60,0

7- Os valores de referência para determinação de colesterol total em adultos (≥ a 20 anos) são os seguintes:

- até 200 mg/dL, DESEJÁVEL;
- de 201 a 239 mg/dL, ACEITÁVEL;
- a partir de 240 mg/dL, AUMENTADO.

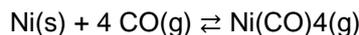
Na análise laboratorial de uma amostra de sangue, foi determinado 2,1 g L⁻¹ de colesterol, cuja fórmula molecular é C₂₇H₄₆O. Quantos mols de colesterol estão presentes aproximadamente e como está o nível de colesterol nessa amostra em relação aos valores tabelados acima?

- a) 5,4 x 10⁻⁶ mols e nível desejável.
- b) 5,4 x 10⁻¹ mols e nível aumentado.
- c) 5,4 x 10⁻³ mols e nível aceitável.
- d) 54 x 10⁻⁵ mols e nível aceitável.
- e) 5,4 mols e nível desejável.

8- O Níquel tetracarbonilo, Ni(CO)₄, é um complexo organometálico incolor que representa um versátil reagente. É extremamente venenoso e sua toxicidade e

volatilidade à temperatura ambiente o fez ganhar o apelido de “morte líquida”.

Disponível em: https://pt.wikipedia.org/wiki/N%C3%ADquel_tetracarbonilo. Acesso em: 10 jul. 2018. Adaptado.



Os equilíbrios heterogêneos apresentam reagentes e produtos em fases diferentes e, partindo de 0,6 mols de Ni(s) e CO(g) em um recipiente de um litro, constatou-se que, ao se atingir o equilíbrio químico numa dada temperatura, a concentração da espécie CO, em quantidade de matéria, estabilizou-se em 0,2 mol L⁻¹.

A constante de equilíbrio (K_c) desse processo será, em (mol.L⁻¹)⁻³,

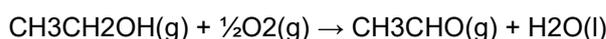
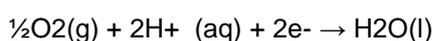
- a) 75,5
- b) 375
- c) 62,5
- d) 416,7
- e) 50

9- As sacolas plásticas são utilizadas em grande quantidade no Brasil por serem práticas, leves e de baixo custo. Porém, o tempo necessário para que sofram degradação nas condições do meio é de, no mínimo, 100 anos. Com o intuito de reduzir o impacto ambiental desses produtos, as sacolas biodegradáveis foram introduzidas no mercado. Essas sacolas são confeccionadas de um material polimérico que confere a elas uma característica que as torna biodegradáveis.

A qual característica das sacolas biodegradáveis o texto faz referência?

- a) Elevada massa molecular do polímero.
- b) Espessura fina do material que as constitui.
- c) Baixa resistência aos líquidos nas condições de uso.
- d) Baixa resistência ao ataque por microrganismos em condições adequadas.
- e) Ausência de anéis aromáticos na estrutura do polímero usado na confecção das sacolas.

10- O etilômetro, também conhecido como bafômetro, é um aparelho utilizado pela polícia para identificar condutores automotivos suspeitos de estarem alcoolizados. O princípio de funcionamento de um dos vários tipos de etilômetro é o eletroquímico onde o etanol (presente no “bafo” expirado) é oxidado em meio ácido catalisado por platina. Os elétrons liberados na reação de oxidação gera uma corrente elétrica que é proporcional a quantidade de álcool presente no “bafo”. Depois esses elétrons reduzem o gás oxigênio em meio ácido produzindo água.



(reação global)

Quantos elétrons são produzidos a partir da oxidação de 460 µg de etanol no interior de um bafômetro informado no texto acima.?

Dado: número de Avogrado: $6.1023 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$

- a) 1,2.1016 elétrons.
- b) 1,2.1018 elétrons.
- c) 1,2.1019 elétrons.
- d) 2,4.1023 elétrons.

Polimeros

1- Pesquisadores da Embrapa (Empresa Brasileira de Agropecuária) estudam há muito tempo os bioplásticos, nome dado pelos próprios pesquisadores. Esses bioplásticos, também conhecidos como biopolímeros, são obtidos da polpa e cascas de frutas ou de legumes. A vantagem desses bioplásticos seria diminuir o impacto ambiental provocado pelos plásticos sintéticos, porém não se sabe ainda se os bioplásticos não atrairiam animais enquanto estocados.

Sobre os polímeros sintéticos e polímeros naturais, avalie as afirmativas abaixo e assinale a correta.

- a) Polietileno, poliestireno e policloreto de vinila são exemplos de polímeros naturais.
- b) O monômero utilizado na formação de um polímero sintético de adição precisa ter pelo menos uma dupla ligação entre carbonos.
- c) As proteínas possuem como monômeros os aminoácidos e são exemplos de polímeros sintéticos.
- d) Os polímeros sintéticos se deterioram em poucos dias ou semanas.

2- Há quem considere que após a revolução industrial surgiu a revolução dos plásticos, ou polímeros sintéticos, que são utilizados desde a fabricação do copinho de tomar café até componentes dos carros de corrida da Fórmula 1. Apesar de sua leveza e facilidade para ser moldados em qualquer formato, os plásticos resultam em peças rígidas e muito duráveis.

Sobre os plásticos, assinale a alternativa correta.

- a) São polímeros sintéticos formados por monômeros.
- b) São polímeros sintéticos formados exclusivamente pelo látex.
- c) Não são considerados contaminantes ambientais.
- d) Na sociedade moderna, é possível viver sem qualquer material feito de plástico.
- e) O Poli (Tereftalato de Etileno) – PET não é um exemplo de plástico.

3- O teflon é um polímero excepcionalmente inerte, não combustível e bastante resistente. É usado para produzir

fitas de vedação, para evitar vazamentos de água, revestimentos antiaderentes de panelas e frigideiras, isolante elétrico, dentre outros. O teflon é o produto da polimerização do:

- a) Acetileno.
- b) Cianeto de vinila.
- c) Cloreto de vinila
- d) Tetrafluoretileno.
- e) Meta-acrilato de metila.

4- Os polímeros, quando começaram a ser produzidos em larga escala, foram aplicados na produção de objetos mais baratos e de qualidade inferior. Com o tempo, essa concepção mudou bastante, por exemplo, hoje eles são largamente utilizados na medicina, podendo ser aplicados na produção de seringas, bolsas de soro, implantes e próteses.

Com relação aos polímeros, três afirmações foram feitas:

- 1) Os polímeros são compostos por monômeros (unidades) que se repetem.
- 2) As ligações entre os monômeros (unidades) dos polímeros são iônicas.
- 3) As principais propriedades dos polímeros estão associadas à estrutura do monômero utilizado.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):

- a) 1 e 2 apenas.
- b) 3 apenas.
- c) 2 apenas.
- d) 1 e 3 apenas.
- e) 1, 2 e 3.

5- O consumo de produtos plásticos, ao longo dos anos, vem produzindo grande número de resíduos que se acumulam pelos aterros gerando problemas ambientais consideráveis. Os plásticos ou polímeros não biodegradáveis contribuem bastante para esses problemas pela elevada resistência à degradação, demorando anos para se decompor. Polímeros biodegradáveis são polímeros nos quais a degradação resulta da ação de microrganismos de ocorrência natural como bactérias, fungos e algas. O amido é um polímero biodegradável de fontes renováveis. Considerando que uma determinada pesquisa científica comparou a biodegradação de três polímeros de fontes renováveis (X, Y e Z) com o amido, analise as alternativas abaixo e assinale a que corresponde ao controle do experimento.

- a) Polímero X.
- b) Polímero Y.
- c) Polímero Z.
- d) Amido.

6- Um dos principais ramos industriais da química é o segmento petroquímico. A partir do eteno, obtido da nafta derivada do petróleo ou diretamente do gás natural, a petroquímica dá origem a uma série de matérias-primas que permite ao homem fabricar novos materiais, substituindo com vantagens a madeira, peles de animais e outros produtos naturais. O plástico e as fibras sintéticas são dois desses produtos. O polietileno de alta densidade (PEAD), o polietileno tereftalato (PET), o polipropileno (PP), e o policloreto de vinila (PVC) são as principais resinas termoplásticas. Nas empresas transformadoras, essas resinas darão origem a autopeças, componentes para computadores e para a indústria aeroespacial e eletroeletrônica, a garrafas, calçados, brinquedos, isolantes térmicos e acústicos... Enfim, a tantos itens que fica difícil imaginar o mundo, hoje, sem o plástico, tantas e tão diversas são as suas aplicações.

As substâncias, em destaque, são exemplos de

- a) amidos.
- b) celulose.
- c) proteínas.
- d) ácidos nucleicos.
- e) polímeros sintéticos.

7- Polímeros são compostos orgânicos obtidos por reação de

- a) quebra da cadeia de um composto orgânico alifático.
- b) condensação de duas moléculas de um composto orgânico.
- c) condensação de muitas moléculas de um composto orgânico.
- d) fermentação da sacarose.
- e) saponificação de ésteres.

8- A Petrobras é a maior usuária mundial de dutos flexíveis, que levam o petróleo dos poços até as plataformas. A flexibilidade é fundamental para que os dutos suportem condições hostis, como profundidade e movimentação do mar. Os dutos flexíveis são constituídos de camadas poliméricas e metálicas intercaladas. Com relação aos polímeros assinale a alternativa correta.

- a) Polímeros de condensação são obtidos pela reação de dois monômeros, com eliminação de uma substância mais simples. Ex: reação de fenol e formaldeído com eliminação de água.
- b) Polímero de adição é a soma de monômeros pequenos todos diferentes entre si. Ex: adição de etileno e cloreto de vinila.
- c) Copolímeros são polímeros obtidos a partir de monômeros pequenos e todos iguais entre si. Ex: reação de moléculas de etileno para produzir o propileno.
- d) Nos polímeros lineares, as macromoléculas não são encadeadas. Ex: polietileno.

9- Reações de fermentação, saponificação e polimerização dão origem, respectivamente, aos seguintes produtos:

- a) etanol, glicerol e teflon.
- b) teflon, glicerol e etanol.
- c) teflon, etanol e glicerol.
- d) etanol, teflon e glicerol.
- e) glicerol, teflon e etanol.

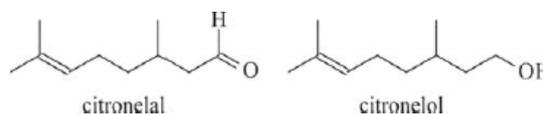
10- Mais de 2.000 plantas produzem látex, a partir do qual se produz a borracha natural. A *Hevea brasiliensis* (seringueira) é a mais importante fonte comercial desse látex. O látex da *Hevea brasiliensis* consiste em um polímero do cis-1,4-isopreno, fórmula C_5H_8 , com uma massa molecular média de 1.310 kDa (quilodaltons). De acordo com essas informações, a seringueira produz um polímero que tem em média

Dados de massas atômicas em Dalton: C = 12 e H = 1.

- a) 19 monômeros por molécula.
- b) 100 monômeros por molécula.
- c) 1.310 monômeros por molécula.
- d) 19.000 monômeros por molécula.

Determinação de fórmulas

1- Um exemplo de óleo essencial é o óleo de citronela, extraído da planta conhecida como capim citronela. Os seus principais constituintes são o citronelal e o citronelol, cujas estruturas são mostradas a seguir.

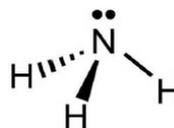


Considerando essas informações, julgue o item que se segue.

A nomenclatura oficial do citronelal é 3-metiloct-2-enal.

