

Coleção Pré-Vestibular

Elaborado de acordo com
as matrizes do ENEM

QUÍMICA

Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Química 1

- Módulo 1:** Substâncias puras, misturas e sistemas;
Análise imediata 1
- Módulo 2:** Número de oxidação (Nox); Oxidação e
redução (redox) 13
- Módulo 3:** Métodos de balanceamento de equações químicas;
Teorias sobre ácidos e bases 18

Química 2

- Módulo 1:** Introdução à Química Orgânica; Estudo das cadeias
carbônicas; Estudo das funções orgânicas 25
- Módulo 2:** Regras gerais de nomenclatura orgânica;
Hidrocarbonetos 36
- Módulo 3:** Álcool, fenol, éter, cetona, aldeído, ácido carboxílico
e éster – Nomenclaturas e aplicações 48

Química 3

- Módulo 1:** Evolução dos modelos atômicos; Modelo atômico
atual e números quânticos 57
- Módulo 2:** Distribuição eletrônica; Paramagnetismo,
diamagnetismo e ferromagnetismo; Características
do átomo e semelhança atômica 73
- Módulo 3:** Tabela periódica; Propriedades dos elementos 77

Química 4

- Módulo 1:** Estudo das dispersões e dos coloides 89
- Módulo 2:** Estudo e concentração das soluções 95
- Módulo 3:** Diluição e misturas sem reação química; Mistura de
soluções com reação química e titulação 107

Neste livro:

- Módulo 1:** Substâncias puras, misturas e sistemas; Análise imediata.....1
Módulo 2: Número de oxidação (Nox); Oxidação e redução (redox)..... 13
Módulo 3: Métodos de balanceamento de equações químicas; Teorias sobre ácidos e bases 18

Materiais, suas propriedades e usos

Módulo

1

Substâncias puras, misturas e sistemas; Análise imediata

C

7

H

24,25

Substâncias puras

Substâncias puras são todas as espécies de matéria formadas por átomos (metais e gases nobres), moléculas ou aglomerados iônicos quimicamente iguais entre si.

Exemplos: água, sacarose, sal de cozinha, neônio etc.

Principais características

- Têm composição química fixa e invariável.
- Podem ser representadas por fórmulas e têm nomenclatura específica.
- Têm constantes físicas (P.F., P.E. etc.) bem definidas.
- Formam-se por fenômenos químicos.

Tome nota

- Cada substância, por sua vez, é representada por uma abreviação denominada **fórmula**.

Exemplos:

Água – H₂O

Cloreto de sódio – NaCl

Sacarose – C₁₂H₂₂O₁₁

- Os metais e gases nobres, que existem normalmente na forma de átomos livres, isto é, sem formar moléculas, são representados graficamente apenas por seus símbolos.

Exemplos:

Ouro – Au

Cálcio – Ca

Hélio – He

➤ **Molécula** – Menor porção de uma substância formada por átomos.

Exemplos: HNO₃, Cl₂, N₂.

➤ **Aglomerados iônicos** – Menor porção de uma substância formada por íons.

Exemplos: KCl, CaCO₃.

Tipos de substâncias

Substâncias puras simples

As moléculas das substâncias puras simples são formadas por átomos do mesmo elemento químico.

Exemplos: H_{2(g)}, O_{2(g)}, N_{2(g)}, F_{2(g)}, Cl_{2(g)}, O_{3(g)}, Br_{2(l)}, I_{2(s)}, P_{4(s)}, S_{8(s)}.

As formas alotrópicas – diamante, grafite, fulereno, fósforo branco, fósforo vermelho, enxofre rômico, enxofre monoclinico, metais e gases nobres – exemplificam substâncias simples.

Tome nota

As substâncias puras simples ou espécies químicas simples não podem ser desdobradas em duas ou mais substâncias diferentes por processos químicos.

Substâncias puras compostas ou compostos químicos

As moléculas ou os aglomerados iônicos das substâncias puras compostas são formados por átomos ou íons de elementos químicos diferentes.

Exemplos: H₂O, NaCl.

Tome nota

As substâncias puras compostas ou espécies químicas compostas podem ser desdobradas em duas ou mais substâncias diferentes por processos químicos.

Exemplo: $2 \text{NaCl}_{(s)} \xrightarrow[\text{ínea}]{\text{Eletrolise}} 2 \text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$

Atomicidade

Atomicidade é o número de átomos que formam a molécula de uma substância pura simples.

Exemplos:

Substâncias	Número de átomos	Atomicidade
He	1	Monoatômica
N ₂	2	(Di)Biatômica
O ₃	3	Triatômica
P ₄	4	Tetratômica
S ₈	8	Octatômica
(Fe) _n	n	Poliatômica

Alotropia

Alotropia é o fenômeno pelo qual um mesmo elemento químico origina substâncias puras simples diferentes.

Os principais elementos que possuem essa propriedade são o carbono, o oxigênio, o fósforo e o enxofre, que, por serem todos ametais, formarão substâncias simples moleculares e covalentes. As formas alotrópicas diferem umas das outras nos seguintes aspectos:

- **Atomicidade:** número de átomos que formam a molécula da substância.
- **Estrutura cristalina:** arranjo dos átomos no espaço.

Como são formadas pelo mesmo elemento, as formas alotrópicas possuem propriedades químicas semelhantes.

As propriedades físicas, porém, são muito diferentes devido à diferença na estrutura e na massa dos alótropos.

Uma das formas alotrópicas sempre é mais estável que a(s) outra(s). A forma alotrópica mais instável, isto é, a mais energética (metaestável) tende a se transformar, espontaneamente, na forma mais estável em um processo que ocorre com liberação de energia.

Alotropia do carbono

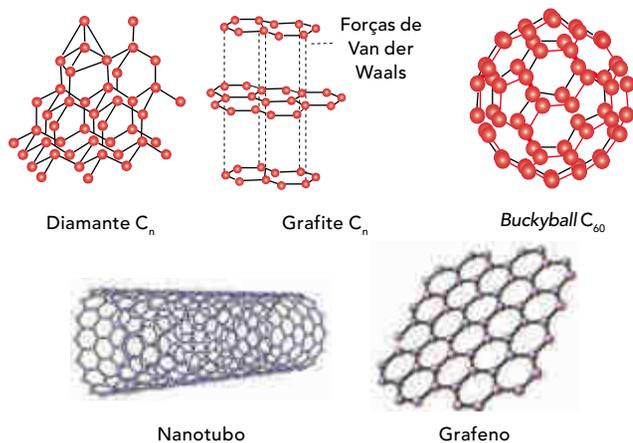
O carbono possui quatro formas alotrópicas: a grafite, o diamante, os fulerenos (*buckyballs* ou nanotubos) e o grafeno.

➤ **Grafite** – É formada por hexágonos. Cada átomo de carbono se encontra ligado a três outros átomos de carbono, sofrendo hibridização sp^2 e formando lâminas que são mantidas juntas por forças de Van der Waals.

➤ **Diamante** – Apresenta cada átomo de carbono ligado tetraedricamente a quatro outros átomos de carbono por ligações covalentes, sofrendo hibridização sp^3 .

➤ **Fulerenos (*buckyballs* ou nanotubos)** – A *buckyball* possui uma estrutura geodésica, semelhante a uma bola de futebol. O C_{60} , por exemplo, é constituído de 60 vértices (cada vértice é formado por um átomo de carbono) e 32 faces na forma de 12 pentágonos e 20 hexágonos. Cada átomo de carbono se encontra ligado a 3 outros átomos de carbono, sofrendo hibridização sp^2 . As moléculas de C_{60} se mantêm juntas por forças de Van der Waals. Uma outra forma dos fulerenos são os nanotubos, tubos ocos com proporções nanométricas.

➤ **Grafeno** – Estrutura hexagonal de átomos de carbono com hibridização sp^2 , com espessura de um único átomo. Considera-se essa forma alotrópica do carbono mais forte do que o diamante e a mais fina dos materiais conhecidos. Sua estrutura é flexível, extremamente dura e transparente. As suas peculiares propriedades eletrônicas fazem com que ele consiga, à temperatura ambiente, conduzir corrente elétrica melhor do que qualquer outro condutor. Devido às suas propriedades, como condutividade, flexibilidade e transparência, esse alótropo encontra aplicação, sobretudo, em materiais eletrônicos, por exemplo, telas flexíveis e sensíveis ao toque, baterias que carregam com mais rapidez do que as de lítio, processadores com maior poder de processamento e transistores menores do que os atuais.

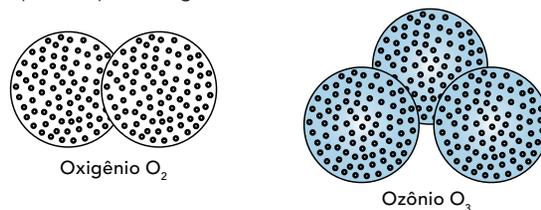


A grafite é a forma alotrópica mais estável do carbono.

Alotropia do oxigênio

O oxigênio possui duas formas alotrópicas que diferem quanto à atomicidade: gás oxigênio, O_2 , e gás ozônio, O_3 .

- O **oxigênio** é um gás incolor e inodoro. É indispensável à vida e, na fase líquida, possui paramagnetismo.
- O **ozônio** é um gás azulado de cheiro forte e desagradável. Não possui paramagnetismo e é altamente bactericida.

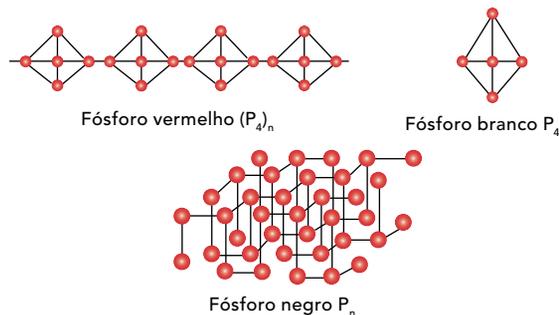


O gás oxigênio é a forma alotrópica mais estável do elemento oxigênio.

Alotropia do fósforo

O fósforo possui três variedades alotrópicas: o branco, P_4 , o vermelho, $(P_4)_n$, e o negro, P_n .

- O **fósforo branco** é mole e quebradiço, tem cheiro de alho, é fosforescente e muito venenoso.
- O **fósforo vermelho** é duro e quebradiço, inodoro, não fosforescente e não venenoso. É o tipo usado em fósforos de segurança.
- O **fósforo negro** tem estrutura lamelar, isto é, os átomos estão arrumados sob a forma de lâminas paralelas. É obtido com base no aquecimento do fósforo branco a altas pressões.



O fósforo vermelho é a forma alotrópica mais estável do fósforo.

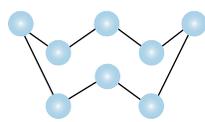
Alotropia do enxofre

O enxofre é o elemento que possui a maior variedade de formas alotrópicas (já se teve notícia de mais de 30 formas diferentes). As mais importantes são: enxofre rômboico, S_8 , ou α (alfa), e enxofre monoclinico, S_8 , ou β (beta).

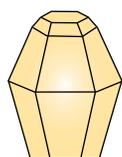
Essas formas alotrópicas diferem quanto à estrutura cristalina.

➤ **Enxofre rômboico** – Possui cor amarela e é formado por anéis contendo 8 átomos de enxofre. Esses anéis arrumam-se no espaço segundo um arranjo cristalino ortorrômboico. Ao ser aquecido lentamente, quando a temperatura atinge $95,6^\circ\text{C}$ (a 1 atmosfera), o enxofre rômboico transforma-se em enxofre monoclinico.

➤ **Enxofre monoclinico** – Possui cor amarela e suas propriedades são muito semelhantes às do enxofre rômboico. É formado dos mesmos anéis de 8 átomos de enxofre, só que arrumados em um retículo cristalino monoclinico.



Modelo de uma molécula de enxofre (S_8)



Cristal de enxofre rômboico



Cristal de enxofre monoclinico

O enxofre rômboico é a forma alotrópica mais estável do elemento enxofre.

Mistura

Mistura é a reunião de duas ou mais substâncias que não reagem entre si.

Exemplos: água + álcool, água + areia.

Principais características

- Não apresentam composição química fixa.
- Não podem ser representadas por fórmulas e não têm nomenclatura específica.
- Não têm constantes físicas (P.F., P.E. etc.) bem definidas.
- Formam-se por fenômenos físicos.

Tipos de misturas

➤ **Misturas homogêneas** – Apresentam as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão.

Exemplo: água + sal.

- Tome nota**
- As misturas homogêneas são denominadas **soluções**.
 - As misturas homogêneas são monofásicas.
 - As misturas gasosas são sempre homogêneas.

➤ **Misturas heterogêneas** – Não apresentam as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão.

Exemplo: água + óleo.

- Tome nota**
- As misturas heterogêneas são polifásicas.
 - As misturas de sólidos são sempre consideradas heterogêneas, com exceção das ligas metálicas.

Ligas metálicas mais importantes:

Latão \rightarrow Cu + Zn

Bronze \rightarrow Cu + Sn

Aço \rightarrow Fe + C + Cr + Ni

As seguintes misturas apresentam temperatura de mudança de estado constante.

➤ **Misturas eutélicas** – Apresentam temperatura de fusão constante.

Exemplos:

Ouro 18 K \rightarrow 75% de Au + 12,5% de Ag + 12,5% de Cu.

Liga (Pb + As) \rightarrow 93% de Pb + 7% de As.

Tome nota

As misturas eutélicas são sólidas e apresentam proporção constante entre seus componentes, não sendo possível separá-los por fusão fracionada.

➤ **Misturas azeotrópicas** – Apresentam temperatura de ebulição constante.

Exemplos:

água	+	álcool	acetona	+	metanol
4,5%		95,5%	86,5%		13,5%

Tome nota

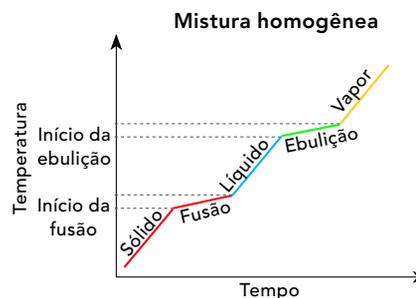
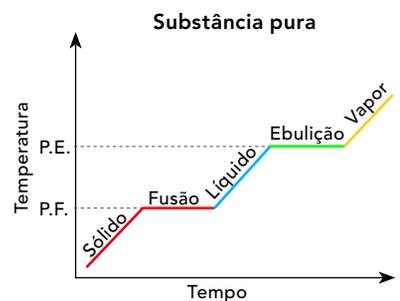
As misturas azeotrópicas são líquidas e apresentam proporção constante entre seus componentes, não sendo possível separá-los por destilação fracionada.

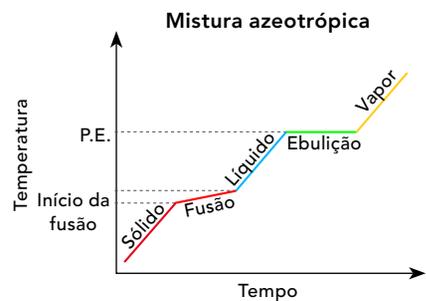
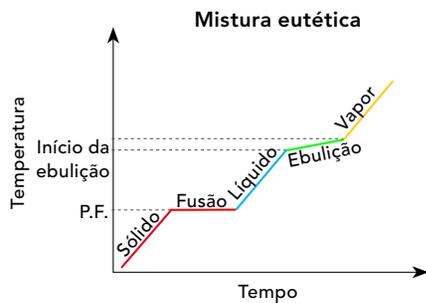
Diagramas de mudanças de fases

É impossível diferenciar uma mistura homogênea de uma substância pura observando a olho nu esses sistemas.

Pode-se identificar se o material é substância pura ou mistura observando as temperaturas na fusão e na ebulição. O aquecimento contínuo de um sólido leva à fusão desse material, e o posterior aquecimento causará a ebulição do líquido obtido.

A seguir, com base em gráficos, será visto como é possível fazer a diferença entre substância pura e mistura.

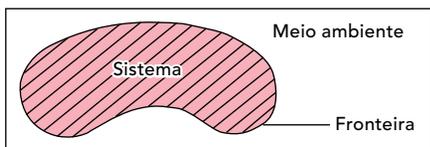




Sistema

Sistema é uma porção limitada do universo considerada como um todo para objeto de estudo.

Exemplo:



Em que:

- **Meio ambiente** – É o resto do universo em relação ao referido sistema.
- **Fronteira** – Separa o sistema do resto do universo.

Tipos de sistemas

Quanto às variações de matéria e energia

- **Sistema aberto** – Troca matéria e energia com o meio ambiente.
Exemplo: chaleira.
- **Sistema fechado ou sistema quimicamente isolado** – Troca energia, mas não troca matéria com o meio ambiente.
Exemplos: ovo, ampola de injeção.
- **Sistema isolado ou sistema fisicamente isolado** – Não troca matéria, nem energia com o meio ambiente.
Exemplo: garrafa térmica.

Quanto à sua constituição

- **Sistema homogêneo** – Apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão.
Exemplos: água, água + álcool.

Tome nota

- Os sistemas homogêneos são formados por misturas homogêneas ou por substâncias puras em um mesmo estado físico.
- Os sistemas homogêneos são monofásicos.

- **Sistema heterogêneo** – Não apresenta as mesmas propriedades em qualquer parte de sua extensão.

Exemplo: água + gelo, água + óleo.

Tome nota

- Os sistemas heterogêneos são formados por misturas heterogêneas ou por substâncias puras em estados físicos diferentes.
- Os sistemas heterogêneos são polifásicos.

Fase

Fase é uma forma de matéria uniforme em composição química e em fase de agregação.

Componente

Componente é cada substância formadora do sistema.

Análise imediata

Na natureza, as substâncias geralmente estão misturadas umas às outras. Por essa razão, para obter substâncias puras, é necessário separá-las.

Para a separação dos componentes ou das fases de uma mistura, ou seja, para a obtenção separada de cada uma das substâncias puras que deram origem à mistura, utiliza-se um conjunto de processos físicos e mecânicos denominado **análise imediata**. Esses processos não alteram a composição das substâncias que formam uma dada mistura.

A seguir, serão vistos alguns desses processos.

Processos de separação dos componentes de misturas heterogêneas

Sólido-sólido

Para a separação de sólidos de uma mistura heterogênea, podem ser aplicados os processos a seguir.

Catação

A catação, processo bastante rudimentar, é empregada quando os componentes são partículas bem distintas que podem ser separadas com as mãos ou com pinças. É usada, por exemplo, na "escolha" de feijão e arroz.



Catação de feijão.

Reprodução

Ventilação

A ventilação é um processo empregado quando os componentes têm diferentes densidades. Uma corrente de ar arrasta o componente menos denso. É usada, por exemplo, no beneficiamento de cereais para separar as cascas.



Separação dos grãos de café das folhas por ventilação.

Reprodução

Levitação

A levitação é um processo empregado quando os componentes têm diferentes densidades. Uma corrente de água arrasta o componente menos denso. É usada, por exemplo, nos garimpos para lavar o cascalho.



Reprodução
Separação do ouro do cascalho por meio de levitação.

Separação magnética

A separação magnética é empregada quando um dos componentes pode ser atraído por um ímã (metal ferroso, níquel e cobalto). É usada, por exemplo, na separação do ferro e do enxofre.



Reprodução
Separação magnética isolando limalha de ferro de enxofre.

Peneiração ou tamisação

A peneiração ou tamisação, processo rudimentar, é empregada quando os componentes de uma mistura têm tamanhos diferentes.

É usada, por exemplo, na separação da areia grossa e fina dos pedregulhos.

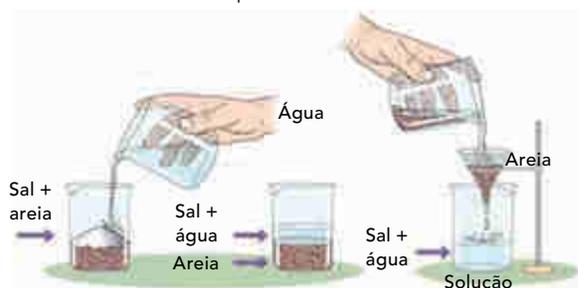


Reprodução
Peneiração de terra para remover resíduos no processo de preparação da tempera.

Dissolução fracionada

A dissolução fracionada é um processo empregado quando um dos componentes é solúvel em determinado líquido.

Usa-se um líquido capaz de dissolver apenas um dos sólidos. Em seguida, filtra-se a solução e evapora-se o solvente, obtendo-se os sólidos separados.



Flotação

A flotação é um processo utilizado para separar misturas cujos componentes possuem densidades muito diferentes. Assim, um líquido que não dissolva qualquer dos componentes e possua densidade intermediária em relação a eles é adicionado à mistura, fazendo com que o componente mais denso deposite-se no fundo do recipiente, enquanto o menos denso flutua sobre o líquido.

Dessa forma, pode-se, por exemplo, separar as fases de uma mistura de serragem e areia.



Remata Alexandre

Fusão fracionada

Por aquecimento de uma mistura de sólidos, aquele de ponto de fusão (P.F.) mais baixo funde-se, separando-se do outro. Se existirem vários sólidos, a separação acontece à medida que o P.F. de cada um é atingido. Há casos em que um dos sólidos se sublima, passando diretamente ao estado gasoso, como acontece com o iodo da mistura sal-iodo.

Sólido-líquido

Para que se separem sólidos de líquidos, em uma mistura heterogênea, podem-se aplicar os processos a seguir.

Decantação

A decantação é um processo rudimentar, bastante lento e não muito eficaz, que consiste em deixar uma mistura em repouso até que o sólido se deposite por ação da gravidade.

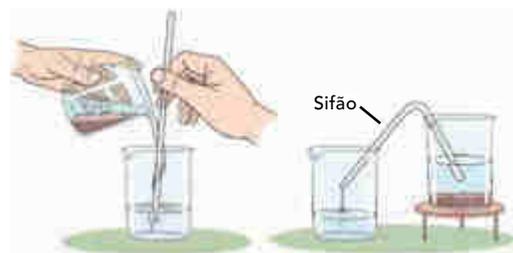


O sólido está disperso no líquido

Parte do sólido já está quase depositada

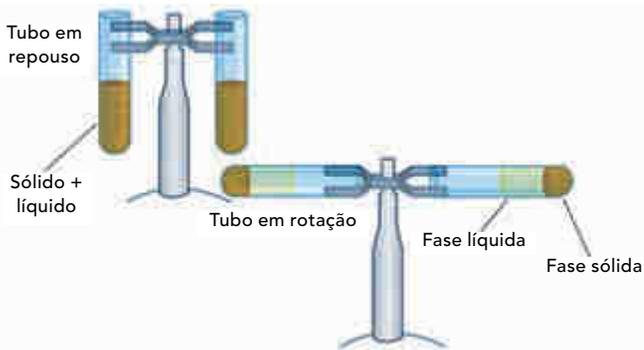
O sólido está no fundo

Para remover o líquido, pode-se entorná-lo com cuidado, ou fazer uso de um sifão (sifonação).



Centrifugação

Quando uma mistura heterogênea sólido-líquido é de difícil separação, utiliza-se a força centrífuga. Esta é obtida pela rotação acelerada de tubos de ensaio, empurrando a parte sólida para o fundo do tubo, enquanto a parte líquida fica sobre o depositado, límpida.



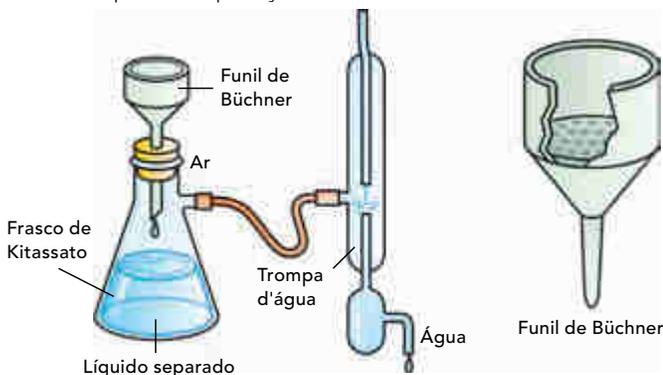
Filtração simples

A filtração simples é um processo em que uma mistura é colocada sobre uma superfície porosa que retém o sólido, deixando passar o líquido. A superfície porosa ou filtro pode ser de papel ou porcelana.



Filtração a vácuo

Quando, em uma mistura, um dos componentes é gelatinoso (tende a entupir o papel de filtro), usa-se a filtração a vácuo. Na figura seguinte, mostra-se uma montagem de laboratório para tal operação.



Na trompa, a passagem do líquido origina uma redução de pressão e este vácuo se transmite ao interior do Kitassato, forçando a passagem do filtrado que, por gravidade, seria muito lenta.

Sólido-gás

Para que se separem sólidos de gases, em uma mistura heterogênea, podem-se aplicar os processos a seguir.

Filtração

A filtração é um processo em que uma mistura é forçada a atravessar um filtro que deixa passar o componente gasoso e retém o componente sólido.

É usado, por exemplo, no aspirador de pó.



Câmara de poeira

A câmara de poeira é um processo industrial em que uma mistura é forçada a passar pelo interior de uma câmara onde existe uma série de obstáculos. O sólido choca-se com os obstáculos e perde velocidade, não acompanhando o gás que sai sozinho do outro lado.

Veja a figura a seguir.



Decantação

A decantação é um processo em que uma mistura é deixada em repouso, pois, com o tempo, o sólido sedimenta-se.

Você pode observar isso em casa ou na sala de aula: depois de espanados os móveis, a poeira volta a assentar-se.

Líquido-líquido

Para que se separem líquidos de uma mistura heterogênea, pode-se usar o processo adiante.

Funil de separação ou de decantação

O funil de separação de decantação é um instrumento utilizado no processo que consiste em submeter uma mistura a uma decantação em um funil especial, dotado de uma torneira na haste. Após a decantação, abre-se cuidadosamente a torneira, deixando vazar o líquido de baixo.



Líquido-gás

Para que se separe de um líquido um gás, basta diminuir a pressão sobre o sistema, agitá-lo ou, então, aquecê-lo. Com isso, o gás será expulso da mistura.



Ao abrir uma garrafa de refrigerante, por exemplo, diminui-se a pressão sobre o sistema e, com isso, permite-se que o gás escape.

Ao aquecer o sistema, percebe-se que o gás escapa.

Misturas heterogêneas	Fracionamento de misturas
Sólido-sólido	Catação, tamisação ou peneiração, separação magnética, ventilação, levigação, dissolução fracionada, flotação e fusão fracionada
Sólido-líquido	Filtração simples, centrifugação, filtração a vácuo e decantação
Sólido-gás	Filtração e decantação
Líquido-líquido	Funil de separação ou decantação
Líquido-gás	Agitação, aquecimento e diminuição da pressão

Processos de separação dos componentes de misturas homogêneas

Veja a seguir alguns processos de separação dos componentes de misturas homogêneas.

Sólido-líquido

Para a separação entre um líquido e um sólido em uma mistura homogênea, podem-se usar os processos a seguir.

Evaporação

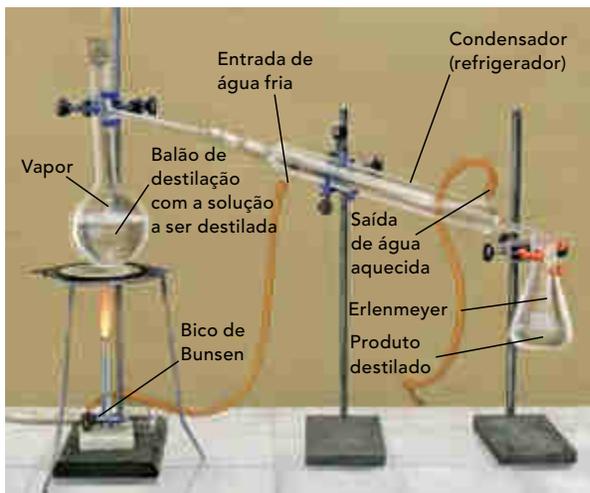
A evaporação consiste em deixar a mistura em ambiente aberto ou aquecê-la até que o líquido (componente mais volátil) sofra evaporação. O método, entretanto, apresenta um inconveniente: a perda do componente líquido.

Esse processo é empregado nas salinas e consiste em bombear água do mar para tanques rasos, deixando evaporar a água por ação do calor do sol e do vento. Assim, o que restar no tanque será sal.

Destilação simples

A destilação simples se baseia na diferença dos pontos de ebulição dos componentes (líquido e sólido) da mistura. Esse processo é utilizado quando se quer aproveitar o sólido e o líquido.

Emprega-se a destilação simples para separar, por exemplo, o sal dissolvido em água.



Quando a temperatura atinge 100 °C, a água entra em ebulição, passando ao estado de vapor. Chegando ao condensador, onde circula água fria para refrigerar o tubo interno, o vapor entra em contato com as paredes resfriadas e se condensa, voltando à forma líquida. Ao fim da destilação, tem-se o sal no balão e, no erlenmeyer, a água destilada.

Líquido-líquido

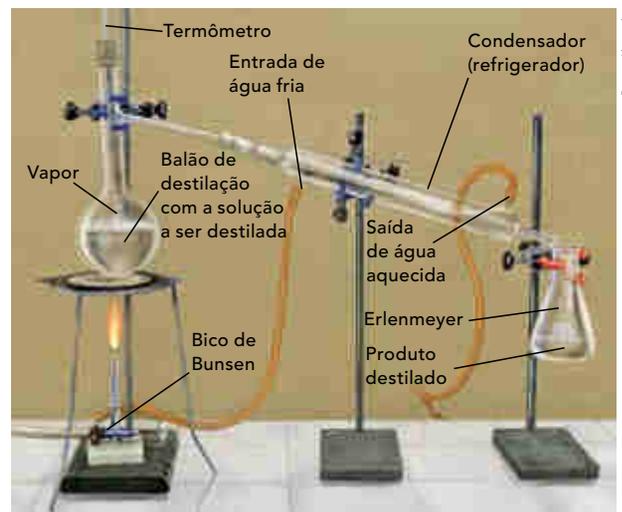
Para a separação de dois ou mais líquidos em uma mistura homogênea, pode-se utilizar o processo adiante.

Destilação fracionada

A destilação fracionada é utilizada quando se quer separar os componentes de um sistema formado por vários líquidos homogêneos. Com o aquecimento do sistema, os líquidos vão-se destilando um a um, conforme sejam atingidos os respectivos pontos de ebulição.

Evapora-se primeiro o líquido que possui o menor ponto de ebulição, condensando-se, em seguida, ao atingir os obstáculos de vidro da coluna de fracionamento. Quando outro líquido alcançar o ponto de ebulição, subirá pela coluna e passará pelos obstáculos até chegar ao condensador.

Ao final do processo, o líquido menos volátil poderá ser encontrado no balão de vidro, e o mais volátil, no erlenmeyer.

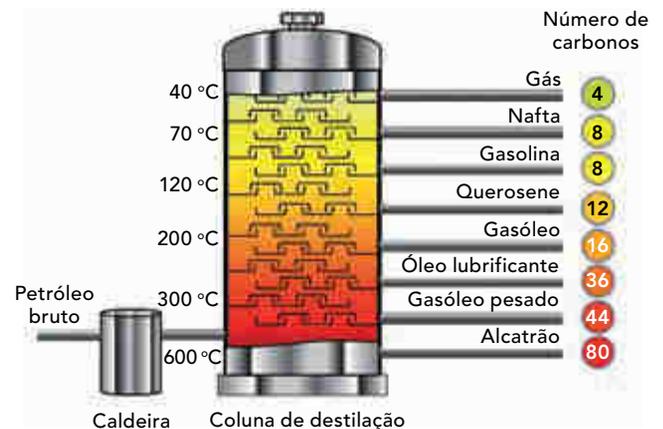


A destilação pode ser aplicada a:

- ▶ **Alambiques** – Aparentagem empregada no preparo de bebidas alcoólicas provenientes da fermentação de açúcares e cereais.



- ▶ **Refinarias** – No fracionamento do petróleo, desdobrando-o em seus vários subprodutos.



Gás-gás

Para a separação de dois ou mais gases em uma mistura homogênea, pode-se utilizar o processo a seguir.

Liquefação seguida de destilação fracionada

Para separação de gases de uma mistura, usa-se o processo de liquefação seguida de destilação fracionada. Esse processo é utilizado, por exemplo, para a separação do nitrogênio e do oxigênio do ar.

Na separação desses componentes do ar atmosférico, pelo resfriamento da mistura de gases, obtém-se inicialmente o O₂ líquido (P.E. = -183 °C), separando-o do N₂, que ainda continua no estado gasoso (P.E. = -195,8 °C).

Misturas homogêneas	Fracionamento de misturas
Sólido-líquido	Evaporação e destilação simples
Líquido-líquido	Destilação fracionada
Gás-gás	Liquefação e destilação fracionada

Transformações da matéria

Qualquer transformação sofrida pela matéria é considerada um fenômeno, que pode ser classificado em **fenômeno físico** ou **fenômeno químico**.

➤ **Fenômeno físico** – É aquele que não altera a constituição química da matéria, isto é, não forma novas substâncias (não há reação química).

Exemplos:
Fusão, ebulição etc.

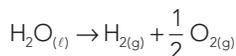
➤ **Fenômeno químico** – É aquele que altera a constituição química da matéria, isto é, forma novas substâncias (há reação química).

Exemplos:
Formação de ferrugem, combustão etc.



Atividades para sala

1. A água (H₂O) sofre decomposição pela ação da corrente elétrica, produzindo hidrogênio (H₂) e oxigênio (O₂), segundo a reação equacionada a seguir:

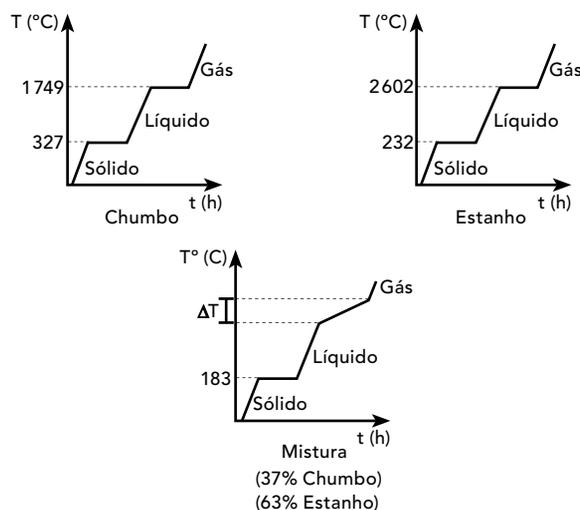


Com base nessas informações, assinale a alternativa correta.

- A água é uma substância pura simples e se decompõe em duas substâncias puras compostas: H₂ e O₂.
 - A água e o hidrogênio são substâncias puras compostas, e o oxigênio é uma substância pura simples.
 - A água é uma mistura composta das substâncias H₂ e O₂, e o hidrogênio e o oxigênio são substâncias simples.
 - A água, o hidrogênio e o oxigênio são classificados como substâncias compostas.
 - O hidrogênio e o oxigênio são substâncias puras simples e não podem originar, por processos químicos, outras substâncias simples.
2. Alotropia é o fenômeno em que um elemento produz duas ou mais substâncias simples diferentes entre si, sempre no mesmo estado físico. Com base nesse conceito, marque a alternativa que apresenta somente as variedades alotrópicas metaestáveis dos elementos carbono, oxigênio, fósforo e enxofre, respectivamente.

- Grafite, oxigênio, fósforo branco e enxofre monoclinico.
- Diamante, ozônio, fósforo branco e enxofre monoclinico.
- Diamante, oxigênio, fósforo branco e enxofre monoclinico.
- Diamante, ozônio, fósforo branco e enxofre rômico.
- Grafite, ozônio, fósforo branco e enxofre rômico.