- a) CERTO. b) ERRADO.

2- A estrutura da substância amônia é dada abaixo:



Sobre a molécula de amônia, pode-se afirmar:

- a) Todos os átomos estão em um mesmo plano.
- b) A geometria da molécula é piramidal.
- c) O ângulo entre as ligações N-H é de 120° .
- d) O momento dipolar da molécula é nulo.

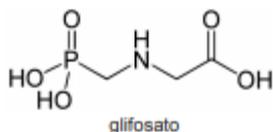
3- A combustão completa de um composto X pode ser observada na equação química abaixo:



Podemos afirmar que o composto X é

- a) Decano.
- b) Nonano.
- c) Tridecano.
- d) Undecano.
- e) Dodecano.

4-



O Brasil está entre os países que mais usam defensivos agrícolas para a produção de alimentos. Recentemente, análises de amostras das frutas e verduras comercializadas no país indicaram a presença de substâncias químicas, constituintes desses agrotóxicos, em concentrações acima do limite permitido, além de produtos não registrados ou inadequados para o tipo de alimento, apesar da série de requisitos exigidos pela Legislação Brasileira para o registro e a utilização de um defensivo agrícola. Especialistas alertam para os cuidados com o transporte, manuseio, armazenamento e aplicação desses produtos porque a maioria apresenta contaminantes ambientais e compostos que afetam a saúde do indivíduo, a exemplo, dentre outros, do glifosato – um herbicida sistêmico não seletivo, potencialmente cancerígeno que pode causar danos aos sistemas gastrointestinal, nervoso e respiratório.

Com base nessas informações e na estrutura química do glifosato, é correto afirmar:

- a) O glifosato é um composto orgânico representado pela fórmula molecular $C_3H_8NPO_5$.
- b) A presença do grupo funcional das amidas, na estrutura química, é um dos fatores que torna o glifosato potencialmente cancerígeno.
- c) O fósforo e o nitrogênio, elementos químicos constituintes do glifosato, possuem diferentes números de elétrons na camada de valência.
- d) A utilização de luvas e de roupas adequadas para o manuseio e a aplicação de herbicidas como o glifosato é suficiente para preservar a saúde dos trabalhadores rurais.
- e) O uso de bicarbonato de sódio dissolvido em água, $NaHCO_3$ (aq), para a neutralização dos resíduos de glifosato encontrados em verduras, é justificado pelo caráter ácido da solução aquosa.

5- A imagem abaixo ilustra um pacote de um produto comercial vendido como fertilizante e conhecido como NPK. As siglas NPK são uma referência à química e especificamente a presença dos elementos químicos componentes deste material.



Os elementos químicos em questão são, respectivamente:

- a) nitrogênio, fósforo e potássio.
- b) sódio, potássio e cromo.
- c) nitrogênio, potássio e cromo.
- d) nitrato, fosfato e potássio.
- e) sódio, fosfato e potássio.

Série Orgânicas Petróleo

1- No ambiente marinho, as espécies que se reproduzem por fecundação externa desenvolvem mecanismos químicos para que os gametas masculinos e femininos se reconheçam e se atraíam mutuamente. As algas pardas do gênero *Fucus* liberam oogônios na água acompanhados de um hidrocarboneto denominado fucosserrateno, responsável por induzir espermatozoides a nadarem em direção aos oogônios, promovendo, assim a fecundação. Entretanto, o hexano, um hidrocarboneto derivado do petróleo pode produzir os mesmos efeitos do fucosserrateno. Quando há um vazamento de petróleo no mar, a concentração de hexano aumenta muito na região e estimula a emissão de espermatozoides na ausência de oogônios a serem fecundados, o que promove queda significativa na população de algas pardas.

A partir dessas informações sobre a reprodução de algas pardas, é correto afirmar:

- a) Os gametas masculino e feminino são células destituídas de DNA.
- b) As algas pertencentes ao reino protista são vegetais unicelulares heterotróficos.
- c) O fucosserrateno e o hexano se dissolvem na água do mar ao reduzir a reprodução das algas pardas *Fucus*.
- d) O fucosserrateno dissolve a camada proteica dos oogônios e facilita a penetração dos espermatozoides na fecundação.
- e) A população de algas pardas diminui, proporcionalmente, com o acúmulo da concentração de petróleo na superfície da água do mar.

2- A extração de petróleo em águas profundas segue basicamente três etapas: i) perfuração, utilizando uma sonda; ii) injeção de água pressurizada, que extrai o petróleo das rochas subterrâneas; e iii) separação do petróleo misturado com água e pedaços de rochas.

A terceira etapa é realizada por meio dos métodos de:

- a) decantação e filtração.
- b) extrusão e evaporação.
- c) sedimentação e flotação.
- d) destilação e centrifugação.
- e) evaporação e cromatografia.

3- A química permite ao homem realizar transformações íntimas na estrutura da matéria. Com seu desenvolvimento e aplicação nos processos de industrialização, a partir de finais do século XVIII, essas transformações passaram a se realizar em um escala massiva, tendo efeitos ainda mais abrangentes. A cada vez que inovações mudavam a base tecnológica, produtos e serviços inéditos chegavam à sociedade, surgindo também problemas ambientais novos e complexos.

No desenvolvimento das indústrias ocorrido em diversas sociedades, acompanhado pela aplicação de conhecimentos científicos, destaca-se o caso da petroquímica, ilustrado na imagem.

O principal problema ambiental causado pela indústria petroquímica está identificado em:

- a) erosão de solos agricultáveis
- b) derrubada de reservas florestais
- c) produção de resíduos poluentes
- d) superexploração de recursos hídricos

4- Para o consumidor, é praticamente impossível identificar a diferença entre a sacola biodegradável e a comum, feita de polietileno - derivado do petróleo. Alguns governos municipais já exigem que os supermercados ofereçam sacolas biodegradável e a comum, feita de polietileno - derivado do petróleo. Alguns governos municipais já exigem que os supermercados ofereçam sacolas biodegradáveis em substituição às sacolas comuns.

Disponível em: <http://epocanegocios.globo.com>. Acesso em: 1 ago. 2012.

A atitude tomada pelos governos municipais deve-se ao(à)

- a) maior resistência que os materiais biodegradáveis apresentam em relação aos comuns.
- b) escassez das matérias-primas derivadas do petróleo para produção das sacolas comuns.
- c) custo consideravelmente menor das sacolas biodegradáveis em relação ao das sacolas comuns.
- d) maior capacidade de produção das sacolas biodegradáveis, já que as fontes podem ser renováveis.
- e) rápida decomposição das sacolas biodegradáveis pela ação de bactérias, em comparação às sacolas comuns.

5- O descarte do óleo de cozinha na rede de esgotos gera diversos problemas ambientais. Pode-se destacar a contaminação dos cursos-d'água, que tem como uma das

consequências a formação de uma película de óleo na superfície, causando danos à fauna aquática, por dificultar as trocas gasosas, além de diminuir a penetração dos raios solares no curso hídrico.

Disponível em: <http://revistagalileu.globo.com>. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Qual das propriedades dos óleos vegetais está relacionada aos problemas ambientais citados?

- a) Alta miscibilidade em água
- b) Alta reatividade com a água.
- c) Baixa densidade em relação à água
- d) Baixa viscosidade em relação à água.
- e) Alto ponto de ebulição em relação à água.

Separação de Misturas

1- No tratamento de água para abastecimento público, o processo é feito em várias etapas as quais têm a finalidade de remover sujeiras e outras partículas em suspensão, ajustar o pH, além de eliminar bactérias que possam trazer males à saúde dos consumidores. Para isso, diferentes produtos químicos são adicionados a água, cujas dosagens devem ser controladas rigorosamente, necessitando de um acompanhamento contínuo dos padrões de qualidade.

Analise as afirmativas de modo a identificar as verdadeiras e as falsas acerca do processo de tratamento da água:

I. A decantação é um processo que consiste na separação de uma mistura por meio da diferença de densidade, e é aplicável somente em misturas sólido-líquidas.

II. A filtração é um processo de separação de misturas baseado na diferença de solubilidade. Geralmente, uma mistura sólido-líquida é passada por uma malha com abertura em escala micrométrica e a fase sólida fica retida na malha.

III. O pH da água pode ser ajustado com a adição de produtos químicos. Valores de pH abaixo de 7 indicam que a água está básica enquanto que acima indicam que está ácida;

IV. Além de eliminar bactérias, o cloro também tem a finalidade de retirar matéria orgânica presente na água.

V. O flúor é adicionado com a função de auxiliar na prevenção de cáries nos consumidores da água fornecida.

Com base na análise, assinale a alternativa que apresenta as afirmações corretas:

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

2- Por meio de uma levigação, realizada com uma corrente de água, é possível separar os componentes de uma mistura formada por

- a) água e etanol, ambos líquidos.
- b) etanol e gasolina, ambos líquidos.
- c) cobre e alumínio, ambos em raspas.
- d) sal marinho e açúcar, ambos refinados.
- e) oxigênio e ozônio, ambos gasosos.

3- A água de coco verde é a bebida obtida da parte líquida do fruto do coqueiro (*Cocus nucifera* L.). Ela apresenta pH em torno de 5,6, e seu sabor doce e levemente adstringente atraem bastante os consumidores. As principais características da água de coco são a ausência de colesterol, os baixos teores de glicose, de sacarose e de gorduras, além de um expressivo teor de potássio. Após extraída do coco, o prazo de validade da água de coco refrigerada a 6°C é de cerca de 3 dias. Essa característica tem estimulado sua industrialização, com os objetivos de se comercializar um produto de alta qualidade, com suas características naturais preservadas, e com vida útil de consumo extensiva a locais fora das regiões de plantio. A industrialização da água de coco envolve diferentes etapas, desde a seleção de frutos até o envase. O produto final não deve conter fragmentos das partes não comestíveis do fruto, nem substâncias estranhas a sua composição original.

Uma etapa importante na industrialização da água de coco refrigerada é a

- a) cristalização
- b) destilação.
- c) evaporação.
- d) filtração.

4- A cafeína, composto químico de nomenclatura 1,3,7-trimetilxantina, é encontrada em algumas plantas utilizadas para o preparo de bebidas, como o café e chás. Em doses terapêuticas, estimula o coração aumentando sua capacidade de trabalho. No processo de preparação de uma porção de café, quais são os dois processos físicos tradicionalmente executados?

- a) Evaporação e extração.
- b) Extração e filtração.
- c) Decantação e evaporação.
- d) Destilação e filtração.
- e) Extração e cristalização.

5- Exames de sangue são indicadores de como está a nossa saúde, pois têm a função de quantificar determinados parâmetros e características do sangue, que é formado por três tipos de células: os leucócitos (ou glóbulos brancos), as hemácias (ou glóbulos vermelhos) e as plaquetas. Essas células constituem partículas sólidas do sangue e estão imersas em partículas líquidas

chamadas de plasma, em que se encontram proteínas plasmáticas, lipoproteínas, carboidratos, vitaminas, aminoácidos, íons, entre outros.

Assim, considerando que um paciente tenha sido orientado por seu médico a realizar um exame de sangue completo, incluindo hemograma (hemácias, leucócitos e plaquetas), e lipidograma, é correto afirmar que o(a):

- a) Lipidograma é avaliado na fração plasmática do sangue; logo, é necessário realizar a centrifugação da amostra.
- b) Sangue é uma mistura homogênea, portanto não há necessidade de separação de seus componentes para fazer qualquer análise.
- c) Destilação fracionada seria suficiente para separar as partículas sólidas das partículas líquidas do sangue.
- d) Filtração do sangue foi necessária para o hemograma, e apenas as partículas sólidas foram aproveitadas.
- e) Dissolução fracionada do sangue é utilizada para separar as hemácias dos demais componentes do hemograma.

6- No processo de tratamento da água bruta, após a neutralização com óxido de cálcio, é lançado, nessa água, o sulfato de alumínio ($Al_2(SO_4)_3$), que reage com ela, formando hidróxido de alumínio ($Al(OH)_3$), o qual se combina com partículas em suspensão e as agrega em flocos. Em decorrência da densidade e da solubilidade, esses flocos se separam da água por não se dissolverem e serem mais densos, acumulando-se no fundo, propiciando a retirada da água tratada. O processo de separação descrito é denominado

- a) filtração.
- b) decantação.
- c) sifonação.
- d) tamisação.

7- As centrífugas são equipamentos utilizados em laboratórios, clínicas e indústrias. Seu funcionamento faz uso da aceleração centrífuga obtida pela rotação de um recipiente e que serve para a separação de sólidos em suspensão em líquidos ou de líquidos misturados entre si.

Nesse aparelho, a separação das substâncias ocorre em função

- a) das diferentes densidades
- b) dos diferentes raios de rotação
- c) das diferentes velocidades angulares
- d) das diferentes quantidades de cada substância
- e) da diferente coesão molecular de cada substância

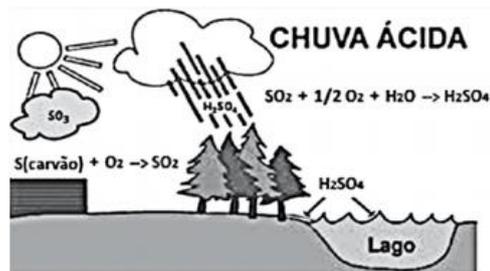
8- Leia o texto para responder à questão.

O fenômeno da chuva ácida está relacionado ao aumento da poluição em regiões industrializadas. Os agentes poluentes são distribuídos pelos ventos, causando danos à saúde humana e ao meio ambiente.

Gases gerados pelas indústrias, veículos e usinas energéticas reagem com o vapor de água existente na atmosfera, formando compostos ácidos que se acumulam em nuvens, ocorrendo, assim, a condensação, da mesma forma como são originadas as chuvas comuns.

Um desses gases, o SO₂, é proveniente da combustão do enxofre, impureza presente em combustíveis fósseis, como o carvão e derivados do petróleo. Ele leva à formação do ácido sulfúrico.

O esquema ilustra esse processo.



Uma forma de atenuar o fenômeno descrito seria a retirada do enxofre dos combustíveis derivados do petróleo, como o diesel e o óleo combustível.

Esses dois combustíveis são obtidos do petróleo por

- filtração.
- sublimação.
- decantação.
- fusão fracionada.
- destilação fracionada

9- A quantidade de água doce disponível para o nosso uso é muito pequena, perto de 3% do volume total de água existente. Os outros 97% são constituídos por água salgada. Desses 3% de água doce, cerca de 1% está acessível para a população de todo o planeta e o restante está na forma de gelo. Contudo, boa parte da água acessível encontra-se poluída e deve ser tratada para o consumo humano.

As etapas envolvidas nas estações de tratamento da água das grandes metrópoles são

- filtração e cloração, somente.
- decantação e filtração, somente.
- floculação e decantação, somente.
- sublimação, decantação e filtração.
- floculação, decantação, filtração e cloração.

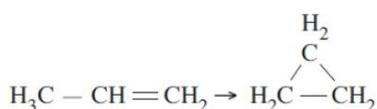
10- O famoso "cafezinho" é apreciado por uma grande parte da população do nosso país, além de possuir a cafeína que traz como características sensação de felicidade, é catalizador químico e aumenta o metabolismo nos organismos. Uma dona de casa para preparar seu cafezinho utiliza água quente misturando com o pó que é separado no coador. As operações realizadas pela dona de casa envolvem quais processos de separação, respectivamente:



- filtração e decantação
- destilação e peneiração
- filtração e liquefação
- extração e filtração
- evaporação e fusão

Isomeria Espacial Geométrica, Espacial Ótica, Plana

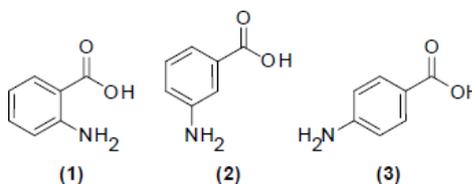
1- Observe a reação:



É correto afirmar que

- É uma reação de isomerização.
- O tipo de hibridação do carbono não muda do reagente para o produto.
- As fórmulas estruturais e moleculares se alteram durante a reação.
- É uma reação de adição clássica orgânica.
- Ligações iônicas desaparecem do reagente para o produto

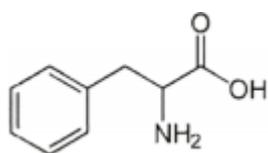
2- Os ácidos 2-aminobenzóico (1), 3-aminobenzóico (2) e 4-aminobenzóico (3), apesar de possuírem a mesma fórmula molecular, têm características muito diferentes. Os ácidos (1) e (2) são considerados nocivos à saúde, enquanto o ácido (3) é produzido no nosso organismo, considerado um antioxidante e precursor do ácido fólico. As estruturas desses ácidos estão representadas abaixo.



As moléculas dos ácidos (1), (2) e (3) são classificadas como:

- Isômeros de cadeia.
- Enantiômeros.
- Isômeros de posição.
- Alótropos.
- Isômeros de compensação.

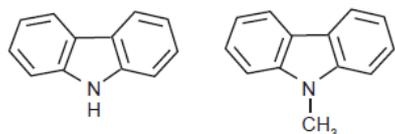
3- A Fenilalanina é um dos aminoácidos identificado pelo código genético, sendo, portanto, um dos componentes das proteínas dos seres vivos. É um composto natural que está presente em todas as proteínas (vegetais ou animais). Os humanos não conseguem sintetizar a fenilalanina, logo é um componente essencial da nossa dieta diária, sem ela o corpo não consegue funcionar. A fenilalanina é encontrada no aspartame, um adoçante substituto do açúcar e muito utilizado em bebidas, principalmente refrigerantes. Existe um grupo de pessoas que sofrem de uma doença hereditária chamada fenilcetonúria (PKU). A estas pessoas falta uma enzima que é necessária para digerir a fenilalanina. Esta, como não é absorvida, passa a acumular-se no organismo até ser convertida em compostos tóxicos, designados por fenilcetonas. Os doentes com PKU que ingerem a fenilalanina sofrem de diferentes sintomas de toxicidade, incluindo atrasos mentais especialmente em crianças, e distúrbios intelectuais nos adultos. A estrutura da fenilalanina está representada abaixo:



Sobre este aminoácido, é correto afirmar que apresenta

- átomo de carbono assimétrico.
- hidroxila alcoólica.
- átomo de carbono quaternário.
- a função amida.

4- O carbazol e o 9-metilcarbazol são substâncias nitrogenadas encontradas em quantidades muito pequenas no petróleo, podendo causar a degradação de derivados como a gasolina e o querosene de aviação.

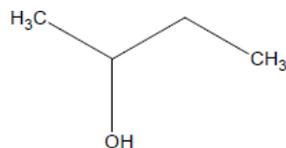


V carbazol 9-metilcarbazol

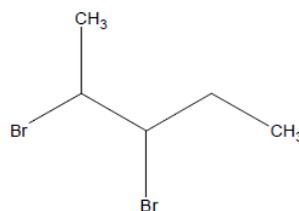
Esses dois compostos

- são isômeros óticos.
- possuem cadeia heterogênea.
- possuem cadeia saturada.
- possuem cadeia aberta.
- são hidrocarbonetos.

5- Analisando as estruturas químicas abaixo, pode-se dizer que:



(I)



(II)

- a estrutura (I) apresenta um carbono assimétrico enquanto a estrutura (II) apresenta dois carbonos assimétricos.
- a estrutura (II) deverá resultar em seis estereoisômeros.
- a estrutura (I) deverá resultar em quatro estereoisômeros.
- apenas a estrutura (I) apresenta isomeria ótica.

6- O diretor executivo da Grunenthal, empresa alemã que criou a talidomida, disse na sexta-feira que o laboratório "sente muito" pelo silêncio a respeito das vítimas da droga, criada há 60 anos.

Vendida a grávidas nas décadas de 1950 e 1960 para amenizar os sintomas dos primeiros meses de gestação, o remédio provocou má formação em cerca de 10 mil crianças antes de ser retirado do mercado, em 1961.

"Pedimos que considerem nosso silêncio como um símbolo do impacto que nos provocou seu destino", disse Harald Stock.

As crianças nasciam com braços e pernas menores após o consumo da droga no início da gravidez. Os bebês também poderiam sofrer com problemas cardíacos, baixa audição e, em alguns casos, danos cerebrais.

Freddie Astbury, consultor chefe da associação Thalidomide Agency UK, criada na década de 1970 em apoio às vítimas do remédio, respondeu que a empresa tem que acompanhar as palavras com indenizações, e não apenas ficar limitada a um pedido de desculpas.

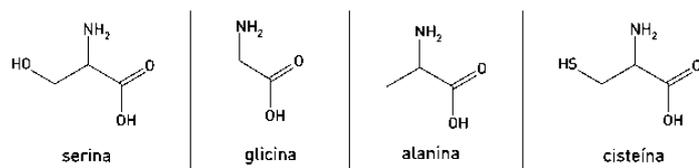
A substância foi vendida em quase 50 países antes de ser retirada do mercado.

A molécula de talidomida existe como um par de enantiômeros (isômeros óticos) porque:

- contém um carbono assimétrico.
- apresenta quatro carbonos assimétricos (carbonos ligados aos oxigênios).
- apresenta um anel benzênico.
- apresenta dois heteroátomos de nitrogênio.
- contém o grupo amida em dois anéis.

7- Os aminoácidos que possuem um centro quiral apresentam duas formas enantioméricas.

Observe, abaixo, a estrutura química de quatro aminoácidos.



O único desses aminoácidos que não apresenta enantiômeros é:

- a) serina
- b) glicina
- c) alanina
- d) cisteína

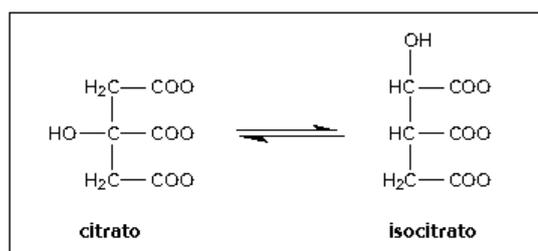
8- Analise as substâncias a seguir.



Sobre essas substâncias, assinale a alternativa correta.

- a) Apresentam isomeria cis-trans.
- b) Não são isômeros.
- c) São isômeros funcionais.
- d) São isômeros de cadeia.
- e) São isômeros de posição.

9- Em uma das etapas do ciclo de Krebs, a enzima aconitase catalisa a isomerização de citrato em isocitrato, de acordo com a seguinte equação química:



A isomeria plana que ocorre entre o citrato e o isocitrato é denominada de:

- a) cadeia
- b) função
- c) posição
- d) compensação

10- Motores a combustão interna apresentam melhor rendimento quando podem ser adotadas taxas de compressão mais altas nas suas câmaras de combustão, sem que o combustível sofra ignição espontânea. Combustíveis com maiores índices de resistência à compressão, ou seja, maior octanagem, estão associados a compostos com cadeias carbônicas menores, com maior número de ramificações e com ramificações mais

afastadas das extremidades da cadeia. Adota-se como valor padrão de 100% de octanagem o isômero do octano mais resistente à compressão.