3. No campo da metalurgia, é crescente o interesse nos processos de recuperação de metais, pois é considerável a economia de energia entre os processos de produção e de reciclagem, além da redução significativa do lixo metálico. Este é o caso de uma microempresa de reciclagem, na qual se desejava desenvolver um método para separar os metais de uma sucata, composta de aproximadamente 63% de estanho e 37% de chumbo, usando aquecimento. Entretanto, não se obteve êxito nesse procedimento de separação. Para investigar o problema, foram comparadas as curvas de aquecimento para cada um dos metais isoladamente com aquela da mistura, todas obtidas sob as mesmas condições de trabalho.



Considerando as informações dos gráficos, é correto afirmar que a sucata é constituída por uma

- mistura eutética, pois funde a temperatura constante.
 - mistura azeotrópica, pois funde a temperatura constante.
 - substância pura, pois funde a temperatura constante.
 - suspensão coloidal que se decompõe pelo aquecimento.
 - substância contendo impurezas e com temperatura de ebulição constante.
4. Diversas operações realizadas cotidianamente são técnicas de separação de misturas. As tarefas domésticas, por exemplo, incluem a maioria dessas técnicas. É possível separar os grãos de feijão de outros fragmentos sólidos, a poeira dos objetos, o feijão carunchado do feijão sadio e os materiais orgânicos dos metais, vidros, plásticos etc. Nesse contexto, relacione os itens a seguir, enumerando as definições de acordo com os nomes correspondentes.
- | | |
|-----------------|--------------|
| I. Sedimentação | IV. Flotação |
| II. Ventilação | V. Levigação |
| III. Peneiração | |
- () Utiliza a ação gravitacional para separar os materiais suspensos em um solvente líquido ou gasoso.
() É um método empregado para selecionar grãos de determinado material.

- () É um método que se utiliza da diferença de densidade para a separação dos componentes de uma mistura. Também é utilizada nos garimpos e separa a areia, menos densa, do ouro, mais denso.
- () É um método muito utilizado em garimpos para separar os componentes metálicos de outras impurezas. No processo, adicionam-se grandes quantidades de óleo e água ao sistema e promove-se intensa agitação. Os componentes metálicos adsorvem o óleo. Em seguida, agita-se fortemente a suspensão com uma corrente de ar comprimido, separando as partículas que adsorveram o óleo das demais impurezas – a ganga.
- () Aproveita a corrente de ar para separar os componentes de um sistema. Tem por princípio a diferença de densidade dos componentes.

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

5. (ENEM) Para impedir a contaminação microbiana do suprimento de água, devem-se eliminar as emissões de efluentes e, quando necessário, tratá-los com desinfetante. O ácido hipocloroso (HClO), produzido pela reação entre cloro e água, é um dos compostos mais empregados como desinfetante. Contudo, ele não atua somente como oxidante, mas também como um ativo agente de cloração. A presença de matéria orgânica dissolvida no suprimento de água clorada pode levar à formação de clorofórmio (CHCl_3) e outras espécies orgânicas cloradas tóxicas.

SPIRO, T. G.; STIGLIANI, W. M. *Química ambiental*. São Paulo: Pearson, 2009. (adaptado)

Visando eliminar da água o clorofórmio e outras moléculas orgânicas, o tratamento adequado é a

- a) filtração, com o uso de filtros de carvão ativo.
- b) fluoretação, pela adição de fluoreto de sódio.
- c) coagulação, pela adição de sulfato de alumínio.
- d) correção do pH, pela adição de carbonato de sódio.
- e) floculação, em tanques de concreto com a água em movimento.

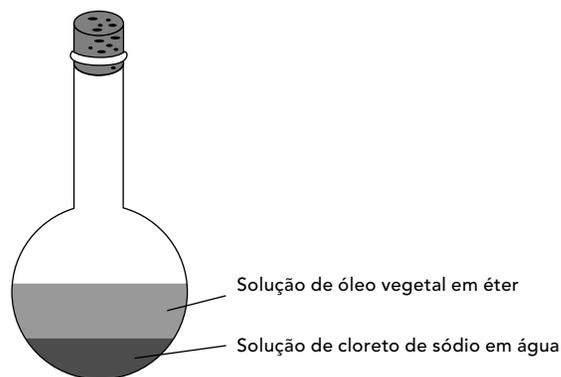
6. (ENEM) Em visita a uma usina sucroalcooleira, um grupo de alunos pôde observar uma série de processos de beneficiamento da cana-de-açúcar, entre os quais se destacam:

- I. A cana chega cortada da lavoura por caminhões e é despejada em mesas alimentadoras que a conduzem para as moendas. Antes de ser esmagada para a retirada do caldo açucarado, toda a cana é transportada por esteiras e passada por um eletroímã para a retirada de materiais metálicos.
- II. Após se esmagar a cana, o bagaço segue para as caldeiras, que geram vapor e energia para toda a usina.
- III. O caldo primário, resultante do esmagamento, é passado por filtros e sofre tratamento para transformar-se em açúcar refinado e etanol.

Com base nos destaques da observação dos alunos, quais operações físicas de separação de materiais foram realizadas nas etapas de beneficiamento da cana-de-açúcar?

- a) Separação mecânica, extração, decantação.
- b) Separação magnética, combustão, filtração.
- c) Separação magnética, extração, filtração.
- d) Imantação, combustão, peneiração.
- e) Imantação, destilação, filtração.

7. Analise o sistema a seguir.



Desejando-se separar as duas soluções do balão e, em seguida, isolar os componentes de cada uma delas, convém utilizar, na ordem,

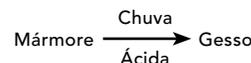
- a) funil de separação e centrifugador.
- b) destilador e funil de separação.
- c) destilador e centrifugador.
- d) centrifugador e funil de separação.
- e) funil de separação e destilador.

8. Considere as seguintes transformações.

I. A água líquida é obtida com base no gelo ao se fornecer energia na forma de calor.



II. As chuvas ácidas transformaram a superfície do mármore de estátuas gregas em gesso macio e sujeito à erosão.



III. Uma porção de ferro interage com o oxigênio em presença da umidade, transformando-se em ferrugem.



É correto afirmar que os fenômenos ocorridos são identificados, respectivamente, como

- a) físico, químico, físico.
- b) físico, químico, químico.
- c) físico, físico, químico.
- d) químico, químico, físico.
- e) químico, físico, físico.

9. (ENEM) O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase e a compreensão dessas transformações é fundamental para se entender o ciclo hidrológico. Em uma dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do Sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

Disponível em: <<http://www.keroagua.blogspot.com>>. Acesso em: 30 mar. 2009. (adaptado)

A transformação mencionada no texto é a

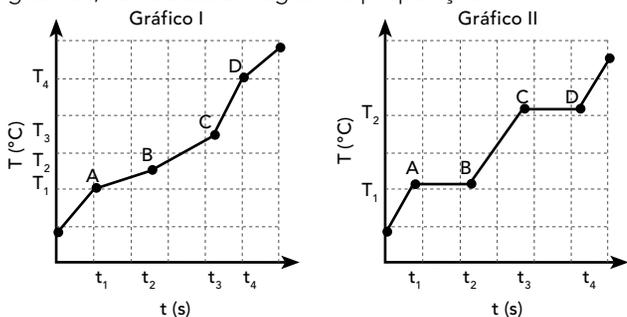
- a) fusão.
- b) liquefação.
- c) evaporação.
- d) solidificação.
- e) condensação.



Atividades propostas

- (ENEM) Ainda hoje é muito comum as pessoas utilizarem vasilhames de barro (moringas ou potes de cerâmica não esmaltada) para conservar água a uma temperatura menor do que a do ambiente. Isso ocorre porque
 - o barro isola a água do ambiente, mantendo-a sempre a uma temperatura menor que a dele, como se fosse isopor.
 - o barro tem poder de "gelar" a água pela sua composição química. Na reação, a água perde calor.
 - o barro é poroso, permitindo que a água passe por meio dele. Parte dessa água evapora, tomando calor da moringa e do restante da água, que são assim resfriadas.
 - o barro é poroso, permitindo que a água se deposite na parte de fora da moringa. A água de fora sempre está a uma temperatura maior que a de dentro.
 - a moringa é uma espécie de geladeira natural, liberando substâncias higroscópicas que diminuem naturalmente a temperatura da água.

- Os gráficos I e II, esquematizados a seguir, representam a variação de temperatura de dois sistemas distintos em função do tempo de aquecimento, mostrando as temperaturas em que ocorrem as transições de fases. Pela análise desses gráficos, são dadas as seguintes proposições.



- Para temperaturas inferiores a T_1 , podem coexistir duas fases em ambos os sistemas.
- No sistema II, existe uma fase sólida, no ponto A, à temperatura T_1 , enquanto, no ponto B, existe uma fase líquida à mesma temperatura.
- No sistema II, só ocorrem duas fases às temperaturas T_1 e T_2 .
- Os gráficos representam as transições de fases que podem ocorrer em sistemas que contêm duas substâncias pelo menos.
- No ponto B, no ponto C e entre ambos, no sistema II, existe uma única fase líquida.
- Acima do ponto D, há uma única fase vapor em aquecimento em ambos os sistemas.

Estão corretas

- somente I, II e III.
- somente II, III e IV.
- somente III, IV e V.
- somente II, III, IV e V.
- somente II, III, V e VI.

- Suor não é sinônimo de queima de gordura... Para muitas pessoas, correr debaixo do Sol do meio-dia ou usar muita roupa enquanto se pratica esporte é sinônimo de emagrecimento, uma vez que acreditam que quanto mais transpirem, maior será a queima de gordura. Acontece que suar não emagrece. Perdem-se apenas água e sais minerais. Depois de uma sauna, por exemplo, a pessoa normalmente vai perceber uma redução em seu peso corporal, mas assim que ingerir o primeiro copo d'água, o líquido perdido vai sendo reposto e o peso acaba voltando ao normal.

O organismo transpira para manter estável a temperatura interna do corpo, transferindo o calor de dentro para fora e, assim, mantendo a temperatura interna do organismo entre 36 e $36,5$ $^{\circ}\text{C}$.

Se você deseja eliminar aquelas incômodas gordurinhas, já que com a transpiração não se perde peso, o ideal é "queimá-las" de maneira gradativa e saudável. Cerca de 30 minutos de atividade física moderada (caminhar, correr ou andar de bicicleta), três vezes por semana, são ideais para isso. Com esse ritmo de perda de calorias, você queimará um quilograma de gordura por mês.

Disponível em: <<http://www.sitemedico.com.br>>. Acesso em: 6 set. 2010. (adaptado)

Sobre a transpiração e as substâncias que compõem o suor, é válido afirmar que

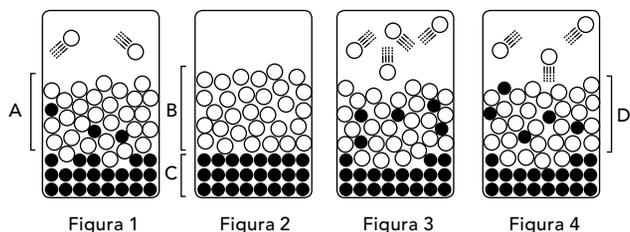
- a água e os sais minerais, no suor, formam uma mistura heterogênea.
 - a água sofre vaporização absorvendo calor do corpo, durante a transpiração.
 - o sal cloreto de sódio é obtido nas salinas unicamente por processo químico.
 - a água e o sal cloreto de sódio são formados pelo mesmo número de átomos.
 - a substância água é formada por duas moléculas de hidrogênio ligadas a uma molécula de oxigênio.
- O fósforo branco é usado na fabricação de bombas de fumaça. A inalação prolongada de seus vapores provoca necrose dos ossos. Já o fósforo vermelho, usado na fabricação do fósforo de segurança, encontra-se na tarja da caixa, e não no palito. Marque a alternativa correta.
 - Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas alotrópicas.
 - Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas isotérmicas.
 - A maneira como o fósforo se apresenta exemplifica o fenômeno de solidificação.
 - O fósforo se apresenta na natureza em duas formas isobáricas.
 - A diferença entre as duas formas do fósforo é somente em relação ao estado físico.

- A observação dos fenômenos naturais leva à percepção de que as coisas não permanecem as mesmas, pois sofrem constantes transformações.

Tal concepção já era defendida por Heráclito, filósofo grego do século V a.C., para quem tudo estaria em perpétua mudança. Essa concepção continua válida atualmente, embora nem sempre seja fácil perceber as modificações que ocorrem em alguns sistemas. Aprende-se, contudo, a representar os sistemas e suas transformações.

As figuras a seguir representam o mesmo sistema em momentos diferentes, não necessariamente na sequência cronológica.

Os círculos brancos e pretos representam moléculas de duas substâncias diferentes. A fração B da figura 2 representa um líquido, e a C, um sólido.



Com base no texto e nas figuras anteriores, analise as proposições dadas a seguir.

- I. A figura 2 representa uma mistura heterogênea, na qual as frações B e C representam substâncias puras.
- II. A fração A da figura 1 e a fração D da figura 4 representam misturas de mesma concentração.
- III. A fase gasosa só não está representada na figura 2.
- IV. A figura 3 representa um sistema constituído das fases sólida, líquida e gasosa.
- V. A sequência cronológica das figuras é 2 → 1 → 4 → 3 e representa processos de dissolução e de evaporação.

Estão corretas

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

6. Observe os dados listados na tabela a seguir.

Substâncias	Solubilidade a 20 °C (g/100 g de água)	Densidade a 20 °C (g/cm ³)
Água	–	1,00
Álcool etílico (etanol)	∞ (solubilidade infinita)	0,7893
Gasolina	insolúvel	0,6553

Com base nessas propriedades físicas, é possível, por exemplo, extrair o álcool que é adicionado à gasolina comercial. Esse procedimento pode ser feito da seguinte maneira: a um determinado volume de gasolina, adiciona-se o mesmo volume de água. A mistura é agitada e colocada em repouso. Forma-se, então, um sistema bifásico que pode ser separado com a ajuda de um funil de separação. Tendo como base os dados da tabela, é possível afirmar que nesse procedimento ocorre(m) o(s) seguinte(s) fenômeno(s).

- I. Quando a gasolina (que contém álcool) é misturada à água, o álcool é extraído pela água e o sistema resultante é bifásico: gasolina/água-álcool.
- II. Quando a gasolina (que contém álcool) é misturada à água, a gasolina é extraída pela água e o sistema resultante é bifásico: álcool/água-gasolina.
- III. A mistura água-álcool formada é um sistema homogêneo (monofásico), com propriedades diferentes daquelas das substâncias que a compõem.

Dessas considerações, somente

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

7. Em uma construção civil, um dos produtos que deve ser de boa qualidade é a areia. Porém, quando ela é recolhida por dragas, um grande número de outros materiais indesejáveis também é coletado: fragmentos de madeira, de rochas etc. Para separar a areia desses materiais, qual das técnicas a seguir é a mais bem empregada?

- a) Decantação
- b) Filtração
- c) Peneiração
- d) Sedimentação
- e) Sublimação

8. (ENEM) Um grupo de pesquisadores desenvolveu um método simples, barato e eficaz de remoção de petróleo contaminante na água, que utiliza um plástico produzido com base no líquido da castanha-de-caju (LCC). A composição química do LCC é muito parecida com a do petróleo, e suas

moléculas, por suas características, interagem formando agregados com o petróleo. Para retirar os agregados da água, os pesquisadores misturam ao LCC nanopartículas magnéticas.

KIFFER, D. *Novo método para remoção de petróleo usa óleo de mamona e castanha-de-caju*. Disponível em: <www.faperj.br>. Acesso em: 31 jul. 2012. (adaptado)

Essa técnica considera dois processos de separação de misturas, sendo eles, respectivamente,

- a) flotação e decantação.
- b) decomposição e centrifugação.
- c) floculação e separação magnética.
- d) destilação fracionada e peneiração.
- e) dissolução fracionada e magnetização.

9. Necessitou-se retirar o conteúdo do tanque de combustível de um carro. Para isso, fez-se sucção com um pedaço de mangueira introduzido no tanque, deixando-se escorrer o líquido para um recipiente colocado no chão.

Esse processo é chamado de

- a) decantação.
- b) filtração.
- c) sifonação.
- d) centrifugação.
- e) destilação.

10. Faça a associação das seguintes colunas.

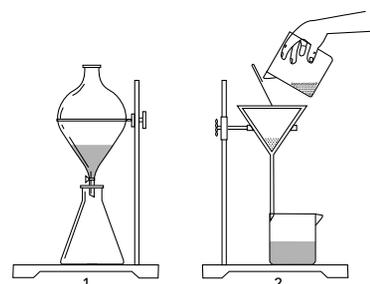
- (A) Ventilação
- (B) Flotação
- (C) Dissolução fracionada
- (D) Fusão fracionada
- (E) Catação
- (F) Levigação
- (G) Peneiração ou tamisação
- (H) Cristalização fracionada
- (I) Separação magnética

- () As fases têm diferentes pontos de fusão.
- () Só uma das fases se dissolve no líquido usado.
- () Os fragmentos das diferentes fases são relativamente grandes e visualmente diferentes entre si.
- () Uma das fases é arrastada por uma corrente de ar, separando-se, assim, da(s) outra(s).
- () Só uma das fases é atraída pelo ímã.
- () Todas as fases são solúveis no líquido usado.
- () As fases estão reduzidas a grãos de diferentes tamanhos.
- () Uma das fases é arrastada por uma corrente de água, separando-se, assim, da(s) outra(s).
- () Usa-se um líquido de densidade intermediária em relação às densidades das fases e no qual as fases não se dissolvem.

Da primeira à última frase a sequência obtida foi

- a) D, C, E, A, I, H, G, F, B.
- b) D, E, C, A, I, H, G, F, B.
- c) D, C, E, I, A, H, G, F, B.
- d) E, C, D, G, F, B, H, I, A.
- e) C, D, A, B, F, G, I, E, H.

11. Observe as aparelhagens esquematizadas a seguir.



Com base na imagem anterior, assinale a alternativa correta.

- A aparelhagem 1 pode ser utilizada para separar água e gasolina.
- A aparelhagem 1 pode ser utilizada para separar solução de água e sal.
- A aparelhagem 1 pode ser utilizada para separar solução de água e carvão.
- A aparelhagem 2 pode ser utilizada para separar água e óleo.
- A aparelhagem 2 pode ser utilizada para separar solução de água e álcool.

12. Durante uma comemoração de fim de ano, um dos participantes exagerou na quantidade de comida e bebida e passou mal. Os inevitáveis vômitos aconteceram e no local não havia nenhum medicamento adequado. José, outro participante, logo se lembrou do que havia aprendido com sua mãe: que o chá das folhas de boldo, um vegetal, agia bem nessas situações. Entusiasmado com a ideia de poder ajudar, José correu e destacou algumas folhas desse vegetal, colocando-as em um copo e triturou tudo, despejando água quente. Em seguida, utilizou um pano, desses de enxugar pratos, para separar os fragmentos de folhas que não foram totalmente triturados, obtendo um caldo verde de gosto amargo.

Advertência: a automedicação não deve ser empregada em nenhum caso. Procure sempre um profissional da área de saúde.

Durante essa transformação da matéria, podem-se enumerar algumas operações utilizadas na separação dos componentes de um sistema. Marque a alternativa que descreve corretamente a sequência de processos utilizados por José.

- Filtração, imantação e catação.
- Maceração, extração e coação.
- Coação, maceração e destilação.
- Filtração, extração e flotação.
- Maceração, sedimentação e coação.

13. Uma solução aquosa de cloreto de sódio é adicionada a uma mistura composta de areia e azeite. Para separar cada componente da mistura final, que apresenta três fases, a sequência correta de procedimentos é

- centrifugação, filtração e destilação.
- destilação, filtração e centrifugação.
- cristalização, destilação e decantação.
- filtração, cristalização e destilação.
- filtração, decantação e destilação.

14. Uma turma de estudantes de uma escola participou de uma atividade denominada "Tudo o que se vê não é igual ao que a gente viu há um segundo" no laboratório de uma universidade. Essa atividade envolvia a realização de quatro experimentos (I, II, III e IV). O relato dos procedimentos dessa atividade experimental está descrito a seguir.

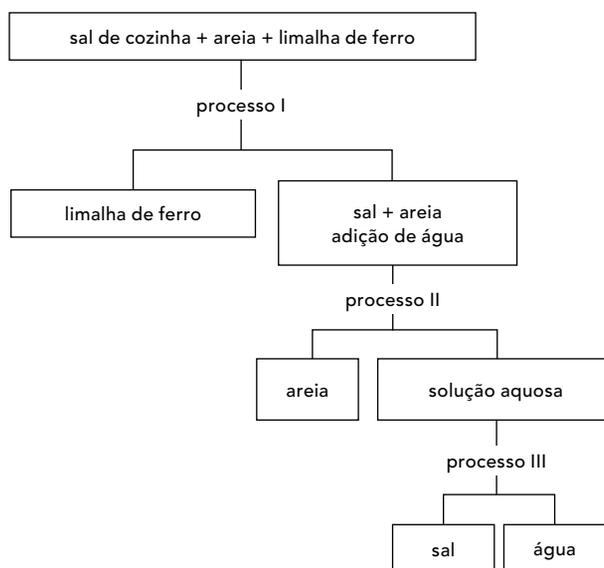
- Submergiu-se uma palha de aço em uma solução de sulfato de cobre (II), e, rapidamente, a superfície desse material ficou com tonalidade vermelho-amarronzado.
- Arrastou-se um bastão de vidro no fundo do béquer contendo solução saturada de CuSO_4 , e, instantaneamente, observou-se uma rápida deposição de muitos cristais.

- Adicionou-se, sob agitação, magnésio em pó a um balão de destilação contendo solução de brometo de etila em éter etílico. Inicialmente, a mistura ficou heterogênea, com tom cinza, mas, muito rapidamente, tornou-se límpida, incolor e transparente.
- Transferiu-se um pequeno volume de ácido sulfúrico concentrado para um béquer comprido contendo uma colher de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Imediatamente, verificou-se a produção de fumaça e a formação de um sólido preto que ocupou todo o volume da vidraria.

Em quais desses experimentos ocorreu transformação química?

- I e II, apenas.
- I e IV, apenas.
- II e III, apenas.
- III e IV, apenas.
- I, III e IV, apenas.

15. Os nomes dos processos I, II e III, representados pelo fluxograma a seguir e referentes à separação dos componentes da mistura são, respectivamente,



- decantação, centrifugação e filtração.
- separação magnética, filtração e destilação.
- filtração, separação magnética e destilação.
- cristalização, decantação e centrifugação.
- separação magnética, decantação e filtração.

16. São preparadas três misturas binárias em um laboratório, descritas da seguinte maneira.

1ª mistura: heterogênea, formada por um sólido e um líquido.

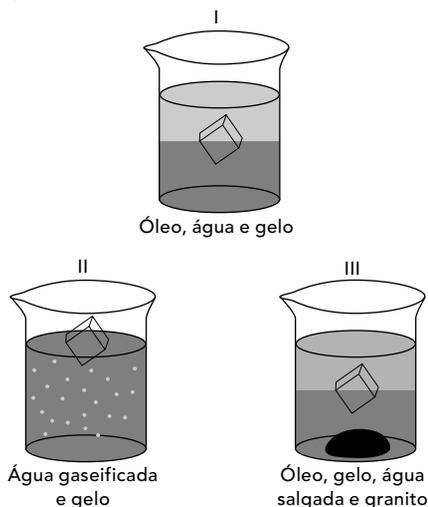
2ª mistura: heterogênea, formada por dois líquidos.

3ª mistura: homogênea, formada por um sólido e um líquido.

Os processos de separação que melhor permitem recuperar as substâncias originais das misturas mencionadas anteriormente são, respectivamente,

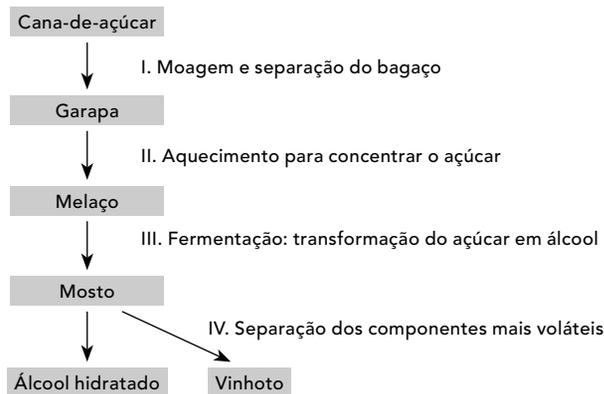
- filtração, decantação e destilação simples.
- decantação, filtração e destilação simples.
- destilação simples, filtração e decantação.
- decantação, destilação simples e filtração.
- filtração, decantação e destilação fracionada.

17. Observe a representação dos sistemas I, II e III e de seus componentes. O número de fases em cada um é, respectivamente,



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

18. A obtenção do álcool etílico hidratado por meio da cana-de-açúcar pode ser representada pelo esquema a seguir.



Em I e IV, que envolvem processos de fracionamento, são realizadas, respectivamente,

- a) filtração e destilação fracionada.
 b) destilação fracionada e decantação.
 c) filtração e decantação.
 d) destilação fracionada e filtração.
 e) decantação e decantação.

Transformações químicas

Módulo

2

Número de oxidação (Nox); Oxidação e redução (redox)

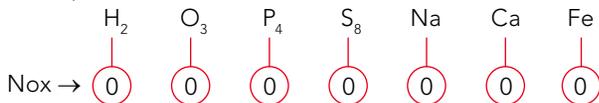
Nox é a carga elétrica atribuída a cada átomo ou íon em compostos, de acordo com certas regras.

Regras para atribuição do número de oxidação

Regra 1 – Para substâncias simples

Os átomos dos elementos nas substâncias simples moleculares e metálicas têm Nox zero, uma vez que estão em equilíbrio elétrico.

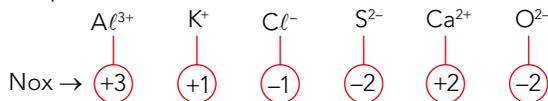
Exemplos:



Regra 2 – Para íons monoatômicos

Nos íons monoatômicos, o Nox é a carga do íon, uma vez que não estão em equilíbrio elétrico.

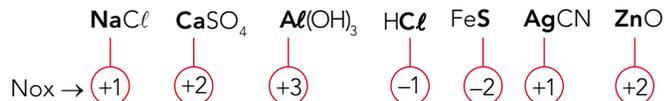
Exemplos:



Regra 3 – Para substâncias compostas

- Metais alcalinos ($\text{Li, Na, K, Rb, Cs, Fr}$) e Ag têm Nox +1. 1(1A)
- Metais alcalinoterrosos ($\text{Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra}$), Zn e Cd têm Nox +2. 2(2A)
- Alumínio (3A) tem Nox +3.
- Halogênios (F, Cl, Br, I), à direita na fórmula, têm Nox -1. 17(7A)
- Calcogênios (O, S, Se, Te), à direita na fórmula, têm Nox -2. 16(6A)

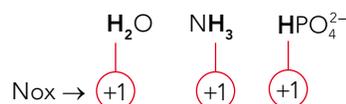
Exemplos:



Regra 4 – Para o hidrogênio em seus compostos

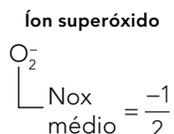
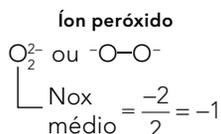
Em substâncias compostas e em íons poliatômicos, o hidrogênio tem Nox +1.

Exemplos:



Saiba mais

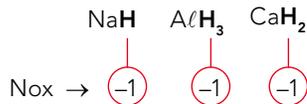
Observe os seguintes casos.



Exceção:

- Nos compostos binários metálicos, o hidrogênio tem $\text{Nox} = -1$.

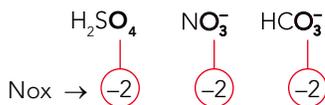
Exemplos:



Regra 5 – Para o oxigênio em seus compostos

Em substâncias compostas e em íons poliatômicos, o oxigênio tem $\text{Nox} = -2$.

Exemplos:

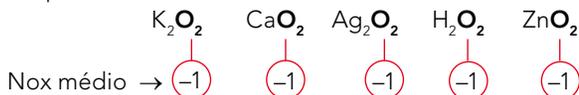


Exceções:

- Nos peróxidos, o oxigênio tem Nox médio -1 .

Peróxidos são compostos binários oxigenados dos metais alcalinos, alcalinoterrosos, prata, hidrogênio e zinco.

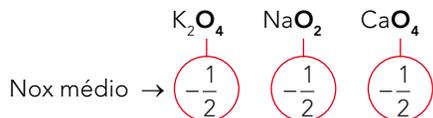
Exemplos:



- Nos superóxidos, o oxigênio tem Nox médio $-\frac{1}{2}$.

Superóxidos são compostos binários oxigenados dos metais alcalinos e alcalinoterrosos.

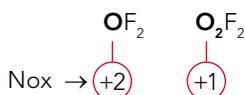
Exemplos:



- Nos fluoretos, o oxigênio tem $\text{Nox} = +1$ e $+2$.

Os fluoretos são compostos binários oxigenados do flúor.

Exemplos:

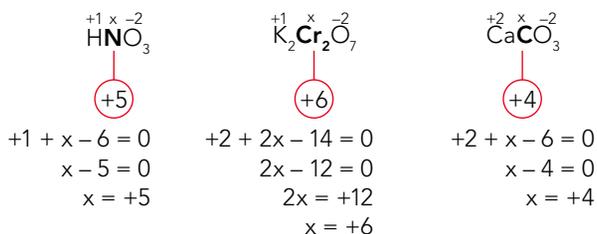


Determinação do número de oxidação

Para os outros elementos (que não foram citados nas regras anteriores), os números de oxidação são determinados considerando-se que:

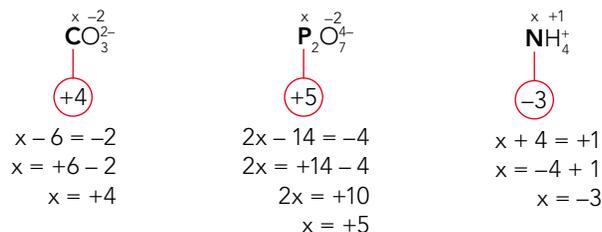
- Nas substâncias compostas, a soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos é igual a zero.

Exemplos:



- Nos íons poliatômicos, a soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos é igual à carga do íon.

Exemplos:



Saiba mais

Pode-se também determinar o Nox do átomo de um elemento, em um composto molecular, fazendo uso da tabela de eletronegatividade de Pauling.

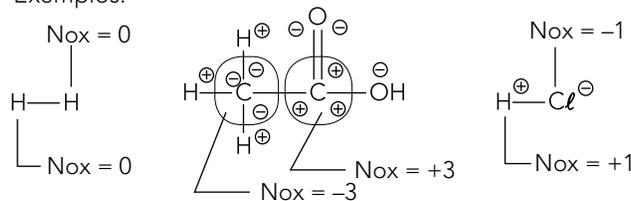
Tabela de eletronegatividade de Pauling			
F >	O >	Cl > N >	
3,98	3,44	3,16	3,04
Br >	I >	S >	C >
2,96	2,66	2,58	2,55
		P >	H >
		2,19	2,10

Essa determinação é possível sempre que dois átomos iguais ou diferentes ligam-se por covalência.

- Se os átomos são iguais, a ligação é **covalente apolar**. Significa que não há formação de polos, e, aos átomos naquela ligação, atribui-se um Nox zero.

- Se os átomos são diferentes, a ligação é **covalente polar**. Isso leva à formação de dois polos: um negativo (para o átomo mais eletronegativo) e outro positivo (para o átomo menos eletronegativo). A esses polos são atribuídos $\text{Nox} = -1$ e $+1$, respectivamente.

Exemplos:



Redox

A **oxirredução** implica a transferência de elétrons entre as entidades químicas (átomos e íons) de substâncias reagentes. Dessa maneira, pode-se fazer as seguintes definições.

Oxidação – Agente redutor

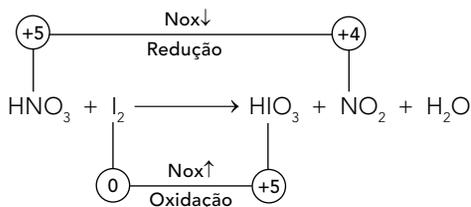
A entidade química que perde elétrons sofre oxidação, e o valor de seu Nox se torna maior. Uma vez que essa entidade química doa seus elétrons para outra, ela provoca uma redução e, por isso, a substância em que ela se encontra é considerada um agente redutor ou substância redutora.

Redução – Agente oxidante

A entidade química que ganha elétrons sofre redução e o valor de seu Nox se torna menor. Uma vez que essa entidade química recebe elétrons de outra, ela provoca uma oxidação e, por isso, a substância em que ela se encontra é considerada um agente oxidante ou substância oxidante.

Exemplo:

Considere a seguinte reação de oxirredução:



Observe que:

- o I perdeu elétrons, logo, sofreu oxidação;
- o N ganhou elétrons, logo, sofreu redução;
- o I₂ é agente redutor ou substância redutora, pois provocou a redução;
- o HNO₃ é agente oxidante ou substância oxidante, pois provocou a oxidação.

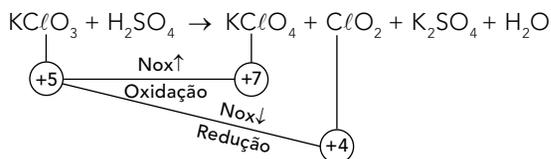
Tome nota

Em toda reação redox, o número de elétrons perdidos pelo elemento oxidado é igual ao número de elétrons ganhos pelo elemento reduzido.

Auto-oxirredução ou desproporcionamento

Reações em que uma mesma entidade de determinada substância sofre, em parte, oxidação e, em parte, redução.

Exemplo:



Perceba que:

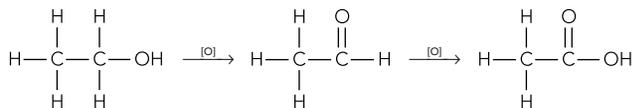
- o Cl perdeu elétrons, logo, sofreu oxidação;
- o Cl ganhou elétrons, logo, sofreu redução;
- o KClO₃ é agente redutor ou substância redutora, pois provocou a redução;
- o KClO₃ é agente oxidante ou substância oxidante, pois provocou a oxidação.



Atividades para sala

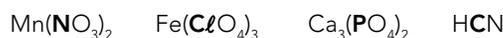
1. Uma das principais impurezas que existem nos derivados de petróleo e no carvão mineral é o enxofre. Quando esses combustíveis são utilizados, a queima do enxofre produz SO₂ de cheiro irritável, que, por sua vez, na atmosfera, reage com o oxigênio e se transforma lentamente no SO₃. Essa reação é acelerada pela presença de poeira na atmosfera. O SO₃ reage com a água da chuva produzindo o H₂SO₄, que é um ácido forte. Durante esse processo, o enxofre passa por diferentes estados de oxidação. Em relação às substâncias SO₂, SO₃ e H₂SO₄, o número de oxidação do enxofre é, respectivamente,
 - a) +4, +6 e +6.
 - b) -4, +4 e +6.
 - c) +2, -3 e 0.
 - d) -2, +3 e +6.
 - e) -4, +6 e 0.

2. Um composto orgânico de fórmula molecular C₂H₆O é oxidado pelo KMnO₄ em meio ácido, formando o composto de fórmula molecular C₂H₄O, que, por sua vez, é novamente oxidado, formando o composto C₂H₄O₂. Esse processo é equacionado a seguir.