Com base nas informações do texto, qual dentre os isômeros seguintes seria esse composto?

- a) n-octano.
- b) 2,4-dimetil-hexano.
- c) 2-metil-heptano.
- d) 2,5-dimetil-hexano.
- e) 2,2,4-trimetilpentano.

Termodinâmica: Conceitos, Energia livre de Gibbs, Entalpia de Formação, Entalpia de formação, Entropia, Lei de Hess.

1- A síntese e a transformação de fármacos envolvem a quebra e a formação de várias ligações. Algumas dessas reações ocorrem com absorção de energia, e outras, com liberação de energia. Dois diagramas de energia genéricos são mostrados abaixo:

No que se refere aos diagramas acima, podemos afirmar que

I – o diagrama 1 mostra uma reação exotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.

II – o diagrama 2 mostra uma reação endotérmica, isto é, aquela que ocorre com absorção de energia.

III – o diagrama 1 mostra uma reação energeticamente favorável, enquanto o diagrama 2 mostra uma reação que ocorre sem variação de energia.

Sobre as proposições acima, pode-se afirmar que

- a) apenas I está correta
- b) apenas II está correta.
- c) apenas I e II estão corretas.
- d) apenas II e III estão corretas.
- e) I, II e III estão corretas.

2- Biodigestor é uma espécie de câmara isolada, que possibilita a transformação e o aproveitamento de certos detritos orgânicos para a geração de gás e adubo, conhecidos como biogás e biofertilizante. Do ponto de vista ambiental, o biogás constitui uma importante fonte de energia alternativa para produção de combustível para fogões, motores e geração de energia elétrica. O processo de combustão do principal componente do biogás, o metano, corresponde a:

- a) uma reação não espontânea;
- b) uma reação endotérmica;
- c) uma reação exotérmica;

d) uma transformação física;

e) uma reação que ocorre sem troca de calor.

3- Além do carvão mineral, há também o carvão vegetal, que é produzido pela carbonização de madeiras.

Quanto a utilização dessas fontes de energia, é correto afirmar que

a) o carvão mineral é utilizado, principalmente, em altos fornos de siderúrgicas e nas termoelétricas.

b) o carvão mineral é utilizado, principalmente, no uso doméstico, em fogões, chuveiros e churrasqueiras.

c) o carvão vegetal é utilizado, principalmente, nas usinas nucleares como fonte primária de energia.

d) o carvão vegetal é utilizado, principalmente, na fabricação de equipamentos aeroespaciais.

e) o carvão vegetal é utilizado, principalmente, em indústrias de fibras óticas e informática.

4- Considerando-se a transformação isotérmica $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ à 25°C e sabendo-se que a variação de entalpia (ΔH) é $-19,5 \text{ kcal/mol}$ e que a variação de entropia (ΔS) é $18 \text{ cal/grau} \cdot \text{mol}$, podemos afirmar que a variação de energia livre (ΔG) do sistema é:

a) $-19,25 \text{ kcal}$ e não espontâneo

b) $-24,86 \text{ kcal}$ e espontâneo

c) $+19,25 \text{ kcal}$ e espontâneo

d) $+24,86 \text{ kcal}$ e não espontâneo

e) $+38,50 \text{ kcal}$ e espontâneo

5- Considerando-se a transformação isotérmica $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ à 25°C e sabendo-se que a variação de entalpia (ΔH) é $-19,5 \text{ kcal/mol}$ e que a variação de entropia (ΔS) é $18 \text{ cal/grau} \cdot \text{mol}$, podemos afirmar que a variação de energia livre (ΔG) do sistema é:

a) $-19,25 \text{ kcal}$ e não espontâneo

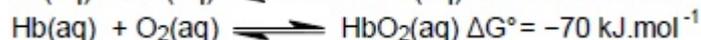
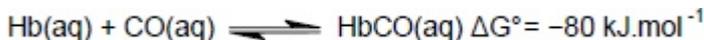
b) $-24,86 \text{ kcal}$ e espontâneo

c) $+19,25 \text{ kcal}$ e espontâneo

d) $+24,86 \text{ kcal}$ e não espontâneo

e) $+38,50 \text{ kcal}$ e espontâneo

5- O monóxido de carbono (CO) é um gás tóxico para o ser humano podendo levar à asfixia e à morte. Isso está associado à sua forte interação com a hemoglobina (Hb), impossibilitando o transporte de oxigênio (O_2) e de gás carbônico (CO_2) envolvidos no processo da respiração.



De acordo com as equações químicas acima, qual é a variação de energia livre para a reação de substituição do CO ligado à hemoglobina (HbCO) pelo O_2 ?

a) -150 kJ.mol^{-1} .

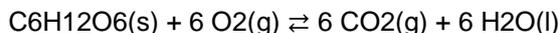
b) -10 kJ.mol^{-1} .

c) $+150 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

d) $+10 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

e) 0 kJ.mol^{-1} .

6- Na maioria dos organismos aeróbicos, a vida existe simplesmente porque eles utilizam a energia livre contida na glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), através do processo de oxidação e liberação de CO_2 e H_2O de acordo com a reação:



Sabendo os valores de entalpia ($\Delta H = -2.805 \text{ kJ.mol}^{-1}$) e entropia ($\Delta S = 259 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$), à temperatura ambiente ($25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$), determine a energia livre de Gibbs (ΔG) para esta reação e indique se a reação é espontânea ou não.

a) $2.882 \text{ kJ.mol}^{-1}$, não-espontânea.

b) $-2.728 \text{ kJ.mol}^{-1}$, espontânea.

c) $-2.882 \text{ kJ.mol}^{-1}$, espontânea.

d) $-3.064 \text{ kJ.mol}^{-1}$, espontânea.

e) $3.064 \text{ kJ.mol}^{-1}$, não-espontânea.

7- Analise os dados a seguir para responder à questão 60.

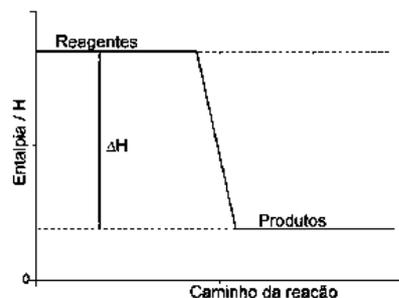
A formação e a ruptura de ligações químicas são processos que envolvem a interação da matéria com a energia. Ocorrem com a absorção ou a liberação de energia na forma de calor - representado pela variação de entalpia ($\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$) do sistema, quando o processo ocorre à pressão constante.

Os processos de liberação e de absorção de energia são assim conhecidos:

Processo exotérmico – o sistema libera calor (o ambiente é aquecido): reagentes \rightarrow produtos + calor

Processo endotérmico – o sistema absorve calor (o ambiente é resfriado): reagentes + calor \rightarrow produtos

O gráfico a seguir representa a variação de entalpia de um processo exotérmico.



Ao considerar o processo exotérmico, é correto afirmar que

a) a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

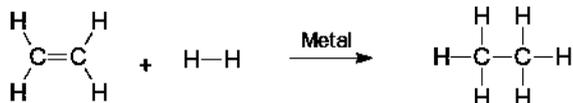
b) a entalpia dos produtos e dos reagentes é igual a zero.

c) a entalpia dos reagentes é igual a dos produtos.

d) a variação da entalpia é maior que zero.

e) a variação da entalpia é nula.

8- A formação e a quebra das ligações químicas é de grande importância para prever a estabilidade dos produtos que serão formados no curso de uma reação química. Portanto, a partir do conhecimento das energias de ligação presentes nos reagentes e produtos, pode-se estimar a variação de energia total envolvida na reação química. Um exemplo é a reação de hidrogenação do eteno, cuja equação química e cujas energias de ligação são apresentadas a seguir.



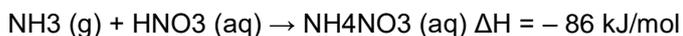
$$\text{C}=\text{C} = +146.0 \text{ kcal.mol}^{-1} \quad \text{C}-\text{H} = +100.0 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$\text{C}-\text{C} = +82.9 \text{ kcal.mol}^{-1} \quad \text{H}-\text{H} = +104.2 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

Considerando-se as informações apresentadas, pode-se concluir que a variação da energia envolvida na reação em kcal.mol⁻¹ é, aproximadamente:

- a) 167
- b) 33
- c) 60
- d) 433

9- O nitrato de amônio, um dos fertilizantes nitrogenados mais importantes para a agricultura, é obtido pela reação entre amônia e ácido nítrico, de acordo com a equação:



É correto afirmar que essa reação é

- a) exotérmica, e libera 86 kJ/mol de nitrato de amônio.
- b) endotérmica, e absorve 86 kJ/mol de amônia.
- c) endotérmica, e libera 86 kJ/mol de nitrato de amônio.
- d) exotérmica, e absorve 86 kJ/mol de amônia.
- e) isotérmica, e libera 86 kJ/mol de ácido nítrico.

10- Considera-se combustível aquele material que, quando em combustão, consegue gerar energia. No caso dos biocombustíveis, suas principais vantagens de uso são a de serem oriundos de fontes renováveis e a de serem menos poluentes que os derivados de combustíveis fósseis. Por isso, no Brasil, tem-se estimulado o plantio e a industrialização de sementes oleaginosas para produção de biocombustíveis.

No quadro, estão os valores referentes à energia produzida pela combustão de alguns biocombustíveis:

BIOCOMBUSTÍVEL	kcal/kg
Biodiesel (mamona)	8 913
Biodiesel (babaçu)	9 049
Biodiesel (dendê)	8 946
Biodiesel (soja)	9 421
Etanol (cana-de-açúcar)	5 596

Disponível em: <http://www.biodieselecooleo.com.br>. Acesso em: 8 set. 2010 (adaptado).

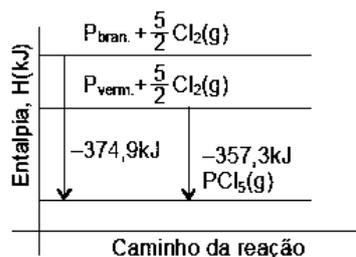
Entre os diversos tipos de biocombustíveis apresentados no quadro, aquele que apresenta melhor rendimento energético em massa é proveniente

- a) da soja.
- b) do dendê.
- c) do babaçu.
- d) da mamona.
- e) da cana-de-açúcar.

11- Uma compressa de água fria usada para luxações é constituída de duas bolsas: uma contém água e a outra, nitrato de amônio. Quando pressionada, a bolsa de água se rompe dissolvendo o nitrato de amônio e produzindo um frio instantâneo que pode durar até quarenta minutos. A explicação coerente para o fenômeno é que

- a) ocorre, no caso, uma reação química de adição.
- b) o nitrato de amônio se ioniza na presença de água.
- c) o nitrato de amônio é uma substância termoscópica.
- d) a dissolução do nitrato de amônio é um processo endotérmico.

12-



O diagrama representa a entalpia de formação do pentacloreto de fósforo a partir de duas variedades alotrópicas de fósforo, o fósforo branco e o fósforo vermelho.

A partir da análise desse diagrama, é correto afirmar:

- a) A variedade alotrópica de fósforo vermelho é menos estável que a de fósforo branco.
- b) A entalpia de formação do fósforo vermelho é -17,6 kJ.
- c) A variação de entalpia de uma reação química independe do estado alotrópico de seus reagentes.
- d) A energia liberada durante a formação de pentacloreto de fósforo, a partir de fósforo branco, é maior que a liberada na mesma reação com o fósforo vermelho.

e) A forma geométrica da molécula de pentacloreto de fósforo é tetraédrica.