Os números de oxidação dos átomos de carbono pertencentes ao grupo funcional desses compostos e o Nox médio dos carbonos de cada composto são, respectivamente,

- a) -1, +1, +3, -2, -1 e 0.
 - b) -1, +1, +3, +2, +1 e 0.
 - c) +1, +1, +3, -2, -1 e +1.
 - d) -2, +1, +3, -2, -1 e +2.
 - e) -1, +1, -3, +2, -1 e 0.
3. Para as substâncias dadas a seguir, assinale a alternativa na qual se encontra corretamente o estado de oxidação de cada átomo em destaque.



- a) +5, +7, +5, +2
- b) +5, +5, +5, -2
- c) +3, +7, +5, +2
- d) +3, +5, +3, -2
- e) +5, +7, +3, +2

4. Redutores são substâncias que fazem acontecer (1) e, ao mesmo tempo, sofrem oxidação. Visto que redutores sofrem oxidação, no redutor, há uma espécie química cujo Nox aumenta, pois perde elétrons. Oxidantes são substâncias que fazem acontecer (2) e, ao mesmo tempo, sofrem redução. Visto que oxidantes sofrem redução, no oxidante, há uma espécie química cujo Nox diminui, pois ganha elétrons. Das afirmações anteriores, pode-se concluir que, nas reações de (3), ocorre transferência de elétrons do (4) para o oxidante.

Os números 1, 2, 3 e 4 podem ser substituídos, respectivamente, por

- a) redução, redução, oxidação, oxidante.
 - b) redução, oxidação, oxirredução, redutor.
 - c) oxidação, redução, oxirredução, oxidante.
 - d) oxidação, redução, oxidação, redutor.
 - e) oxidação, oxidação, redução, oxidante.
5. Sobre a reação $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$, são dadas as proposições a seguir.
 - I. O manganês sofreu redução.
 - II. O cloro sofreu oxidação.
 - III. Todos os átomos de cloro presentes na reação têm Nox = -1.
 - IV. O manganês obtido nos produtos tem Nox = +2.
 - V. Não houve variação do Nox no manganês.

São corretas as afirmativas

- a) I, II e III.
 - b) II, IV e V.
 - c) III, IV e V.
 - d) I, II e IV.
 - e) I, II, III, IV e V.
6. A água sanitária comercial é uma solução diluída de hipoclorito de sódio (NaClO), obtida ao se passar gás cloro por uma solução concentrada de hidróxido de sódio, de acordo com a seguinte reação:



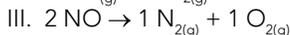
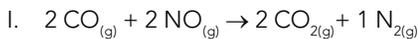
Considerando a reação anterior, é correto afirmar que

- o cloro sofre um desproporcionamento, ou seja, uma auto-oxirredução.
- o hidróxido de sódio é agente oxidante.
- o hidróxido de sódio é agente redutor.
- a reação não é do tipo redox.
- a reação trata de um equilíbrio de precipitação.



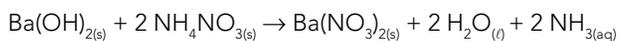
Atividades propostas

- Os conversores catalíticos ou catalisadores, que visam diminuir a poluição atmosférica causada pelos veículos de transporte, são constituídos de modo a forçar os gases que saem do motor do automóvel a passar por uma "colmeia" com um catalisador apropriado que aumenta a velocidade de uma série de reações complexas que transformam gases tóxicos, produtos de combustão (oxidação) incompleta, em gases não tóxicos, produtos de combustão (oxidação) completa, diminuindo a poluição atmosférica. Algumas das reações que transformam os gases tóxicos CO, NO₂ e NO em gases não tóxicos são representadas pelas seguintes equações.



A alternativa que apresenta corretamente os estados de oxidação do nitrogênio na equação I e do carbono na equação II, respectivamente, é

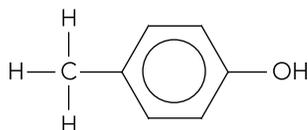
- +2, +4, +2 e 0.
 - 2, -4, +2 e 0.
 - +2, 0, +2 e +4.
 - 0, -2, +2 e +4.
 - 0, +2, +4 e +2.
- A determinação da espontaneidade de transformações químicas é importante para a viabilização econômica de processos químicos, bem como para a compreensão de fenômenos naturais, em particular, processos biológicos. A reação de quantidades estequiométricas de hidróxido de bário sólido com nitrato de amônio sólido, descrita pela equação química a seguir, é capaz de resfriar, até cerca de -20 °C, o recipiente que contém as espécies químicas.



Os estados de oxidação dos nitrogênios presentes na substância reagente são, respectivamente,

- 3 e -3.
- +3 e +3.
- 3 e +5.
- +3 e +5.
- 3 e -5.

- Sobre o para-cresol (1-hidroxil-4-metilbenzeno), cuja fórmula constitucional é dada a seguir, marque a alternativa correta.



- Todos os carbonos apresentam-se com o mesmo estado de oxidação.
- Há seis carbonos híbridos sp² com o mesmo estado de oxidação.
- Apresenta seis carbonos secundários e um primário.
- O carbono saturado apresenta-se com estado de oxidação -3 e hibridação sp³.
- Pertence à função álcool.

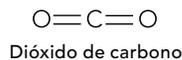
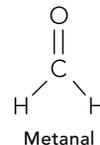
- Observe os íons a seguir.



Com base nas regras de determinação do número de oxidação, o Nox dos átomos dos elementos destacados nesses íons, na ordem apresentada anteriormente, é

- +4; -3; +6; +5; +7.
 - +4; +3; +4; +3; +7.
 - +4; +3; +4; +5; +5.
 - 4; -3; +4; +3; +5.
 - 4; -3; +6; +5; +7.
- O carbono pertence ao grupo 4A da classificação periódica e pode ligar-se tanto a elementos de alta eletronegatividade, como o flúor (4,0) ou o oxigênio (3,5), quanto a elementos mais eletropositivos, como o hidrogênio (2,1) ou o magnésio (1,2). Assim, apesar de o carbono, na maioria dos casos, unir-se por meio de ligações covalentes, ele tem o número de oxidação bastante variável.

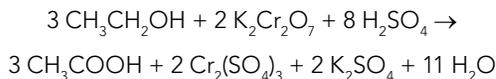
Observe as substâncias representadas a seguir.



Marque a alternativa que apresenta, em ordem, o número de oxidação do carbono nessas substâncias.

- 0, -2, 0, +4, +4
 - 2, +3, 0, -4, +4
 - 0, +2, -2, +4, -4
 - +2, -3, +2, -4, -4
 - 2, -3, 0, +4, -4
- O nitrogênio pode existir na natureza em vários estados de oxidação. Em sistemas aquáticos, os compostos que predominam e que são importantes para a qualidade da água apresentam o nitrogênio com números de oxidação -3, 0, +3 ou +5. Assinale a alternativa que apresenta as espécies contendo nitrogênio com os respectivos números de oxidação, na ordem descrita no texto.
- NH₃, N₂, NO₂⁻, NO₃⁻
 - NO₂⁻, NO₃⁻, NH₃, N₂
 - NO₃⁻, NH₃, N₂, NO₂⁻
 - NO₂⁻, NH₃, N₂, NO₃⁻
 - NH₃, N₂, NO₃⁻, NO₂⁻

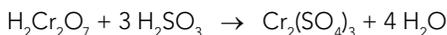
7. O etilômetro (aparelho conhecido como **bafômetro**) é utilizado pelos policiais para o controle do teor de álcool etílico ingerido pelos motoristas, de acordo com a Lei nº 11705 (conhecida como “Lei Seca”). Em um dos tipos de bafômetro, o processo baseia-se na alteração da cor dos sais de cromo, deixando de ser alaranjada e passando a ser verde, em decorrência da seguinte reação:



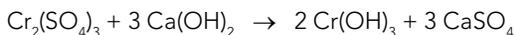
De acordo com a reação química anterior, pode-se afirmar que

- o íon dicromato se oxida e muda de cor.
 - o álcool se reduz e forma o ácido.
 - o número de oxidação dos sais de cromo varia em 5 unidades.
 - o número de oxidação do cromo no reagente é +6 e no produto é +3.
 - o número de oxidação do cromo varia de +7 para +3.
8. Os despejos líquidos das indústrias de couro, tintas e cromagem de metais geram compostos cromados, principalmente na forma de ácido dicrômico, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, que são altamente tóxicos. De acordo com os órgãos de proteção ambiental, esses despejos devem ser tratados quimicamente para evitar o efeito excessivamente poluidor, o que se consegue por meio das reações:

Reação A:



Reação B:

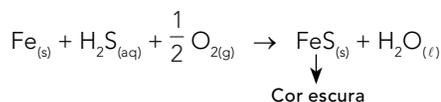


Considerando essas duas reações, analise as seguintes afirmativas.

- No composto $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (reação A), o Nox do cromo é +6.
- O $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (reação A) é a forma menos tóxica do cromo, cujo Nox é -3.
- O S, na reação A, passa do Nox +4 para +6, portanto sofre oxidação.
- Na reação B, o agente redutor é o $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Estão corretas

- apenas I e II.
 - apenas I e III.
 - apenas II e IV.
 - apenas I, III e IV.
 - apenas II, III e IV.
9. Alguns alimentos, a exemplo da cebola, contêm compostos derivados do enxofre e, por isso, provocam escurecimento na faca ao serem cortados. A reação que provoca o escurecimento do metal pode ser representada pela seguinte equação:

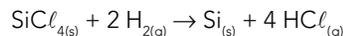


Analisando essa equação, pode-se afirmar que

- o ferro sofreu oxidação, e o enxofre, redução.
- o ferro, ao se transformar em FeS, perde dois elétrons.

- o oxigênio não sofreu variação do seu número de oxidação.
- o H_2S funciona como agente redutor.
- a reação de escurecimento do ferro não é de oxirredução, pois não houve ganho nem perda de elétrons.

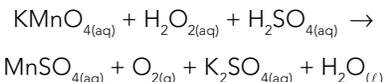
10. Para a fabricação de *chips* utilizados em computadores e calculadoras eletrônicas, é necessária uma forma altamente pura de silício, que pode ser obtida por meio da reação redox representada pela equação:



Considerando essa reação, pode-se dizer que

- o SiCl_4 é o agente redutor, pois seu Nox varia de +4 para zero.
- o SiCl_4 é o agente oxidante, pois seu Nox varia de +4 para zero.
- o $\text{H}_{2(g)}$ é o agente redutor, pois seu Nox varia de +1 para zero.
- o SiCl_4 é o agente oxidante, pois seu Nox varia de -4 para zero.
- o $\text{H}_{2(g)}$ é o agente oxidante, pois seu Nox varia de +1 para zero.

11. O fenômeno da oxirredução ocorre em reações com transferência de elétrons. Sobre a reação do permanganato de potássio com peróxido de hidrogênio em meio ácido, representada pela equação não balanceada a seguir, uma espécie doa elétrons, e a outra recebe esses elétrons de maneira espontânea, o que pode ser verificado pela variação do número de oxidação.



Sobre essa reação, é correto afirmar que:

- o manganês no permanganato de potássio tem Nox +5.
- permanganato de potássio é a substância oxidante.
- ácido sulfúrico é o agente redutor.
- o oxigênio no peróxido de hidrogênio tem Nox médio +1.
- peróxido de hidrogênio é a substância que sofre redução.

12. Os popularmente denominados **fósforos**, que são utilizados para acender fogões de cozinha, são formados por uma mistura dos sólidos clorato de potássio (KClO_3) e trissulfeto de tetrafósforo, P_4S_3 . Por um simples atrito, essa mistura entra em ignição, segundo a equação química a seguir.



Sabendo que o número de oxidação do enxofre no P_4S_3 é -4, encontre o número de oxidação dos elementos assinalados em negrito nas fórmulas dos produtos da equação e indique os átomos dos elementos que sofreram oxidação e redução, respectivamente.

- 1, +4, +5, Cl, P e S.
- 1, +4, +5, P e S, Cl.
- +1, -4, -5, P e S, Cl.
- +5, +4, -5, Cl, P e S.
- 1, +4, +5, K e Cl, S.

Métodos de balanceamento de equações químicas;
Teorias sobre ácidos e bases

Ajustar uma equação química é determinar o coeficiente de cada substância, de modo que o número de entidades químicas de cada elemento seja igual nos dois membros da equação. Existem alguns métodos que permitem determinar os coeficientes de uma equação química. Essa determinação recebe o nome de **balanceamento**. Os principais métodos de balanceamento de equações químicas são:

- método direto ou “por tentativas”;
- método algébrico;
- método da variação do número de oxidação;
- método ion-elétron.

Método direto ou “por tentativas”

O método direto ou “por tentativas” permite o balanceamento de uma equação química por meio de observações e do raciocínio. É um método muito utilizado para as equações químicas mais simples, como síntese, análise, deslocamento (troca simples e troca dupla) e reações de combustão. O método direto baseia-se nas seguintes regras:

- raciocinar com o elemento que apareça apenas em um lugar no primeiro membro e apenas em um lugar no segundo membro da equação química;
- preferir o elemento que possua índices maiores;
- escolhido o elemento, transpor seus índices de um membro para outro, usando-os como coeficientes;
- prosseguir com os outros elementos, usando o mesmo raciocínio, até o final do balanceamento.

Os coeficientes devem ser os menores números inteiros que tornem verdadeira a igualdade de átomos ou íons nos dois membros.

Método algébrico

Esse método pode ser aplicado a qualquer tipo de equação química não iônica. Contudo, ele é evitado sempre que possível, pois seu procedimento é exaustivo.

Procedimentos

- Considerar os coeficientes da equação química como incógnitas algébricas (**x, y, z,...**);
- estabelecer uma equação algébrica para cada elemento, traduzindo a igualdade que deve existir entre o número total de átomos desse elemento no primeiro e no segundo membros da equação;
- resolver o sistema algébrico. Como o sistema algébrico obtido será sempre indeterminado, deve-se atribuir um valor arbitrário a uma das incógnitas (somente uma). Isso pode ser feito porque os coeficientes de uma equação química não são números fixos, mas apenas números que obedecem a uma proporção fixa.

Em uma equação química:

- o número de átomos de cada elemento se conserva;
- a massa se conserva (Lavoisier);
- a carga elétrica se conserva, isto é, a carga elétrica dos reagentes deve ser igual à carga elétrica dos produtos (Princípio da Conservação da Carga).

Método redox ou da equação global

Esse método, também chamado método de variação do número de oxidação, baseia-se no seguinte princípio:

O número de elétrons perdidos pelo agente redutor é igual ao número de elétrons ganhos pelo agente oxidante.

Procedimentos para o balanceamento

- Em primeiro lugar, observar os elementos cujos átomos apresentam variação do Nox.
- Em seguida, calcular a variação total do Nox (Δt) do átomo do elemento oxidado ou reduzido. Use a fórmula seguinte:

$$\Delta t = \Delta \cdot x$$

Varição do Nox Δ Atomicidade do átomo do elemento oxidado ou reduzido x

- Fixados os coeficientes por redox, isto é, pelos valores dos Δt encontrados, prosseguir o balanceamento, usando o método das “tentativas” até o seu final.

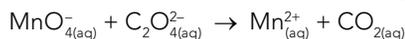
Tome nota

- Às vezes, aparecem equações iônicas. Nesse caso, o procedimento é o mesmo. Ao final do balanceamento, poderão ser utilizadas as cargas dos íons, as quais serão úteis para conferir se a carga do 1º membro está igual à carga do 2º membro (Princípio da Conservação da Carga), ou mesmo para determinar algum coeficiente.
- Algumas vezes, ocorrem equações de autorredox. Nesse caso, só serão tomadas as substâncias do 2º membro, ou seja, o cálculo do Δt será feito no produto oxidado e no produto reduzido.
- Se, na equação, átomos de um mesmo elemento aparecem “fora da linha de redox”, deverá ser calculado o Δt somente naquele átomo que apresentar Nox diferente dos demais átomos desse elemento.

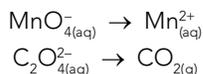
Método ion-elétron ou da equação parcial

O uso de semirreações fornece um método geral para balancear as equações de oxirredução. Como exemplo, considere-se a reação que ocorre entre o íon permanganato (MnO_4^-) e o íon oxalato ($C_2O_4^{2-}$) em soluções aquosas ácidas. Quando o MnO_4^- for adicionado a uma solução de $C_2O_4^{2-}$, a cor

violeta-escuro do íon MnO_4^- desbota. Formam-se bolhas de CO_2 , e a solução torna-se rosa-claro de Mn^{2+} . Pode-se, em decorrência, escrever a equação não balanceada da seguinte forma:



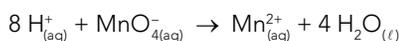
Os experimentos mostram também que H^+ é consumido e H_2O é produzido na reação. Será visto que esses fatos podem ser deduzidos no decorrer do balanceamento da equação. Para completar e balancear a equação pelo método das semirreações, começa-se com a equação não balanceada e escrevem-se as duas equações das semirreações incompletas, uma envolvendo o oxidante, e a outra, o redutor.



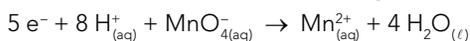
Não se afirma explicitamente qual substância é oxidada e qual é reduzida. Essa informação surge à medida que as semirreações são balanceadas. Pode-se agora completar e balancear as semirreações separadamente. Primeiro, os átomos que estão sofrendo oxidação ou redução são balanceados do mesmo modo. Se a reação ocorre em solução aquosa ácida, H^+ e H_2O podem ser adicionados aos reagentes ou aos produtos para balancear hidrogênio e oxigênio. Analogamente, em solução básica, a equação pode ser completada usando OH^- e H_2O . Essas espécies estão em grande concentração nas respectivas soluções, e seu consumo ou produção pode não ser experimentalmente detectado com facilidade. Na semirreação do permanganato, já se tem um átomo de manganês de cada lado da equação. Entretanto, há quatro oxigênios à esquerda e nenhum à direita; são necessárias, então, quatro moléculas de H_2O entre os produtos, para balancear os quatro átomos de oxigênio em MnO_4^- .



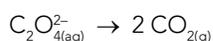
Os oito átomos de hidrogênio introduzidos entre os produtos podem ser balanceados adicionando-se 8 H^+ aos reagentes.



Existem agora números iguais de cada tipo de átomo em ambos os lados da equação, mas a carga ainda precisa ser balanceada. A carga total dos reagentes é $8(+1) + (-1) = +7$, e a dos produtos é $(+2) + 4(0) = +2$. Para balancear a carga, são adicionados cinco elétrons no lado dos reagentes.



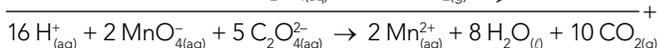
Para a semirreação do oxalato, o balanceamento de massa exige a produção de duas moléculas de CO_2 para cada íon oxalato que reage.



A massa agora está balanceada. Pode-se balancear a carga adicionando dois elétrons aos produtos, fornecendo uma semirreação balanceada.



Agora que há duas semirreações balanceadas, precisa-se multiplicar cada uma delas por um fator apropriado, de tal forma que o número de elétrons ganhos na semirreação seja igual ao número de elétrons perdidos na outra. As semirreações são, em seguida, somadas para fornecer a equação total balanceada. No exemplo, a semirreação de MnO_4^- deve ser multiplicada por 2, e a semirreação de $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, por 5, de tal forma que o mesmo número de elétrons (10) apareça em ambos os lados da equação.



A equação balanceada é a soma das semirreações balanceadas. Os elétrons nos lados do reagente e do produto da equação cancelam-se. Agora é possível conferir a equação balanceada contando os átomos e as cargas: existem 16 H, 2 Mn, 28 O, 10 C e uma carga líquida de +4 em ambos os lados da equação, confirmando que ela está balanceada corretamente. A seguir, há um resumo dos procedimentos para esse tipo de balanceamento.

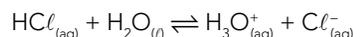
- Dividir a equação global em duas meias-equações (uma envolvendo o elemento que é oxidado; a outra, o elemento que é reduzido).
- Balancear cada meia-equação separadamente, procedendo da seguinte forma:
 - balancear o número de átomos da espécie cujo número de oxidação varia;
 - balancear o oxigênio, adicionando moléculas de H_2O a um lado da meia-equação;
 - balancear o hidrogênio, adicionando íons H^+ ;
 - balancear a carga, adicionando elétrons (elétrons aparecem no lado direito de uma meia-equação de oxidação; na meia-equação de redução, eles aparecem no lado esquerdo).
- Multiplicar as duas meias-equações por números que tornem o ganho em elétrons igual à perda. Adicionar as duas meias-equações, cancelando elétrons.
- Ao balancear a equação para uma solução básica, adicionar íons OH^- em quantidade suficiente (em ambos os lados) para “neutralizar” os íons H^+ , convertendo-os em moléculas de H_2O . Esse procedimento pode ser usado com meias-equações individuais ou com a equação global.
- Conferir a equação final para checar que:
 - o número de átomos de cada elemento em ambos os lados seja o mesmo;
 - a carga líquida seja a mesma em ambos os lados;
 - os coeficientes sejam os menores números inteiros possíveis.

Teorias sobre ácidos e bases

Teoria de Arrhenius – Teoria da Solução Aquosa (1889)

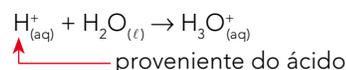
Ácido

Ácido é toda substância que, por adição à água, ioniza-se e aumenta a concentração de íons H_3O^+ , chamado de hidrônio ou hidroxônio:



Tome nota

O nome dado pela IUPAC para o H_3O^+ é **oxônio**, mas o termo **hidrônio** é ainda comumente usado.

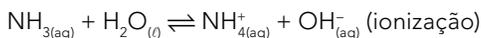
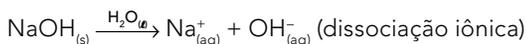


- **Ionização** – É a formação de íons por meio de reação entre a molécula do eletrólito e a molécula da água.

Base

Base é toda substância que, por adição à água, dissocia-se e aumenta a concentração de íons OH⁻, chamado de hidróxido.

Por exemplo:

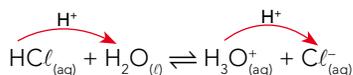


➤ **Dissociação iônica** – É a separação de íons de um retículo cristalino pela ação da água ou do calor (fusão).

Teoria de Brönsted-Lowry – Teoria Protônica (1923)

Ácido

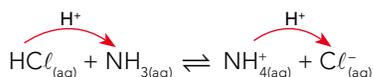
Ácido é toda espécie química (molécula ou íon) que doa próton (H⁺). Por exemplo:



Nessa reação, o HCl_(aq) e o H₃O⁺_(aq) são ácidos, pois doam prótons (H⁺).

Base

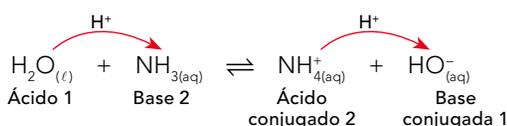
Base é toda espécie química (molécula ou íon) que recebe prótons (H⁺). Por exemplo:



Nessa reação, o NH_{3(aq)} e Cl⁻_(aq) são bases, pois recebem próton (H⁺).

Par conjugado

Par conjugado é um par ácido-base, cujas partes diferem entre si por um próton (H⁺). Por exemplo:

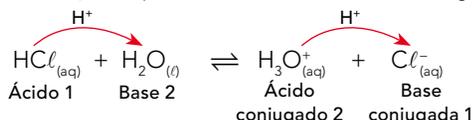


➤ **Pares conjugados**

- ácido 1/ base conjugada 1: H₂O/ OH⁻;
- base 2/ ácido conjugado 2: NH₃/ NH₄⁺.

Força relativa de ácidos e bases de Brönsted-Lowry

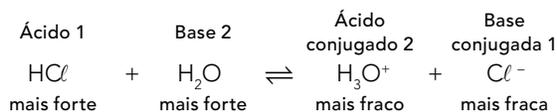
Na Teoria de Brönsted-Lowry, um ácido será mais forte quando mais facilmente ceder próton H⁺, e uma base será mais forte quando mais facilmente receber próton H⁺. Examine a solução aquosa de ácido clorídrico a seguir.



A equação mostra que:

- o ácido HCl cede próton H⁺ mais facilmente que o ácido H₃O⁺. Logo, é mais forte que o ácido H₃O⁺;

- a base H₂O recebe próton H⁺ mais facilmente que a base Cl⁻. Logo, é mais forte que a base Cl⁻.



Tome nota

Essas observações sugerem que:

- quanto mais forte um ácido, mais fraca a sua base conjugada; quanto mais forte uma base, mais fraco o seu ácido conjugado;
- as reações de protólise (transferência de próton H⁺) favorecem a produção do ácido mais fraco e da base mais fraca.

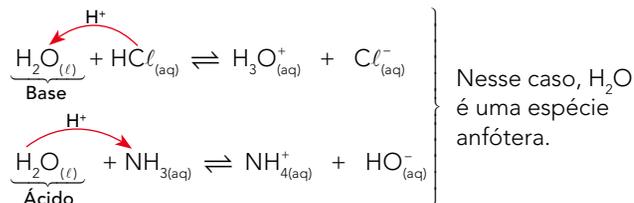
A tabela a seguir apresenta diversos ácidos de Brönsted-Lowry juntamente com as respectivas bases conjugadas, ordenados de acordo com a força correspondente.

Ácido	↑ Forte	↓ Forte	Base conjugada
HClO ₄			ClO ₄ ⁻
H ₂ SO ₄			HSO ₄ ⁻
HCl			Cl ⁻
H ₃ O ⁺			H ₂ O
HSO ₄ ⁻			SO ₄ ²⁻
HF			F ⁻
C ₂ H ₄ O ₂			C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
H ₂ S			HS ⁻
NH ₄ ⁺			NH ₃
HCO ₃ ⁻			CO ₃ ²⁻
H ₂ O			HO ⁻
HS ⁻			S ²⁻

Espécie anfiprótica ou anfótera

Espécies anfipróticas ou anfóteras são espécies químicas que podem doar ou receber prótons (H⁺).

Por exemplo:



Tome nota

São exemplos de espécies anfóteras a água e ânions hidrogenados HSO₄⁻, HCO₃⁻, HS⁻, exceto OH⁻, que é sempre base de Brönsted-Lowry.

Teoria de Lewis – Teoria Eletrônica (1923)

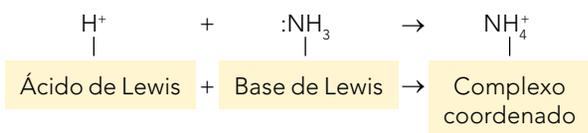
Ácido

Ácido é a espécie química (molécula ou íon) capaz de receber par de elétrons não compartilhados de outra espécie química.

Base

Base é a espécie química (molécula ou íon) capaz de doar par de elétrons não compartilhados a outra espécie química.

Por exemplo:



Tome nota

Os ácidos de Lewis são também chamados de eletrófilos.

Exemplos: AlCl_3 , BF_3 , H^+ , Cl^+ , Fe^{2+} etc.

As bases de Lewis são também chamadas de nucleófilas.

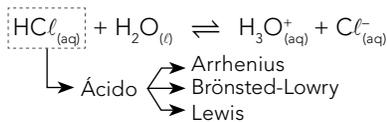
Exemplos: $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$, $\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$, $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$, $\text{C}\equiv\text{N}$, Cl^- etc.

Resumindo as três teorias:

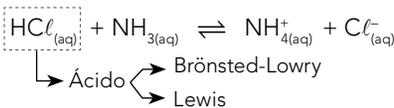
Teoria de	Ácido	Base
Arrhenius	Libera H^+ em água	Libera OH^- em água
Brønsted-Lowry	Doador de H^+	Receptor de H^+
Lewis	Receptor de par de elétrons	Doador de par de elétrons

Saiba mais

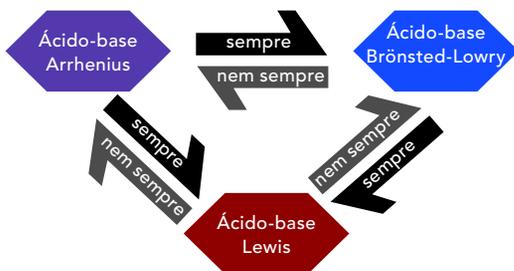
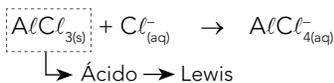
- Todo ácido de Arrhenius é sempre ácido de Brønsted-Lowry e ácido de Lewis.



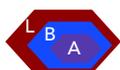
- Todo ácido de Brønsted-Lowry é sempre ácido de Lewis, mas nem sempre é ácido de Arrhenius.



- Um ácido de Lewis nem sempre é ácido de Brønsted-Lowry ou ácido de Arrhenius.



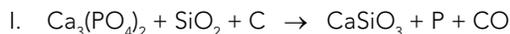
Pensando a relação entre as substâncias esquematizada anteriormente em termos de conjuntos, constrói-se a representação a seguir.



L: Lewis
B: Brønsted-Lowry
A: Arrhenius

Atividades para sala

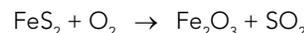
- Na resolução de problemas de Química do tipo cálculos estequiométricos, torna-se necessário ajustar os coeficientes das substâncias presentes na equação a fim de que se possa efetuar os cálculos. Ajustar uma equação química é determinar o coeficiente de cada substância, de modo que o número de entidades químicas de cada elemento seja igual nos dois membros da equação. Em relação a esse assunto são dadas as equações:



Após o devido balanceamento, as somas dos coeficientes dos reagentes da equação I e dos produtos da equação II são, respectivamente,

- a) 9 e 10. c) 10 e 9. e) 7 e 13.
b) 9 e 13. d) 13 e 9.

- Use o método algébrico para fazer o balanceamento da equação a seguir.



A soma dos coeficientes após a equação devidamente balanceada é

- a) 23. c) 25. e) 27.
b) 24. d) 26.

- (ENEM) As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática, basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200 g de dióxido de carbono por km percorrido.

Revista Aquecimento Global, ano 2, n. 8.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano (C_8H_{18}). Por meio da combustão do octano, é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

- a) no processo há liberação de oxigênio, sob a forma de O_2 .
b) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
c) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
d) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 do octano.
e) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 do octano.

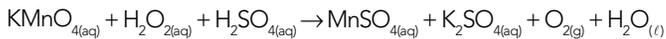
- Os coeficientes da equação a seguir, representados pelos coeficientes literais **a**, **b**, **c**, **d**, **e**, são ajustados, calculando os valores pelo método de oxidação-redução.



Após o ajustamento, os valores encontrados para alguns dos coeficientes são

- a) $a = 4, b = 20, d = 16.$ d) $b = 16, c = 10, d = 20.$
b) $a = 3, c = 8, e = 20.$ e) $b = 4, c = 10, d = 3.$
c) $a = 3, b = 12, e = 12.$

5. O peróxido de hidrogênio dissolvido em água é conhecido como água oxigenada. O KMnO_4 é um agente oxidante, mas também pode atuar como agente redutor, dependendo da reação. Na equação a seguir,



a soma dos coeficientes estequiométricos, após o balanceamento, e o agente oxidante, são, respectivamente,

- a) 26 e KMnO_4 . c) 26 e H_2O_2 . e) 23 e O_2 .
b) 24 e KMnO_4 . d) 24 e H_2O_2 .

6. Faça o balanceamento das seguintes equações iônicas:

- I. $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- + \text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ (meio ácido)
II. $\text{Al}_{(\text{s})} + \text{NO}_{3(\text{aq})}^- \rightarrow \text{NH}_{3(\text{g})} + \text{AlO}_{2(\text{aq})}^-$ (meio básico)

Após I e II estarem devidamente balanceadas, os coeficientes da água são, respectivamente,

- a) 8 e 2. c) 2 e 8. e) 3 e 5.
b) 8 e 3. d) 3 e 8.

7. Analise as equações químicas a seguir.

- I. $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$
II. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$
III. $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$

Considerando os reagentes (à esquerda), são bases de Brønsted-Lowry, nas equações I, II e III, respectivamente,

- a) H_2O , HNO_3 e H_2O .
b) H_2O , H_2O e $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$.
c) H_2O , HNO_3 e $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$.
d) $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, HNO_3 e $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$.
e) H_2O , H_2O e H_2O .

8. As várias substâncias conhecidas na atualidade são possuidoras de muitas propriedades que podem ser divididas em três grupos, a saber: gerais, específicas e funcionais. Na tentativa de classificar os diferentes materiais existentes nas funções ácidos e bases, várias teorias foram sendo propostas, como a de Arrhenius, a de Brønsted-Lowry e a de Lewis. Para as equações A e B a seguir.

- A. $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HCO}_{3(\text{aq})}^-$
B. $\text{NH}_{4(\text{aq})}^+ + \text{CO}_{3(\text{aq})}^{2-} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(\text{aq})} + \text{HCO}_{3(\text{aq})}^-$

Analise as seguintes proposições.

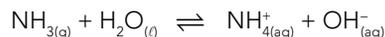
- I. Ambas são de redox, e a H_2O na equação A é base de Arrhenius.
II. Somente na equação A há ácido de Arrhenius.
III. Constituem pares conjugados: $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$, da equação A, e $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{CO}_3^{2-}$, da equação B.
IV. O íon HCO_3^- é base de Brønsted-Lowry na equação A.
V. Na equação A, o equilíbrio está deslocado para a esquerda, enquanto na B encontra-se deslocado para a direita.

De acordo com seus conhecimentos, está correto o que se afirma em

- Dados:** $K_a(\text{H}_3\text{O}^+) > K_a(\text{H}_2\text{CO}_3)$; $K_a(\text{NH}_4^+) > K_a(\text{HCO}_3^-)$.
a) I, II e III. c) III, IV e V. e) todas.
b) II, III e IV. d) II, IV e V.

9. A amônia (NH_3) é um gás incolor e de cheiro irritante, que, quando introduzido na água, origina uma solução denominada amoníaco, utilizada na fabricação de produtos de

limpeza doméstica. Quando dissolvida em água, a amônia sofre ionização, que pode ser representada pela equação a seguir:



Sobre a equação dada, são feitas as proposições a seguir.

- I. NH_3 é base nas teorias de Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis.
II. H_2O , NH_3 e OH^- são nucleófilos.
III. NH_4^+ é ácido da base conjugada NH_3 .
IV. OH^- é base conjugada do ácido H_2O .
V. H_2O e NH_4^+ são eletrófilos.

É correto o que se afirma em

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



Atividades propostas

1. Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso, a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito reduzida, em um composto muito mais solúvel, que é o superfosfato de cálcio. Representa-se esse processo pela equação:



Com base nos seus conhecimentos sobre o balanceamento das equações químicas, é correto afirmar que os valores de **x**, **y** e **z** são, respectivamente,

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

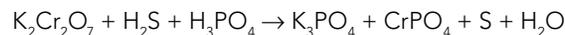
2. A reação do sulfato férrico com água e dióxido de enxofre, produzindo sulfato ferroso e ácido sulfúrico, pode ser representada pela seguinte equação molecular:



Os coeficientes **a**, **b**, **c**, **d** e **f** que equilibram estequiométricamente esta reação, são, respectivamente,

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

3. Observe a equação química a seguir.



O número correspondente à soma dos coeficientes dos reagentes após a equação ser devidamente balanceada é

- a) 20. c) 22. e) 24.
b) 21. d) 23.

4. O ácido nítrico (HNO_3) é um líquido incolor fumegante. Possui cheiro forte e produz irritação, além de ser tóxico e forte oxidante. É um dos ácidos mais antigos que se conhece, tendo sido empregado pelos alquimistas com o nome de *aqua fortis*. É solúvel em água, em todas as proporções, formando um ácido fortíssimo, devido ao seu alto grau de ionização. O ácido nítrico é produzido industrialmente com base na amônia (NH_3) em três etapas, apresentadas pelas seguintes equações:

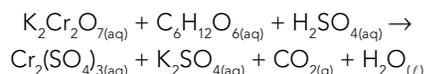
- I. $\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
II. $\text{NO}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{2(\text{g})}$
III. $\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{aq})} + \text{NO}_{(\text{g})}$

Das afirmações feitas, estão corretas

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

12. As reações químicas de oxirredução são importantes no nosso cotidiano; muitas delas fazem parte das funções vitais dos organismos de plantas e animais, como a fotossíntese e a respiração. O cromo trivalente é reconhecido atualmente como um elemento essencial no metabolismo de carboidratos e lipídios, sendo que sua função está relacionada ao mecanismo de ação da insulina. Ao contrário do íon trivalente, no estado de oxidação VI, o cromo é classificado como composto mutagênico e carcinogênico em animais.