13- Na reação de combustão completa da glicose, os produtos têm _____ energia armazenada do que os reagentes, portanto, essa reação é _____ e o sinal de seu ΔH é _____.

As lacunas desse texto são preenchidas, correta e respectivamente, por

- a) menos – exotérmica – positivo.
- b) menos – endotérmica – positivo.
- c) mais – endotérmica – negativo.
- d) menos – exotérmica – negativo.
- e) mais – exotérmica – negativo.

14- Durante um processo físico, a informação mais importante é a relativa à variação da entropia, e não a do seu valor absoluto. No século XIX, Clausius determinou que a variação da entropia de um sistema, em um processo reversível e à temperatura T, em Kelvin, é dada por $\Delta S = \Delta Q/T$, em que ΔQ é a quantidade de calor adicionado. Com relação a esse conceito, considere a situação em que 30 g de gelo, inicialmente a 0 °C, transforma-se em água a 0 °C. Considere, ainda, que o calor latente de fusão do gelo seja 80 cal/g.

Com base nessas informações, julgue o próximo item.

Como a fusão do gelo é um processo irreversível, o módulo da variação de entropia da vizinhança é igual ao da variação da entropia do sistema.

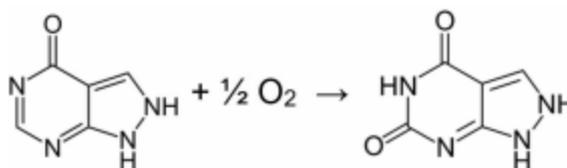
- a) CERTO b) ERRADO

15- Quando a mistura de um mol de $H_2(g)$ e um mol de $I_2(g)$ é aquecida a 500K, o produto resultante da reação é $HI(g)$. Para essa reação, a 500K, a variação na entalpia encontrada foi $-10,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ e a variação da entropia, $17,7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Com relação à reação, é correto afirmar:

- a) A reação é exotérmica e a entropia do sistema diminui.
- b) A reação é endotérmica e um aumento na pressão sobre o sistema provoca um deslocamento da reação para o lado dos reagentes.
- c) A reação apresenta um aumento de entropia e ocorre espontaneamente.
- d) Valores da entalpia e da entropia do sistema indicam que a reação não ocorre espontaneamente.
- e) A reação ocorre com um aumento de entropia e é endotérmica.

16- A gota é uma doença das articulações, causada pela concentração elevada de ácido úrico no sangue e nos tecidos. As articulações tornam-se inflamadas, doloridas e artríticas devido à deposição anormal de cristais de urato de sódio. A gota pode ser tratada de maneira eficiente por uma combinação de terapias nutricionais e farmacológicas. Um grande alívio dos sintomas pode ser obtido pela administração de alopurinol, uma substância

indicada para a redução do urato. O alopurinol inibe a enzima que catalisa a conversão de purinas em ácido úrico.



Nesse processo oxidativo, o alopurinol é convertido em oxipurinol, conforme descrito na equação química, hipotética, a seguir.

Ligação	Energia	Ligação	Energia
C – C	347	O = O	469
C = C	614	C = O	804
N – H	391	C – N	276
C = N	615	N – N	193
C – H	412		

O quadro a seguir mostra os valores médios de algumas energias de ligação em kJ/mol.

Com base nos dados descritos, é correto afirmar que o processo envolvido na oxidação de um mol de molécula de alopurinol em um mol de molécula de oxipurinol é

- a) exotérmico, com liberação de energia próxima de 200 kJ.
- b) exotérmico, com liberação de energia próxima de 400 kJ.
- c) endotérmico, com absorção de energia próxima de 200 kJ.
- d) endotérmico, com absorção de energia próxima de 400 kJ.

16- Em nossa sociedade, o carvão mineral é uma importante fonte energética. A existência de grandes jazidas e a facilidade de exploração fazem com que seu uso por usinas termelétricas, como por exemplo a de Candiota, tenha baixo custo econômico. Contudo, há desvantagens no uso do carvão mineral: o principal componente do carvão, no momento da queima, produz dióxido de carbono gasoso, conhecido por provocar o aquecimento global. Além disso, o carvão mineral de muitas regiões possui elevado teor de cinzas, o que diminui seu rendimento como fonte de energia; esse é o caso do carvão encontrado no Rio Grande do Sul. Como se não bastassem essas desvantagens, o carvão mineral muitas vezes encontra-se misturado com um mineral chamado pirita, que é um sulfeto de ferro, popularmente conhecido como ouro-de-tolo. No momento da queima do carvão, a pirita que estiver presente é oxidada com produção de dióxido de enxofre, poluente gerador de chuva ácida e altamente nocivo à vegetação.

Sobre esse assunto, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O principal componente do carvão é o mesmo elemento que compõe o grafite e o diamante.

II. O ouro-de-tolo é um composto iônico, podendo ser sintetizado pela reação direta entre ácido sulfúrico e um hidróxido de ferro.

III. A reação de combustão do carvão é classificada como exotérmica, pois ocorre com liberação de calor.

IV. O carvão pode contribuir para a formação de chuva ácida, que é a acidificação do solo e de lagos pela elevação do pH.

Estão corretas apenas as afirmações

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

17- Considere, no quadro abaixo, as seguintes entalpias de combustão nas condições-padrão (25 °C e 1 atm), expressas em kJ · mol⁻¹.

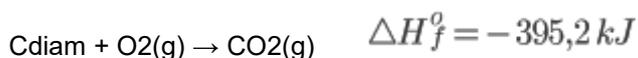
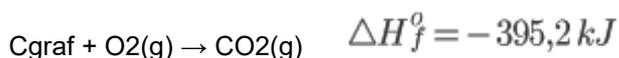
Fórmula molecular e fase de agregação	$\Delta H^\circ_{\text{(combustão)}}$
C _{grafita(s)}	-393,3
H _{2(g)}	-285,8
C ₄ H _{10(g)}	-2878,6

A alternativa que corresponde ao valor da entalpia da reação abaixo, nas condições-padrão, é:



- a) +68,6 kJ·mol⁻¹
- b) -123,6 kJ·mol⁻¹
- c) +248,8 kJ·mol⁻¹
- d) +174,4 kJ·mol⁻¹
- e) -352,5 kJ·mol⁻¹

18- Devido à alta dureza e ao elevado valor agregado do carbono diamante (C_{diam}), a conversão do carbono grafite (C_{graf}) em carbono diamante é algo viável em termos comerciais, a partir da aplicação de alta temperatura e pressão. Desta forma, o cálculo da entalpia de reação para essa transformação pode ser realizado a partir das reações de formação do gás carbônico a partir do C_{graf} e do C_{diam}, expressas abaixo:



A partir dos valores de entalpia de formação do CO₂, qual é a entalpia de reação para a transformação do carbono grafite em carbono diamante?

- a) -1,9 kJ

b) 788,5 kJ

c) 3,8 kJ

d) 1,9 kJ

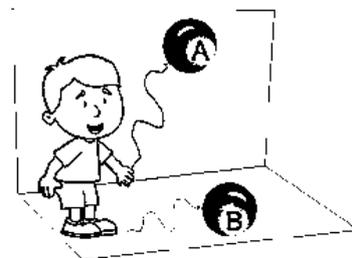
e) -788,5 kJ

Propriedades dos Gases: Densidade Gasosa, Difusão e Fusão Gasosa, Equação de Clapeyron, Estequiometria de Gases, Hipótese de Avogadro, Misturas Gasosas e Transformações Gasosas.

1- Um balão de borracha preto foi preenchido com ar e exposto ao sol. Após certo tempo tende a se mover para cima se não estiver preso a algo. Uma possível explicação física para tal acontecimento seria:

- a) O aquecimento do ar dentro do balão causa uma propulsão em seu interior devido à convecção do ar;
- b) O aumento da temperatura dentro do balão diminui a densidade do ar, fazendo com que o empuxo tenda a ficar maior do que o peso;
- c) A borracha do balão tem a sua composição alterada, tornando-o mais leve;
- d) O aquecimento do ar diminui a massa do mesmo dentro do balão, tornando-o mais leve.

2- A figura abaixo mostra um garoto brincando com bexigas.



Sabendo-se que o volume molar de um gás ao nível do mar a 25° C é 25 L mol⁻¹ e a densidade do ar atmosférico é 1,2 g L⁻¹.

Quais são os gases que as bexigas A e B podem conter, respectivamente:

- a) Criptônio e dióxido de carbono
- b) Dióxido de carbono e hélio
- c) Metano e hélio
- d) Hélio e criptônio
- e) Dióxido de carbono e metano

3- O rótulo de um desodorante aerossol informa ao consumidor que o produto possui em sua composição os gases isobutano, butano e propano, dentre outras substâncias. Além dessa informação, o rótulo traz, ainda, a inscrição "Não contém CFC". As reações a seguir, que

ocorrem na estratosfera, justificam a não utilização de CFC (clorofluorcarbono ou Freon) nesse desodorante:

A preocupação com as possíveis ameaças à camada de ozônio (O₃) baseia-se na sua principal função: proteger a matéria viva na Terra dos efeitos prejudiciais dos raios solares ultravioleta. A absorção da radiação ultravioleta pelo ozônio estratosférico é intensa o suficiente para eliminar boa parte da fração de ultravioleta que é prejudicial à vida.

A finalidade da utilização dos gases isobutano, butano e propano neste aerossol é

a) substituir o CFC, pois não reagem com o ozônio, servindo como gases propelentes em aerossóis.

b) servir como propelentes, pois, como são muito reativos, capturam o Freon existente livre na atmosfera, impedindo a destruição do ozônio.

c) reagir com o ar, pois se decompõem espontaneamente em dióxido de carbono (CO₂) e água (H₂O), que não atacam o ozônio.

d) impedir a destruição do ozônio pelo CFC, pois os hidrocarbonetos gasosos reagem com a radiação UV, liberando hidrogênio (H₂), que reage com o oxigênio do ar (O₂), formando água (H₂O).

e) destruir o CFC, pois reagem com a radiação UV, liberando carbono (C), que reage com o oxigênio do ar (O₂), formando dióxido de carbono (CO₂), que é inofensivo para a camada de ozônio.

4- Num incêndio em uma refinaria, entre outros gases é liberada grande quantidade de gás carbônico. Qual, entre os seguintes compostos, libera maior quantidade desse gás?

a) C₇H₁₆

b) 2,2,3 - trimetilbutano

c) C₆H₁₄

d) 2,2,4 - trimetilpentano

e) 2,3 - dimetilpentano

5- Existem fármacos indicados para o controle e prevenção de contrações dos brônquios durante as crises asmáticas, bronquite ou enfisema. Eles são comercializados na forma de spray, ou seja, suspensão aerossol pressurizada, em frascos de alumínio.

Considere, hipoteticamente, as seguintes informações sobre esse fármaco.

I. Quando o recipiente ainda não foi utilizado, a pressão interna do gás é de 1,5 atm à 25 °C.

II. Cada recipiente tem 100 microgramas do aerossol, e esse valor equivale a 200 doses.

Se, após o uso desse spray, a pressão interna do fármaco se reduziu para 0,9 atm à temperatura constante, quantas foram as doses consumidas para se chegar a essa pressão interna?

a) 60 doses.

b) 80 doses.

c) 120 doses.

d) 160 doses.

6- A trinitroglicerina (C₃H₅N₃O₉) tem sido largamente usada como explosivo. Mais surpreendente ainda é seu uso como medicamento para aliviar a angina (dores no peito resultantes do entupimento parcial das artérias do coração), dilatando os vasos sanguíneos. A decomposição da trinitroglicerina produz gás nitrogênio, gás carbônico, gás oxigênio e água.

Considerando que a decomposição de 100 g de nitroglicerina com um grau de pureza de 80% produziu, nas CNTP, 2 litros de gás nitrogênio, qual é o valor mais próximo do rendimento da reação?

a) 17%.

b) 17%.

c) 37%.

d) 45%.

7- Em uma mistura de 3 gases ideais, 30% é representado pelo gás A, o gás B tem uma pressão parcial de 100 mmHg, qual o percentual e a pressão parcial do gás C sendo a pressão total da mistura 200 mm Hg?

a) 15% e 30 mmHg

b) 10% e 20 mmHg

c) 20% e 40 mmHg

d) 5 % e 10 mmHg

e) 1 % e 2 mmHg

8- Um peixe ósseo com bexiga natatória, órgão responsável por seu deslocamento vertical, encontra-se a 20 m de profundidade no tanque de um oceanário. Para buscar alimento, esse peixe se desloca em direção à superfície; ao atingi-la, sua bexiga natatória encontra-se preenchida por 112 mL de oxigênio molecular.

Considere que o oxigênio molecular se comporta como gás ideal, em condições normais de temperatura e pressão.

Quando o peixe atinge a superfície, a massa de oxigênio molecular na bexiga natatória, em miligramas, é igual a:

a) 80

b) 120

c) 160

d) 240

9- Uma mistura de 3,0 mol de CO₂(g), 3,0 . 10²³ moléculas de CO(g) e 84,0 g de N₂(g) contida em um balão fechado de 0,05 m³ de capacidade se encontra na temperatura de 27°C. Com relação a este sistema, assinale a alternativa correta.

a) Dentro do recipiente, a pressão parcial do N₂ é maior que a do CO₂.

b) A pressão parcial do CO(g) na mistura é de 0,12 atm.

c) O número total de mol de gases no sistema é igual a 65.

d) A pressão total da mistura no sistema é 3,2 atm.

e) O número de átomos no sistema é igual 3,9 . 10²⁴.

10- Em uma mistura de 3 gases ideais, 30% é representado pelo gás A, o gás B tem uma pressão parcial de 100 mmHg, qual o percentual e a pressão parcial do gás C sendo a pressão total da mistura 200 mm Hg?

a) 15% e 30 mmHg

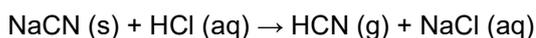
b) 10% e 20 mmHg

c) 20% e 40 mmHg

d) 5 % e 10 mmHg

e) 1 % e 2 mmHg

11- A contaminação por cianeto é um assunto de muita relevância nos filmes de guerra, principalmente nos da Segunda Guerra Mundial. Nesses filmes, os espiões guardam cápsulas de sais de cianeto embutidas na cavidade dentária. Quando são presos pelo inimigo, eles ingerem as cápsulas, provocando a própria morte e não revelando os segredos de guerra para seus oponentes. O fato é que o sal de cianeto presente na cápsula, quando atinge o estômago, reage com o ácido clorídrico (HCl) presente no suco gástrico. A dose capaz de provocar a morte do indivíduo por ingestão é de 1 miligrama por quilograma de massa corpórea do indivíduo. A equação química a seguir mostra a reação que ocorre do sal de cianeto no estômago do indivíduo.



Com base nessas informações, se um indivíduo de massa corpórea de 70 kg ingerir uma massa mínima do cianeto de sódio (NaCN) suficiente para matá-lo, nas CNTP, qual é o valor mais próximo, em mililitros, de gás cianídrico (HCN) que será produzido no processo reacional?

a) 30.

b) 60.

c) 140.

d) 220.

12- Hematócrito é a porcentagem de volume ocupada pelos glóbulos vermelhos no volume total de sangue. Se uma mulher tem 42% de hematócrito e um volume total de sangue de 4,8 litros, quantos litros do seu sangue é formado por glóbulos vermelhos?

A 2,016 l

b) 2,020 l

c) 2,024 l

d)2,028 l

e) 2,032 l

13- Um gás ideal encontra-se confinado em um recipiente dotado de um êmbolo que se movimenta livremente. Inicialmente, o gás tem volume igual a 12 m³ e está à temperatura de 600 K. Mantida a pressão, se a temperatura do gás for reduzida para 400 K, o novo volume do gás será

a) 4 m³ .

b) 6 m³ .

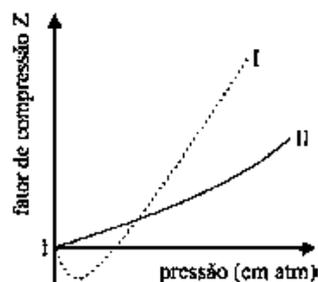
c) 8 m³ .

d) 18 m³ .

e) 24 m³ .

14- Tendo como referência o texto e os dados na tabela acima, julgue o item.

Considere que os gases da natureza, que são chamados de gases reais, tenham propriedades diferentes daquelas previstas pela lei dos gases ideais. Considere, ainda, o fator de compressão Z, que é a razão entre o volume molar do gás real e o volume molar de um gás ideal nas mesmas condições. Nesse caso, é Correto afirmar que, no gráfico a seguir, da variação de Z em função da pressão, as curvas I e II representam, respectivamente, o comportamento dos gases NH₃ e H₂.

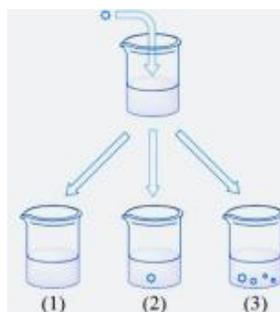


a) Certa

b) Errada

Soluções: Solubilidade, Unidades de concentração, Análise volumétrica, Diluição e Mistura.

1- Em função do ponto de saturação, as soluções podem ser classificadas em: não-saturadas (ou insaturadas), saturadas ou supersaturadas. Conforme apresentado no esquema a seguir, é possível distinguir essas soluções na prática: basta adicionar uma pequena porção do soluto sólido (gêrmen de cristalização) na solução.



A partir dos resultados experimentais (soluções 1, 2 e 3), é possível concluir que, antes da adição do germen de cristalização, as soluções eram:

- a) 1 (insaturada), 2 (saturada), 3 (supersaturada)
- b) 1 (saturada), 2 (supersaturada), 3 (insaturada)
- c) 1 (saturada), 2 (insaturada), 3 (supersaturada)
- d) 1 (insaturada), 2 (supersaturada), 3 (saturada)
- e) 1 (supersaturada), 2 (saturada), 3 (insaturada)

2- O fentanil é uma medicação usada como anestésico para o combate à dor, junto com outros medicamentos. A um paciente foram prescritas 5,5 mg de fentanil por hora. O fentanil está disponível na concentração de 250 mg por 500 ml de solução. Quantos ml da solução devem ser administrados, por hora, ao paciente?

- a) 8 ml/h
- b) 9 ml/h
- c) 10 ml/h
- d) 11 ml/h
- e) 12 ml/h

3- Muitas pessoas têm o costume de oferecer alimento a aves em suas casas para poder contemplar esses seres mais de perto. Segundo alguns biólogos, esse hábito ajuda as aves a sobreviverem principalmente no inverno, quando os animais têm mais dificuldade de encontrar alimento. Para beija-flores, é recomendado limpar os bebedouros todos os dias, para evitar doenças, e utilizar uma concentração de açúcar de 20%, considerada ideal por ser parecida com a do néctar das flores.

(Textos adaptados de G1, "Atrair aves com alimentos atrapalha ou recupera a vida da natureza?", 20/06/2019 e wikiaves.com.br)

Para preparar a solução açucarada para beija-flores, uma pessoa usou 8,55 g de sacarose (massa molar = 342 g/mol) em 125 mL de água.

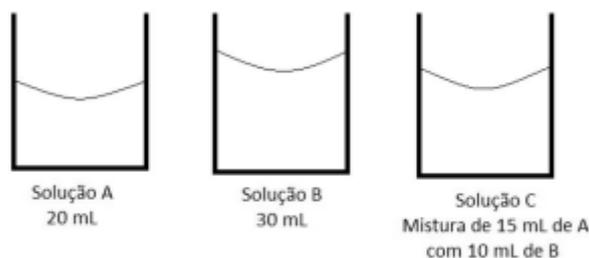
Qual será a concentração final de sacarose em mol/l na solução oferecida aos beija-flores?

- a) 0,2.
- b) 20.
- c) 0,0684.
- d) 0,02.
- e) 2.

4- A desidratação por enterite aguda é um problema enfrentado pelo nosso sistema de saúde especialmente em regiões pobres do país. Nos casos de diarreia aguda, a desidratação pode ser tratada com êxito por meio de uma terapia de reidratação oral, utilizando para isto o soro caseiro. A organização mundial de saúde recomenda a seguinte fórmula para a solução de reidratação oral: para 1 (um) litro de água potável, adicionar: 3,5 gramas de

cloreto de sódio; 2,5 gramas de bicarbonato de sódio; 1,5 gramas de cloreto de potássio; 20 gramas de glicose.

Com base nessas informações, considere estes três frascos de soluções A, B e C de reidratação.



Em relação às soluções, assinale a alternativa incorreta.

- a) O frasco A tem aproximadamente $1,1 \times 10^{-3}$ mol de íons Cl^- .
- b) O frasco B tem aproximadamente $1,8 \times 10^{-3}$ mol de íon Na^+ .
- c) O frasco A tem aproximadamente $1,2 \times 10^{-3}$ mol de íons Cl^- .
- d) O frasco C tem aproximadamente $1,5 \times 10^{-3}$ mol de íons Na^+ .

5- O sulfato de bário (BaSO_4) é apenas um exemplo de um agente de contraste radiológico do tubo gastrointestinal usado em radiografia. Normalmente, esse medicamento é administrado por via oral, antes do exame radiológico e, caso necessário, ele deve ser diluído em água destilada e homogeneizada. O Kps do BaSO_4 é, em certas condições de temperatura, igual a 1×10^{-10} .

Nesse contexto, considere que 10 miligramas de BaSO_4 foram adicionados em um recipiente, perfazendo uma solução aquosa de 500 mL.

Sabe-se, então, que a massa, em miligramas, do sulfato de bário que não dissolveu na solução é mais próxima de

- a) 0,6.
- b) 1,2.
- c) 7,6.
- d) 8,8.

6- Geralmente, em faxinas, usa-se ácido muriático, HCl, na limpeza de pisos de mármore, pois o ácido ataca o mármore, que é formado basicamente por CaCO_3 , de acordo com a equação: $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$. Sabendo-se que nas CNTP o volume molar de gás carbônico é de 22,4 L, o volume aproximado, em litros, deste gás que se formará quando ocorrer reação de 25 g de mármore será

- a) 4,5.
- b) 5,6.
- c) 11,2.
- d) 22,4.

7- O calor de neutralização é a variação de entalpia verificada na neutralização de um mol de $H^+(aq)$, de um ácido, por um mol de $OH^-(aq)$, de uma base, supondo-se todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25°C e 1,0atm. Assim, ao se misturarem 250,0g de uma solução de hidróxido de sódio com 250,0g de uma solução de ácido perclórico, em um recipiente, a liberação de 14,5kJ com a neutralização completa das soluções permite o cálculo da concentração dessas substâncias nas soluções mencionadas.