A equação química, não balanceada, apresenta a redução do cromo (VI) pela glicose, em meio ácido:



A soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes dessa equação química balanceada é igual a

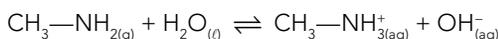
- a) 17. c) 21. e) 25.
 b) 19. d) 23.

13. Sabe-se que, em água, alguns ácidos são melhores doadores de prótons que outros e algumas bases são melhores receptoras de prótons que outras. Segundo Brønsted-Lowry, por exemplo, o HCl é um bom doador de prótons e considerado um ácido forte.

Ainda de acordo com a Teoria de Brønsted-Lowry, pode-se afirmar que

- a) quanto mais forte a base, mais forte é seu ácido conjugado.
 b) quanto mais forte o ácido, mais fraca é sua base conjugada.
 c) quanto mais fraco o ácido, mais fraca é sua base conjugada.
 d) quanto mais forte a base, mais fraca é sua base conjugada.
 e) quanto mais forte o ácido, mais fraco é seu ácido conjugado.

14. O odor do peixe é causado por aminas provenientes da decomposição de algumas de suas proteínas. Esses compostos são básicos, portanto, para retirar o cheiro desagradável das mãos, basta adicionar ácido, como vinagre ou limão. Um dos compostos causadores desse odor é a metilamina, $\text{CH}_3\text{—NH}_2$, cuja equação de ionização em água é dada por:



Sobre a equação, assinale a alternativa correta.

- a) $\text{CH}_3\text{—NH}_2$ e OH^- são bases segundo Arrhenius e Brønsted-Lowry.
 b) H_2O é ácido conjugado da base OH^- .
 c) H_2O e $\text{CH}_3\text{—NH}_3^+$ são ácidos segundo Arrhenius.
 d) $\text{CH}_3\text{—NH}_3^+$ é ácido conjugado da base $\text{CH}_3\text{—NH}_2$.
 e) $\text{CH}_3\text{—NH}_3^+$ e OH^- constituem um par conjugado.

15. Com relação à estrutura das moléculas da trimetilamina e do fluoreto de boro, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ e BF_3 , foram dadas as seguintes proposições.

- I. $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ pode agir como base de Lewis.
 II. BF_3 pode agir como ácido de Brønsted-Lowry.
 III. É possível formar uma ligação simples entre os compostos, uma vez que a trimetilamina possui um par de elétrons e o fluoreto de boro possui um orbital vazio.
 IV. O composto resultante da reação entre a trimetilamina e o fluoreto de boro é um composto covalente.

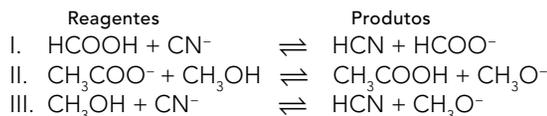
São corretas

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

16. É dada a seguinte tabela de constantes de equilíbrio.

Equilíbrio	Constante de equilíbrio
$\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{O}^-$	$3 \cdot 10^{-16}$
$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	$6 \cdot 10^{-10}$
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$2 \cdot 10^{-5}$
$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$	$2 \cdot 10^{-4}$

Considere agora os equilíbrios a seguir em três soluções aquosas (I, II e III):

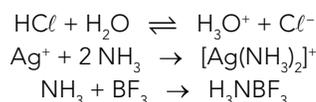


Quando se misturam os reagentes em igual concentração, é favorecida a formação dos produtos apenas em

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

17. No mesmo ano (1923) em que uma definição para ácidos e bases, mais abrangente do que a de Arrhenius, era proposta por Brønsted-Lowry, um novo conceito foi elaborado por Lewis, fundamentado na Teoria Eletrônica da Valência. De acordo com a interpretação de Lewis, uma base é qualquer substância contendo um par de elétrons que possa ser doado para formar uma ligação covalente coordenada, e um ácido, qualquer substância que possa aceitar um par de elétrons para formar tal ligação.

Com base nessa informação, marque a alternativa na qual as espécies químicas presentes nas equações a seguir são ácidos de Lewis.



- a) H_2O , NH_3 e BF_3 .
 b) HCl , Ag^+ e BF_3 .
 c) HCl , NH_3 e BF_3 .
 d) Cl^- , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ e H_3NBF_3 .
 e) H_3O^+ , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ e NH_3 .

18. De acordo com os conceitos de ácidos e bases, analise as seguintes afirmativas.

- I. Ácido de Arrhenius é qualquer substância que, em meio aquoso, recebe prótons.
 II. Base de Arrhenius é qualquer substância que, em água, libera partícula negativa, exclusivamente íon HO^- .
 III. Qualquer espécie química que, em uma reação, ceder prótons será denominada ácido de Brønsted-Lowry.
 IV. Qualquer espécie química que, em uma reação, receber prótons será denominada base de Brønsted-Lowry.
 V. Base de Lewis é toda espécie química receptora de par eletrônico.

São corretas

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

Neste livro:

Módulo 1:	Introdução à Química Orgânica; Estudo das cadeias carbônicas; Estudo das funções orgânicas.....	25
Módulo 2:	Regras gerais de nomenclatura orgânica; Hidrocarbonetos.....	36
Módulo 3:	Álcool, fenol, éter, cetona, aldeído, ácido carboxílico e éster – Nomenclaturas e aplicações.....	48

Composto de carbono

Módulo

1

Introdução à Química Orgânica; Estudo das cadeias carbônicas; Estudo das funções orgânicas

C

7

H

24

Estudo do carbono

O carbono é o elemento central dos compostos orgânicos. Para entender seu comportamento como parte estrutural desses compostos, é necessário um estudo mais aprofundado acerca das características desse elemento, como estrutura eletrônica, geometria, hibridização, tipos de ligações etc. Parte do estudo do carbono, nos compostos orgânicos foi feito por Kekulé e Couper por meio de postulados.

Postulados do carbono

Postulados são observações experimentais acerca das características de alguma coisa, no caso, do elemento carbono.

1º postulado

O carbono é tetravalente em todos os compostos orgânicos.

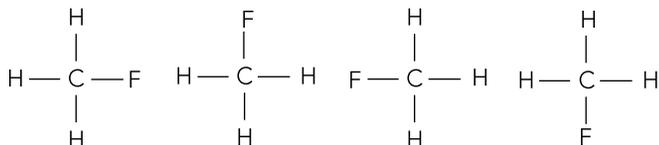
O número de ligações que um elemento pode formar corresponde à valência que ele possui. A valência de um elemento é igual ao número de elétrons necessários para preencher a camada de valência e fazer com que esse elemento adquira a configuração do gás nobre mais próximo.

2º postulado

As quatro ligações do carbono são equivalentes.

No composto CH_3F , no qual, das quatro ligações covalentes, uma encontra-se com um átomo de flúor e as outras três ligações encontram-se com um hidrogênio, esperaria-se a existência de quatro compostos diferentes. No entanto, isso não acontece, pois o carbono apresenta as quatro valências iguais, fazendo com que exista apenas um composto CH_3F .

Caso as quatro valências não fossem equivalentes, existiriam quatro compostos com a fórmula CH_3F :

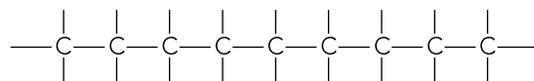


As fórmulas anteriores estão representando o mesmo composto, pois dados experimentais confirmam a existência de somente uma substância com a fórmula CH_3F .

3º postulado

Os átomos de carbono podem ligar-se entre si, formando cadeias.

O carbono é um dos poucos elementos da tabela periódica que possui a propriedade de ligar-se entre si e formar cadeias da maneira mais variada possível (ramificadas, fechadas, abertas etc.). Isso favorece a formação de compostos orgânicos em um número excepcionalmente maior que a dos compostos inorgânicos.



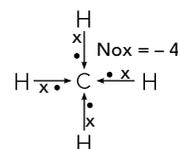
Outros elementos também formam cadeias, mas não tão longas e tão variadas como as do elemento carbono.

Número de oxidação do carbono

Número de oxidação é a medida da carga parcial eletrônica que um átomo possui, quando em um composto, comparado com o átomo no elemento puro.

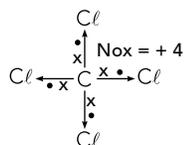
Para determinar o Nox (número de oxidação) do carbono, deve-se estimar a eletronegatividade dos elementos a ele ligados em relação à do carbono.

Por exemplo, no CH_4 , a eletronegatividade do carbono é maior que a do hidrogênio. Isso significa que, na ligação carbono-hidrogênio, o par eletrônico fica "mais próximo" do carbono. Dessa forma, o átomo de carbono **ganha parcialmente** quatro elétrons, apresentando, então, número de oxidação 4- (observe as setas da figura a seguir).



No caso do CCl_4 , o cloro possui eletronegatividade maior que a do átomo de carbono. Desse modo, em cada ligação carbono-cloro, o par eletrônico fica "mais próximo do cloro".

Por essa razão, o átomo de carbono **perde parcialmente** quatro elétrons, apresentando número de oxidação 4+.

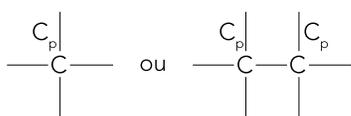


Fazendo-se o mesmo estudo para os compostos CHCl_3 , CH_2Cl_2 , CH_3Cl e outros, verifica-se que o número de oxidação do carbono varia de 4- a 4+, passando por zero.

Classificação do átomo de carbono

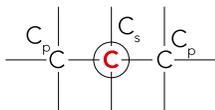
Carbono primário – C_p

O carbono primário se encontra sozinho ou ligado apenas a um outro átomo de carbono.



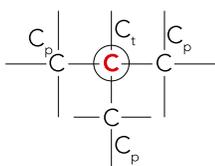
Carbono secundário – C_s

O carbono secundário está ligado a dois outros átomos de carbono.



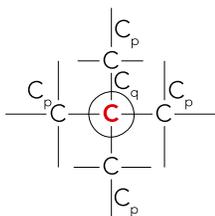
Carbono terciário – C_t

O carbono terciário está ligado a três outros átomos de carbono.



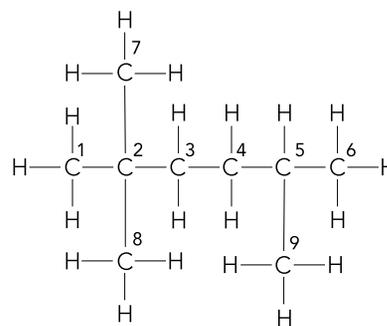
Carbono quaternário – C_q

O carbono quaternário se encontra ligado a outros quatro átomos de carbono.



Exemplo:

Identifique os carbonos primários, secundários, terciários e quaternários do composto a seguir.



Carbonos primários: 1, 6, 7, 8 e 9

Carbonos secundários: 3 e 4

Carbono terciário: 5

Carbono quaternário: 2

Tome nota

A classificação do hidrogênio depende da classificação do carbono ao qual está ligado. O hidrogênio primário é o ligado ao carbono primário, o hidrogênio secundário é o ligado ao carbono secundário, e, por fim, o hidrogênio terciário é o ligado ao carbono terciário.

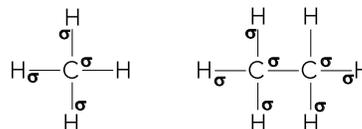
Tipos de ligação do carbono

Foi visto anteriormente que o carbono apresenta quatro elétrons de valência, formando assim quatro ligações covalentes. Quando o carbono se liga a outro elemento (oxigênio, hidrogênio, enxofre etc.) ou a outro átomo de carbono, pode compartilhar um ou mais pares de elétrons, formando ligações simples ou ligações múltiplas (duplas ou triplas) em cadeias carbônicas.

Ligação simples

Quando dois átomos de carbono ou um átomo de carbono e outro elemento compartilham somente um elétron, ligando-se por uma única unidade de valência, formam uma ligação simples. Essa ligação simples é dita do tipo sigma (σ). A representação simbólica é feita por um único traço.

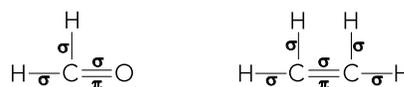
Exemplo:



Ligação dupla

Quando dois átomos de carbono ou um átomo de carbono e um outro elemento compartilham dois elétrons, ligando-se por duas unidades de valência, formam uma ligação dupla. Em uma ligação dupla, uma é do tipo sigma (σ) e a outra é do tipo pi (π). A representação simbólica é feita por dois traços.

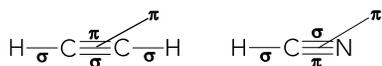
Exemplo:



Ligação tripla

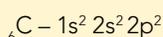
Quando dois átomos de carbono ou um átomo de carbono e outro elemento compartilham três elétrons, ligando-se por três unidades de valência, formam uma ligação tripla. Em uma ligação tripla, uma é do tipo sigma (σ) e duas são do tipo pi (π). A representação é feita por três traços.

Exemplo:



Hibridização, ângulo e geometria

Sabe-se que a configuração eletrônica do carbono é:



Isso sugere que somente os dois elétrons no subnível 2p podem ser usados para formar duas ligações covalentes. No entanto, experimentalmente, observam-se quatro ligações covalentes nos compostos de carbono. Esse impasse foi resolvido por meio de uma teoria chamada de **Teoria da Hibridização**.

A hibridização de orbitais consiste em um rearranjo de orbitais de um mesmo átomo, com energias muito próximas, produzindo novos orbitais equivalentes, de mais baixa energia e com maior estabilidade que os originais.

A tabela a seguir resume o que é necessário saber acerca do tipo de hibridização, ângulo, geometria e tipo de ligação do carbono.

Átomo de carbono	Hibridização	Geometria	Ângulo
	sp^3	Tetraédrica	$109^\circ 28'$
	sp^2	Trigonal plana	120°
	sp	Linear	180°

Classificação das cadeias carbônicas

As cadeias carbônicas dividem-se em dois grandes grupos:

- cadeias abertas, acíclicas ou alifáticas;
- cadeias fechadas ou cíclicas (alicíclicas e aromáticas).

Cadeias abertas, acíclicas ou alifáticas

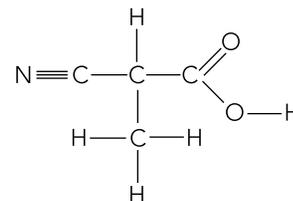
Cadeias abertas, acíclicas ou alifáticas são cadeias em que a sequência de átomos de carbono não forma um anel ou ciclo, ou seja, apresentam extremidades.

A tabela a seguir mostra, de forma resumida, como as cadeias abertas são classificadas.

Quanto ao tipo de ligação entre carbonos

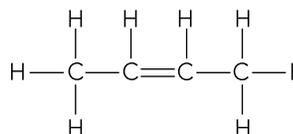
Saturada

Possui apenas ligações sigma entre carbonos.



Insaturada

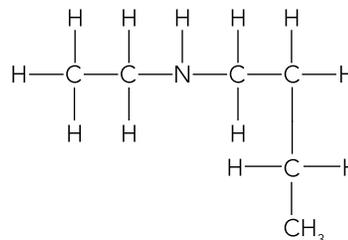
Possui pelo menos uma ligação pi entre carbonos.



Quanto à classificação dos carbonos

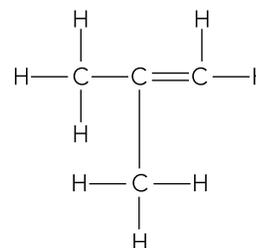
Normal

Apresenta somente duas extremidades.



Ramificada

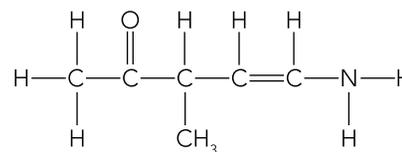
Apresenta mais de duas extremidades.



Quanto à presença de heteroátomo

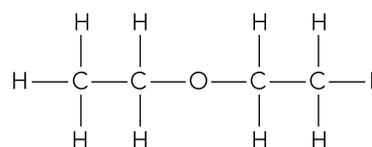
Homogênea

Não possui heteroátomo entre carbonos.



Heterogênea

Possui heteroátomo entre carbonos.



Heteroátomo é todo átomo diferente de carbono entre os carbonos da cadeia. Os principais heteroátomos encontrados nos compostos orgânicos são oxigênio e enxofre (divalentes), nitrogênio e fósforo (trivalentes).

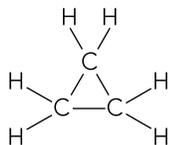
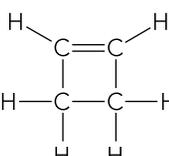
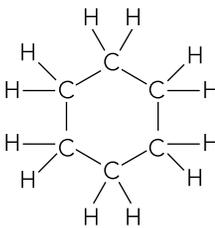
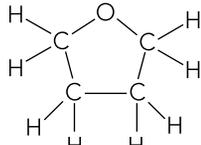
Cadeias fechadas ou cíclicas

As cadeias fechadas se dividem em dois grupos: **cadeias alicíclicas** e **cadeias aromáticas**.

Cadeias fechadas alicíclicas

As cadeias fechadas alicíclicas são cadeias em que a sequência de átomos de carbono forma um ciclo (podendo incluir heteroátomo), no qual não se distingue átomo terminal.

O quadro a seguir mostra a classificação das cadeias fechadas alicíclicas.