A partir dessas informações, dos conhecimentos de termoquímica e admitindo-se que as soluções estão totalmente diluídas e que as suas densidades são iguais a 1,0g/cm³, é correto afirmar:

- a) A massa de hidróxido de sódio existente na solução inicial é de 10,0g.
- b) A concentração do sal formado na solução final é igual a $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.
- c) A concentração de ácido perclórico na solução inicial é igual a $2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.
- d) O calor liberado na reação de 1,0mol de ácido fraco com 1,0mol de uma base fraca diluídos é 58kJ/mol.
- e) O sal formado durante a reação de neutralização é representado pela fórmula química $NaClO_3$.

8- A produção de etanol (C_2H_6O) de milho vem aumentando em Mato Grosso devido ao investimento na construção de novas usinas na região norte do Estado. Para obter este biocombustível, a partir do milho, é preciso que o grão, que contém grandes moléculas de polissacarídeos (amido), seja triturado para expor o carboidrato. Em seguida ocorre a sacarificação, que é o processo de hidrólise no qual o amido é convertido em açúcares fermentáveis. Para iniciar a fermentação é necessário misturar um inóculo de leveduras, que são micro-organismos capazes de produzir álcool. O mosto fermentado contém de 7% a 10% em volume de álcool. A purificação é obtida através da destilação, que é o processo de separação dos componentes de uma mistura.

Disponível em:
<https://g1.globo.com/mt/matogrosso/noticia/2018/11/11/pr-ducaode-etanol-de-milho-aumenta-emmt-com-instalacao-de-usinas-perto-delavouras-e-estimativa-e-de-740-milhoes-de-litros-em-2018.ghtml>. Acesso em: abr. 2019. (Adaptado)

O processo de destilação está baseado em qual propriedade do etanol?

- a) Solubilidade.
- b) Viscosidade.
- c) Densidade.
- d) Temperatura de ebulição.
- e) Temperatura de fusão.

9-

I	II	III	IV
Iodo sólido e vapor de iodo	Álcool 96°GL	Ar atmosférico	Petróleo

Os sistemas I, II, III e IV são constituídos por substâncias importantes, empregadas em uma série de materiais de uso comercial.

Em relação a esses sistemas e considerando-se os conhecimentos sobre substâncias químicas, é correto afirmar:

- a) O sistema I é bifásico.
- b) O sistema II representa uma mistura heterogênea.
- c) Os componentes dos sistemas III e IV são separados por destilação simples.
- d) O sistema IV é constituído por hidrocarbonetos solúveis em água.

10- Um dos processos de separação de misturas empregados na reciclagem de plásticos é realizado em um tanque cheio de água onde são despejados os materiais que se quer separar. Nessa separação, materiais como o polipropileno e os polietilenos flutuam sobre a água e materiais como o ABS e as poliamidas afundam. (www.tudosobreplasticos.com. Adaptado.)

Esse processo de separação é possível porque os materiais citados no texto apresentam, em relação à água, diferentes

- a) densidades.
- b) reatividades.
- c) solubilidades.
- d) permeabilidades.
- e) porosidades.

Equilíbrio Químico

1- Gás metano reage com água originando monóxido de carbono e gás hidrogênio, conforme a seguinte equação química:



A expressão que representa a constante de equilíbrio da reação é:

- a) $K_p = (p_{CH_4}) \times (p_{H_2O}) / (p_{CO}) \times (p_{H_2})^3$.
- b) $K_p = (p_{CO}) \times (p_{CH_4}) / (p_{H_2})^3 \times (p_{H_2O})$.
- c) $K_p = (p_{CO}) \times (p_{H_2}) / (p_{CH_4}) \times (p_{H_2O})$.
- d) $K_p = (p_{CO}) \times (p_{CH_4}) / (p_{H_2}) \times (p_{H_2O})$.
- e) $K_p = (p_{CO}) \times (p_{H_2})^3 / (p_{CH_4}) \times (p_{H_2O})$.

2- Dada a reação: $X_2 + 3Y_2 \rightleftharpoons 2XY_3$, verificou-se no equilíbrio, a 1000°C, que as concentrações em moles/litro são:

$$[X_2] = 0,20, [Y_2] = 0,20, [XY_3] = 0,60$$

O valor da constante de equilíbrio da reação química é de:

- a) 175
- b) 25
- c) 225
- d) 2,5
- e) 325

3- Hidrólise é uma reação de quebra de ligação química de uma molécula com a adição de uma molécula de água. Também se dá o nome de hidrólise à dissolução de sais em água, em que esta se ioniza em H^+ e OH^- a fim de se ligar aos ânions e cátions correspondentes do sal.

Sabendo-se que, para o ácido acético, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$, para a alta protólise da água $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ à 25°C e $P = 1.0$ atm, os valores do pH e do grau de hidrólise de uma solução de acetato de sódio 0.180 M são, respectivamente:

- a) 4.75 e 3.0×10^{-5} %
- b) 5.00 e 1.0×10^{-3} %
- c) 7.00 e 5.6×10^{-5} %
- d) 9.00 e 5.6×10^{-3} %
- e) 9.25 e 1.8×10^{-5} %

4- As soluções de tampão são sistemas aquosos que tendem a resistir a mudanças de pH quando pequenas quantidades de ácido (H^+) ou base (OH^-) são adicionadas. Algumas organelas altamente especializadas e compartimentos extracelulares apresentam altas concentrações de compostos que contribuem para a capacidade de tamponamento. Dois tampões biológicos especialmente importantes são os sistemas fosfato e bicarbonato. O tampão fosfato, que age no citoplasma de todas as células, consiste em $H_2PO_4^-$ como doador de prótons e HPO_4^{2-} comoceptor de prótons. O equilíbrio desse tampão pode ser representado pela equação:



Sobre esse tema, analise estas seguintes afirmativas.

I. O sistema tampão fosfato é mais efetivo em um pH perto de seu pK_a .

II. Quando uma quantidade significativa de ácido é adicionada ao sistema, o pK_a tende a diminuir.

III. Quando a concentração de íon $H_2PO_4^-$ aumenta, o pH tende a aumentar.

IV. O sistema tampão fosfato será mais eficiente mantendo o pH entre 3 e 4.

Estão corretas as afirmativas

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

d) II, III e IV, apenas.

5- O suco de repolho-roxo pode ser utilizado como indicador ácido-base em diferentes soluções. Para isso, basta misturar um pouco desse suco à solução desejada e comparar a coloração final com a escala indicadora de pH, com valores de 1 a 14, mostrada a seguir.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Vermelho			Rosa			Roxo			Azul		Verde		Amarelo

Utilizando-se o indicador ácido-base e a escala para determinar o pH da saliva humana e do suco gástrico, têm-se, respectivamente, as cores

- a) vermelha e vermelha.
- b) vermelha e azul.
- c) rosa e roxa.
- d) roxa e amarela.
- e) roxa e vermelha.

6- Dentre os diversos tipos de água mineral engarrafada à venda nos supermercados, uma se destaca por ser carbonatada e apresentar $pH = 10$, enquanto as águas minerais gaseificadas têm valores de $pH = 4$.

Portanto, a água mineral _____ é ácida. A concentração de íons H^+ é _____ na água _____.

As lacunas são preenchidas, respectivamente, por:

- a) carbonatada – menor – gaseificada.
- b) carbonatada – maior – gaseificada.
- c) carbonatada – menor – carbonatada.
- d) gaseificada – menor – carbonatada.
- e) gaseificada – menor – gaseificada.

7- Um dos fatores que pode interferir na estrutura, brilho, maciez e saúde dos cabelos é o pH, pois, conforme o seu valor, ocorrem as variações nas ligações intermoleculares dos fios. O pH dos fios de cabelo varia de 4,2 a 5,8 e do couro cabeludo varia de 3,8 a 5,6. Portanto, o ideal é usar xampus com pH de 4 a 5.

Sabendo-se que a escala do pH vai de 0 a 14, a variação do pH do cabelo, o couro cabeludo e o Xampu são respectivamente:

- a) Ácido, neutro, alcalino.
- b) Alcalino, alcalino e alcalino.
- c) Neutro, ácido e básico.
- d) Básico, ácido e alcalino.
- e) Ácido, ácido e ácido.

8- As águas dos oceanos apresentam um alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons estão em equilíbrio as espécies carbonato (CO_3^{2-}) e bicarbonato (HCO_3^-), representado pela equação química:



As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos rios e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspenso ou nos sedimentos.

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos

- contêm grande quantidade de cloreto de sódio.
- contêm um volume de água pura menor que o dos rios.
- possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos,
- têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido.
- apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam com sistema-tampão.

9- O carbonato de cálcio (CaCO_3) é um composto inorgânico presente em grande quantidade na natureza. É o principal componente do mármore, do calcário e da casca de ovo. Muitas vezes, a casca de ovo é colocada em floreiras, com o objetivo de

- aumentar o pH, diminuindo a acidez do solo.
- aumentar o pH, aumentando a acidez do solo.
- diminuir o pH, aumentando a acidez do solo.
- diminuir o pH, diminuindo a acidez do solo.
- eliminar o pH do solo.

10- Considerando que dentro de um copo de béquer de 100 mL foram colocados 50 mL de água e 30 mL de suco de limão e misturados com um bastão de vidro. Analise as afirmativas:

- O pH dessa mistura é maior que 7.
- O pH dessa mistura é igual a 7.
- A solução dessa mistura é ácida.
- Nessa mistura a concentração de íons H^+ é maior que a dos íons OH^- .
- Nessa mistura a concentração de íons OH^- é maior que a dos íons H^+ .

Assinale a alternativa correta.

- Somente a afirmativa II está correta.
- Somente as afirmativas I e II estão corretas.
- Somente as afirmativas II e III estão corretas.
- Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
- Somente as afirmativas II, III e V estão corretas.

Eletrólise: Eletroquímica (Galvanização, Aquosa, Ígnea, Quantitativa)

1- Para a obtenção de metais, através de reações de eletrólise, as massas dos produtos depositados no cátodo podem ser calculados pela aplicação:

- das leis de Faraday.
- do Princípio da exclusão de Pauli.
- das Regras de fases de Gibbs.
- do Princípio de Le Chatelier.
- da Lei de Avogadro.

2- O ferro galvanizado, que é o ferro revestido com uma fina camada de zinco, usa o princípio da eletroquímica para proteger o ferro da corrosão, mesmo depois que o revestimento da superfície é quebrado. Os potenciais-padrão de redução para o ferro e zinco são dados a seguir:



Analise as proposições sobre o ferro galvanizado, levando em consideração as semirreações acima.

I. Como o valor de E°_{red} para a redução do Fe^{2+} é maior que aquele para a redução do Zn^{2+} , Fe^{2+} é mais facilmente reduzido que Zn^{2+} .

II. O $\text{Zn}(\text{s})$ é mais facilmente oxidado que $\text{Fe}(\text{s})$.

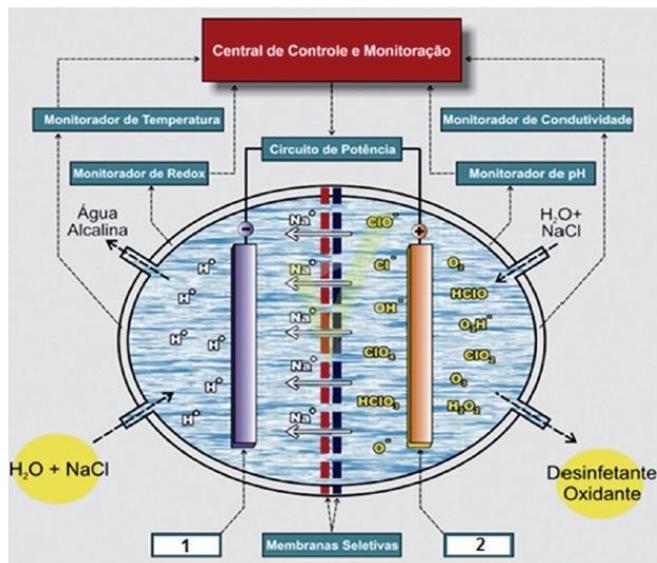
III. Quando o ferro galvanizado é exposto ao oxigênio e à água, o zinco funciona como ânodo e é corroído em vez do ferro.

IV. Quando o ferro galvanizado é exposto ao oxigênio e à água, o ferro funciona como cátodo no qual o O_2 é reduzido.

Assinale a alternativa correta.

- Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.
- Todas as afirmativas são verdadeiras.

3- Água e sal. Com essas duas simples matérias-primas, pesquisadores brasileiros estão desenvolvendo um sistema de desinfecção de endoscópios – instrumentos usados por médicos em exames dos aparelhos digestivo e respiratório. Uma ilustração do processo utilizado no sistema é mostrada a seguir:



Sobre o sistema de desinfecção proposto, é CORRETO afirmar que

- a) o íon cloreto é o agente oxidante no processo descrito.
- b) os itens 1 e 2 da ilustração são catodo e anodo, respectivamente.
- c) o item 2 é uma barra de mercúrio que deve ser substituída periodicamente.
- d) o processo descrito é espontâneo, ocorrendo quando se muda o pH do meio.
- e) os íons sódio são os agentes oxidantes contidos no Desinfetante Oxidante.

4- A purificação do cobre é essencial para sua aplicação em fios condutores de corrente elétrica. Como esse metal contém impurezas de ferro, zinco, ouro e platina, é preciso realizar um processo de purificação na indústria para obtê-lo com mais de 99% de pureza. Para isso, é necessário colocá-lo no anodo de uma cuba com solução aquosa de sulfato de cobre e aplicar corrente elétrica de forma a depositá-lo no catodo, fazendo-o atingir essa pureza. Apesar de ser um método lento e de consumir grande quantidade de energia, os custos de produção são compensados pelos subprodutos do processo, que são metais como ouro, platina e prata. O método de purificação do cobre é conhecido como

- A)pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- B)eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.

- c) eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- d) pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.

5- A partir de 2014, passou a ser disputado o campeonato mundial de Fórmula E, categoria de automobilismo em que os veículos são movidos a eletricidade. No primeiro ano, todos os veículos utilizaram baterias de íon-lítio, com potência máxima de 200 kW. Os carros foram dotados de um sistema de armazenamento e recarga de energia, que transforma a energia cinética do carro em carga para a bateria.

As principais vantagens das baterias de íon-lítio são a elevada tensão elétrica gerada (da ordem de 4,0 V) e a elevada densidade energética (entre 100 e 150 Wh/kg). O funcionamento das baterias se baseia na migração de íons Li^+ através de um eletrólito. Em uma das configurações mais comuns, o anodo é um eletrodo de carbono, enquanto o catodo é formado por LiCoO_2 . No processo de carga, o anodo de carbono é abastecido com elétrons vindos do catodo e, para que a neutralidade seja mantida, íons Li^+ migram simultaneamente do catodo para o anodo. Na descarga, o processo se inverte: os elétrons migram do anodo para o catodo através do circuito externo, gerando a corrente elétrica. As reações podem ser indicadas conforme a equação a seguir.



Tendo como referência inicial as informações acima, julgue o item.

Considerando-se que a massa molar do lítio seja 6,9 g/mol e que a constante de Faraday seja 96.500 C/mol, conclui-se que, se uma bateria íon-lítio operar durante 9.650 s com intensidade de corrente elétrica constante e igual a 2,0 A, então a quantidade de íons lítio transferida durante essa operação será superior a 1,0 g.

- a) Certa
- b) Errada

6- m metal forma o sal MCl_3 . Determine a massa molar do metal M sabendo que, após 25 minutos de eletrólise com o sal fundido, utilizando uma corrente de 0,965 A, obteve-se 0,28 g do metal M (Dado: $F = 96500 \text{ C/mol}$).

- a) 91,0 mol/L
- b) 47,0 g/mol
- c) 27,0 g/mol
- d) 65,5 g/mol
- e) 56,0 g/mol

7- O morador de uma cidade invadida por zumbis leu que eles poderiam ser eliminados se transpassados por uma estaca de prata. Como não havia estaca de prata disponível, o morador utilizou uma estaca de aço, sobre a

qual depositou prata por meio da eletrólise de uma solução aquosa de AgNO_3 .

Em relação à situação apresentada e aos múltiplos aspectos a ela relacionados, julgue o item, considerando que a constante de Faraday seja igual a 96.500 C/mol e que, no anodo da célula, ocorra oxidação da água.

Para o preparo de 500 mL de uma solução aquosa com concentração de 1,00 mol/L de AgNO_3 , é necessária uma massa de AgNO_3 superior a 8,00 g.

- a) CERTO. b) ERRADO.

8- Na produção do cobre, uma indústria aplica uma corrente de 10.000 A em uma cuba eletrolítica. Qual é a massa, em kg, de cobre produzido em 24 horas?

Dados: Constante de Faraday (F) = 96.500 C.mol⁻¹; Massa molar Cu = 63,5 g.mol⁻¹.

- a) 284.
b) 568.
c) 142.
d) 56,8.
e) 14,2.

9- Quando ocorre a combustão completa de quaisquer hidrocarbonetos, há a produção dos compostos gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Acerca dessas substâncias afirma-se que:

I – as moléculas CO_2 e H_2O apresentam a mesma geometria molecular.

II – a temperatura de ebulição da água é maior que a do CO_2 , pois as moléculas de água na fase líquida se unem por ligação de hidrogênio, interação intermolecular extremamente intensa.

III – a molécula de CO_2 é polar e a de água é apolar.

IV – a temperatura de fusão do CO_2 é maior que a da água, pois, diferentemente da água, a molécula de CO_2 apresenta fortes interações intermoleculares por apresentar geometria angular.

V – o número de oxidação (Nox) do carbono na molécula de CO_2 é +4.

Estão corretas apenas as afirmativas

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

10- Os números de oxidação do cromo e do manganês nos compostos CaCrO_4 e KMnO_4 , são respectivamente:

- a) +2 e +2

b) -2 e -2

c) +6 e +7

d) +6 e +6

e) -6 e -6

Gabarito:

Química Geral Matéria e substância: 1-D, 2-C, 3-C, 4-D, 5-A, 6-D, 7-C, 8-B, 9-B, 10-D.

Estrutura Atômica: 1-A, 2-A, 3-E, 4-B, 5-B, 6-A, 7-A, 8-C, 9-E, 10-C.

Tabela Periódica: 1-C, 2-C, 3-B, 4-A, 5-A, 6-E, 7-D, 8-B, 9-B, 10-D.

Propriedades Periódicas: 1-B, 2-C, 3-C, 4-A, 5-E, 6-B, 7-A, 8-E, 9-A, 10-B.

Ligações Químicas: 1-E, 2-E, 3-C, 4-C, 5-A, 6-A, 7-A, 8-A, 9-D, 10-E.

Classificação das Cadeias Carbônicas: 1-D, 2-D, 3-A, 4-C, 5-E, 6-E, 7-A, 8-D, 9-B, 10-A.

Geometria Molecular: 1-D, 2-C, 3-E, 4-D, 5-C, 6-D, 7-A, 8-A, 9-A, 10-B.

Forças Intermoleculares: 1-B, 2-D, 3-C, 4-C, 5-B, 6-C, 7-E, 8-B, 9-E, 10-B

Ciclanos e Aromaticos: 1-D, 2-A, 3-A, 4-A, 5-A, 6-C, 7-A, 8-C

Funções Oxigenada - (Álcool, Enol, Fenol): 1-D, 2-A, 3-E, 4-E, 5-B, 6-A, 7-C, 8-A, 9-B, 10-B

Funções inorgânicas (Ácidos): 1-C, 2-C, 3-C, 4-D, 5-C, 6-B, 7-D, 8-A, 9-B, 10-A

Função oxigenadas (Éter, Aldeídos, Cetonas, Ácidos Carboxílicos): 1-B, 2-C, 3-A, 4-C, 5-C, 6-D, 7-E, 8-B, 9-A, 10-E

BASES: 1-C, 2-A, 3-A, 4-A, 5-E, 6-E, 7-C, 8-A, 9-E, 10-B

FUNÇÕES OXIGENADAS: 1-D, 2-B, 3-A, 4-A, 5-D, 6-A,

Funções Nitrogenadas (Amina, Amidas): 1-C, 2-B, 3-D, 4-A, 5-A, 6-B, 7-C, 8-D, 9-D, 10-C

Óxidos: 1-C, 2-D, 3-E, 4-E, 5-A, 6-A, 7-E, 8-E, 9-A, 10-B

Funções nitrogenadas Nitrilas, Isonitrilas, Nitrocomposto: 1-A, 2-A, 3-E

Reações Orgânicas: Adição, Desidratação, Eliminação, Esterificação, Oxidi- redução, Polimeração, Substituição:

1-D, 2-A, 3-E, 4-D, 5-E, 6-C, 7-A, 8-A, 9-A, 10-C 11-B, 12-D, 13-A, 14-A, 15-B

Balanceamento de Equações Químicas Algébrico, Redox, Oxirredução: 1-B, 2-A, 3-D, 4-B, 5-A, 6-A, 7-A, 8-A, 9-A, 10-D

Estequiometria Massa Atômica, Massa Molar, Massa Moléculares, Quantidade Matéria, Número Avogrado.

1-B, 2-D, 3-C, 4-D, 5-E, 6-A, 7-C, 8-C, 9-D, 10-C

Polimeros: 1-B, 2-A, 3-D, 4-D, 5-D, 6-E, 7-C, 8-A, 9-A, 10-D

Determinação de fórmulas: 1-B, 2-B, 3-B, 4-A, 5-A

Série Orgânicas Petróleo: 1-E, 2-A, 3-C, 4-E, 5-C

Separação de Misturas: 1-E, 2-C, 3-D, 4-B, 5-A, 6-B, 7-A, 8-E, 9-E, 10-D

Isomeria Espacial Geométrica, Espacial Ótica, Plana

1-A, 2-C, 3-A, 4-B, 5-A, 6-A, 7-B, 8-E, 9-C, 10-E

Termoquímica: Conceitos, Energia livre de Gibbs, Entalpia de Formação, Entalpia de formação, Entropia, Lei de Hess.

1-B, 2-C, 3-A, 4-B, 5-D, 6-C, 7-A, 8-B,9-A,10-A, 11-A, 12-D, 13-D, 14-B, 15-C, 16-B, 17-, 18-D

Propriedades dos Gases: Densidade Gasoso, Difusa e Fusão Gasoso, Equação de Clapeyron, Estequiometria de Gases, Hipótese de Avogrado, Misturas Gasosas e Transformações Gasosas.

1-B, 2-D, 3-A, 4-D, 5-B, 6-A, 7-C, 8-C,9-D,10-C, 11-A , 12-A, 13-C, 14-A

Soluções: Solubilidade, Unidades de concentração, Análise volumétrica, Diluição e Mistura.

1-A, 2-D, 3-A, 4-B, 5-D, 6-B, 7-C, 8-D,9-A,10-A

Equilíbrio Químico: 1-E, 2-C, 3-D, 4-A, 5-E, 6-D, 7-E, 8-E,9-A,10-D

Eletroquímica: Eletrólise (Galvanização, Aquosa, Ígnea, Quantitativa)

1-B, 2-E, 3-B, 4-B, 5-A, 6-E, 7-A, 8-A,9-E,10-C