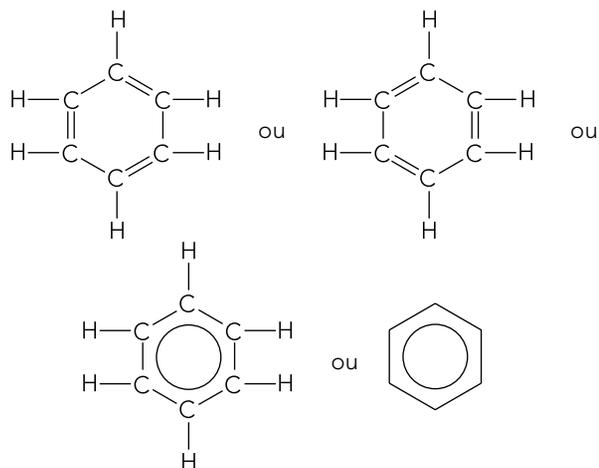
Quanto ao tipo de ligação entre carbonos
<p>Saturada Possui apenas ligações sigma entre carbonos.</p> 
<p>Insaturada Possui pelo menos uma ligação pi entre carbonos.</p> 
Quanto à presença de heteroátomo
<p>Homocíclica Não possui heteroátomo.</p> 
<p>Heterocíclica Possui heteroátomo.</p> 

Cadeias fechadas aromáticas

Cadeias fechadas aromáticas são cadeias fechadas planas, com elétrons pi deslocalizados, que obedecem à Regra de Hückel. Possuem, na maioria das vezes, seis átomos de

carbonos ligados ciclicamente por ligações intermediárias entre simples e duplas, que se originam teoricamente de três duplas ligações alternadas e ressonantes.

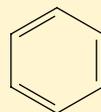
As cadeias aromáticas podem ser representadas de várias formas:



Regra de Hückel

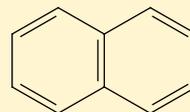
O sistema deve:

- ser cíclico e planar;
- conter elétrons pi deslocalizados no mesmo plano do anel;
- obedecer à Regra de Hückel, na qual o sistema contém $(4n + 2)$ elétrons π , para n um número inteiro (1, 2...).



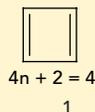
$$4n + 2 = 6$$

$$n = 1$$



$$4n + 2 = 10$$

$$n = 2$$

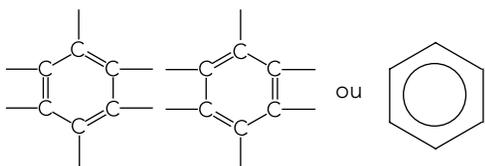
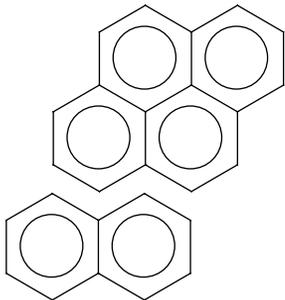


$$4n + 2 = 4$$

$$n = \frac{1}{2}$$

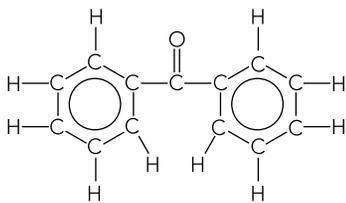
(não aromática, alicíclica)

O quadro a seguir resume a classificação das cadeias fechadas aromáticas.

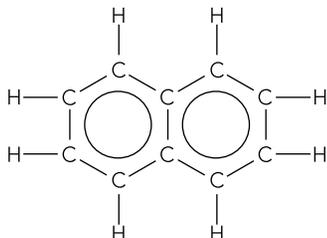
Quanto ao número de núcleos aromáticos
<p>Mononucleares Possuem apenas um núcleo aromático.</p> 
<p>Polinucleares Possuem mais de um núcleo aromático.</p> 

Quanto à disposição dos vários núcleos

Isolados



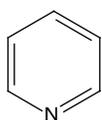
Condensados



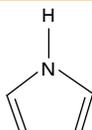
A cadeia aromática recebe os nomes de ciclo aromático, ciclo benzênico, anel aromático, anel benzênico, grupo aromático, grupo benzênico, núcleo aromático ou núcleo benzênico. Toda cadeia cíclica que não é aromática pode ser chamada de alicíclica. Por razões didáticas, considera-se cadeias aromáticas somente as que contêm núcleo benzênico. Entretanto, o conceito de compostos aromáticos é empregado de forma bem mais ampla.

Veja alguns exemplos de cadeias aromáticas heterocíclicas:

Compostos aromáticos heterocíclicos



Piridina



Pirrol



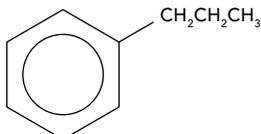
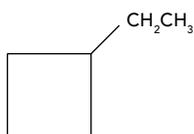
Furano



Tiofeno

Tome nota

Além de serem classificadas em abertas ou fechadas, as cadeias carbônicas podem ser classificadas como **cadeias mistas**. A cadeia mista é formada quando uma parte aberta vem ligada a uma cadeia cíclica.



Funções orgânicas

Quando compostos com propriedades químicas em comum são agrupados, afirma-se que eles pertencem a uma mesma função.

Na Química Orgânica, são encontradas várias funções que caracterizam seus compostos. É possível citar entre elas o ácido carboxílico, o álcool, a cetona e o éter.

Função orgânica é um conjunto de compostos com propriedades químicas em comum.

A existência de um grupo de átomos que ocorre na molécula de todos os compostos de uma mesma função faz com que essas substâncias apresentem propriedades químicas em comum. Esse grupo de átomos arranjados recebe o nome de **grupo funcional**.

Grupo funcional é um grupo de átomos que existe na molécula de todos os compostos de uma mesma função.

Alguns dos principais grupos funcionais que serão estudados e algumas das funções existentes nos principais programas de provas de vestibular estão listados nas tabelas a seguir.

Funções hidrocarboneto

Função		Exemplo
Hidrocarboneto	Alcanos	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ Etano
	Alcenos	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ Eteno (etileno)
	Alcinos	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$ Etino (acetileno)
	Alcadienos	$\text{H} - \text{C} = \text{C} = \text{C} - \text{H}$ H H H Propadieno
	Ciclanos	 Ciclopropano
	Ciclenos	 Ciclobuteno
Hidrocarboneto	Aromáticos	 Metilbenzeno (tolueno)

Funções oxigenadas

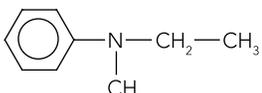
Função	Exemplo
Álcool	$\text{CH}_3 - \text{OH}$ Metanol
Enol	$\text{H} - \text{C} = \text{C} - \text{OH}$ H H Etenol
Fenol	 Hidroibenzeno

Função	Exemplo
Éter	$\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ Metoximetano (éter dimetílico)
Cetona	$\text{CH}_3\text{—C(=O)—CH}_3$ Propanona (dimetil cetona)
Ácido carboxílico	H—C(=O)OH Ácido metanoico
Aldeído	H—C(=O)H Metanal
Éster	H—C(=O)O—CH_3 Metanoato de metila
Anidrido de ácido	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—C(=O)O—C(=O)CH}_3$ Anidrido etanoico-propanoico
Sal de ácido	H—C(=O)ONa Metanoato de sódio
Haleto de ácido	H—C(=O)Cl Cloroeto de metanoíla

Funções sulfuradas

Função	Exemplo
Tioálcool	$\text{CH}_3\text{—SH}$ Metanotiol (metilmercaptana)
Ácido sulfônico	$\text{CH}_3\text{—SO}_3\text{H}$ Ácido metano sulfônico
Tioéter (sulfeto)	$\text{CH}_3\text{—S—CH}_3$ Metil-tio-metano (dimetil sulfeto)

Funções nitrogenadas

Função	Exemplo
Amina	Primária $\text{CH}_3\text{—NH}_2$ Metanamina (metilamina)
	Secundária $\text{CH}_3\text{—NH—CH}_3$ N-metilmetanamina (dimetilamina)
	Terciária  N-etil-N-metilbenzamina (etilfenilmetilamina)

Função	Exemplo
Amida	H—C(=O)NH_2 Metanamida (formamida)
Nitrocomposto	$\text{CH}_3\text{—NO}_2$ Nitrometano
Nitrilo(a)	$\text{CH}_3\text{—CN}$ Cianeto de metila
Isonitrilo(a)	$\text{CH}_3\text{—NC}$ Isocianeto de metila

Funções halogenadas

Função	Exemplo
Haleto orgânico	H—C(H)(Cl)H Clorometano (cloreto de metila)
Composto de Grignard	$\text{CH}_3\text{—MgI}$ Iodeto de metilmagnésio

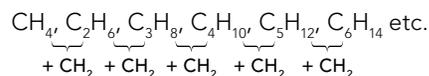
Leitura complementar

Séries orgânicas

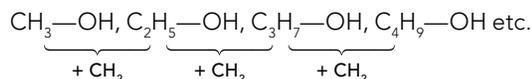
Série é o conjunto de compostos que apresentam certa relação em suas composições. Em Química Orgânica, há três séries: a isóloga, a homóloga e a heteróloga.

- **Série homóloga:** conjunto de compostos orgânicos que pertencem à mesma função orgânica, mas que diferem entre si pelo número inteiro de grupos CH_2 . Observe:

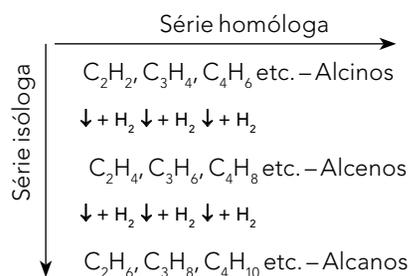
Alcanos



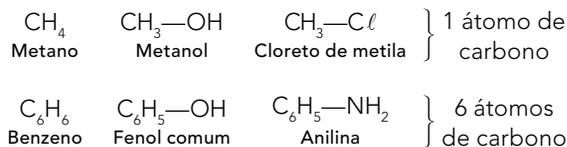
Alcoóis



- **Série isóloga:** conjunto de compostos orgânicos que pertencem à mesma função orgânica, mas que se diferenciam pela quantidade de grupos H_2 . Observe:



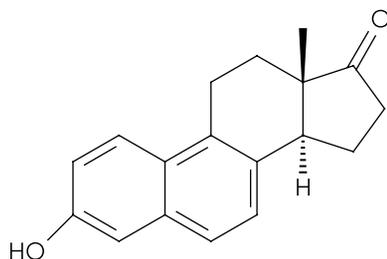
- **Série heteróloga:** conjunto de compostos orgânicos de funções diferentes, que têm em comum o mesmo número de átomos de carbono em suas cadeias. Por pertencerem a funções orgânicas diferentes, os compostos heterólogos apresentam propriedades físicas e químicas também diferentes. Observe:



Atividades para sala

1. A natureza é muito generosa, fornecendo uma riqueza de diversidade estrutural nos produtos naturais que resultam das mais diversas aplicações (farmacológicas, industriais etc.). Essas substâncias aparecem em todas as variações de tamanho e forma, sendo, em geral, biologicamente relevantes e úteis. Um dos trabalhos do químico é inventar novos métodos e estratégias para sintetizar em laboratório substâncias de elevada importância.

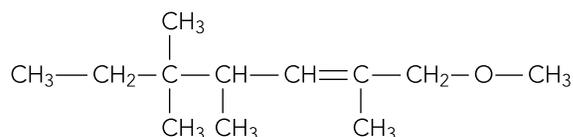
A equilenina, um esteroide estrogênico produzido por cavalos, foi sintetizado em laboratório por Bachmann, em 1939.



Equilenina

Sobre a estrutura da equilenina, marque a alternativa correta.

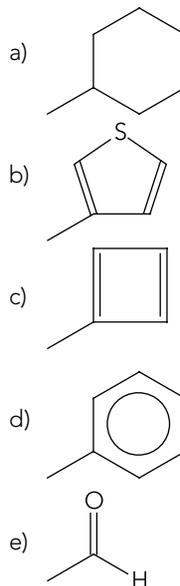
- Apresenta somente carbonos secundários.
 - Possui átomos de carbono com número de oxidação -4 .
 - Possui 12 elétrons pi.
 - Apresenta somente carbonos tetraédricos.
 - Possui somente ligações do tipo sigma.
2. Na estrutura a seguir, as quantidades de carbonos primário, secundário, terciário e quaternário são, respectivamente,



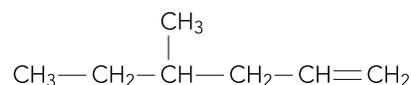
- 6, 3, 2 e 2.
- 6, 2, 2 e 1.
- 7, 2, 2 e 1.
- 5, 4, 3 e 2.
- 5, 3, 3 e 1.

3. (ENEM) A forma das moléculas, como representadas no papel, nem sempre é planar. Em um determinado fármaco, a molécula contendo um grupo não planar é biologicamente ativa, enquanto moléculas contendo substituintes planares são inativas.

O grupo responsável pela bioatividade desse fármaco é



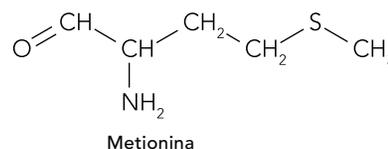
4. Observe a fórmula estrutural plana a seguir.



A cadeia desse composto pode ser classificada como

- acíclica, saturada e ramificada.
 - cíclica, insaturada e ramificada.
 - acíclica, insaturada e ramificada.
 - cíclica, saturada e sem ramificação.
 - heterocíclica, insaturada e ramificada.
5. A metionina é um dos aminoácidos essenciais, os que constroem os blocos de proteínas. Fornece enxofre e outros elementos necessários ao corpo humano para um crescimento e metabolismos normais. Esse aminoácido pertence a um grupo de compostos chamados de lipotrópicos. A metionina ajuda a prevenir a acumulação de gordura no fígado. É também um dos aminoácidos necessários para produzir o mono-hidrato de creatina, um composto essencial para a produção de energia e dos músculos.

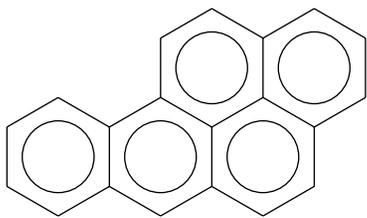
A estrutura da metionina está representada a seguir.



Sobre a metionina, marque a alternativa correta.

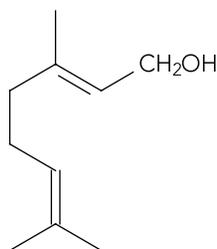
- Apresenta somente átomos de carbono sp^3 .
- Possui cadeia carbônica insaturada.
- Apresenta estrutura heterocíclica.
- Possui somente carbonos primários.
- Apresenta fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{SNO}$.

6. O composto a seguir é o benzopireno, encontrado na fumaça do cigarro, reconhecido como cancerígeno.



Com relação a esse composto, assinale a alternativa correta.

- a) É um hidrocarboneto aromático polinuclear com 20 átomos de carbono.
 b) É um hidrocarboneto aromático polinuclear com 27 átomos de carbono.
 c) É um cicloexano polinuclear com 20 átomos de carbono.
 d) É um cicloexano polinuclear com 27 átomos de carbono.
 e) É um hidrocarboneto aromático polinuclear com os núcleos isolados.
7. (ENEM) Uma forma de organização de um sistema biológico é a presença de sinais diversos utilizados pelos indivíduos para se comunicarem. No caso das abelhas da espécie *Apis mellifera*, os sinais utilizados podem ser feromônios. Para saírem e voltarem de suas colmeias, usam um feromônio que indica a trilha percorrida por elas (composto A). Quando pressentem o perigo, expelem um feromônio de alarme (composto B), que serve de sinal para um combate coletivo. O que diferencia cada um desses sinais utilizados pelas abelhas são as estruturas e funções orgânicas dos feromônios.



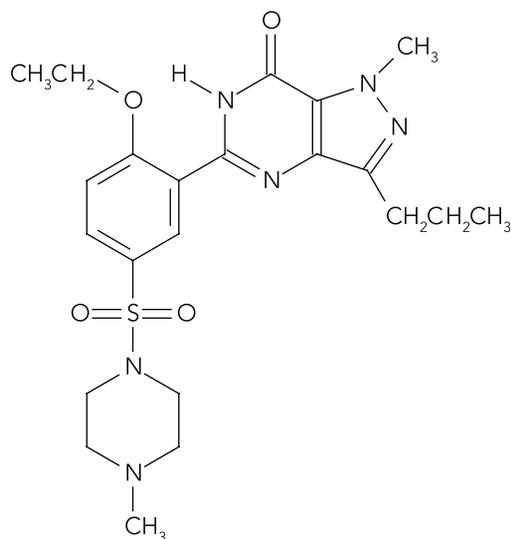
Composto A



Composto B

As funções orgânicas que caracterizam os feromônios de trilha e de alarme são, respectivamente,

- a) álcool e éster.
 b) aldeído e cetona.
 c) éter e hidrocarboneto.
 d) enol e ácido carboxílico.
 e) ácido carboxílico e amida.
8. O Viagra®, principal agente oral contra impotência sexual masculina, é um sal de ácido cítrico e sildenafila, a substância mostrada a seguir.



Assinale a opção que contém três funções orgânicas presentes na sildenafila.

- a) Cetona, éter, amina.
 b) Cetona, hidrocarboneto, amida.
 c) Fenol, éster, amina.
 d) Álcool, amina, amida.
 e) Éter, amina, amida.
9. Com relação aos compostos da tabela a seguir, é correto afirmar que as linhas horizontais e verticais representam, respectivamente, séries

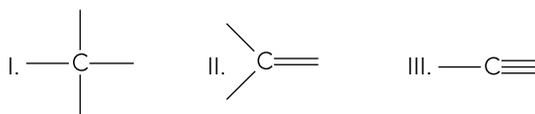
C_2H_6	C_2H_4	C_2H_2
C_3H_8	C_3H_6	C_3H_4
C_4H_{10}	C_4H_8	C_4H_6

- a) heterólogas, isólogas.
 b) heterólogas, homólogas.
 c) homólogas, isólogas.
 d) isólogas, heterólogas.
 e) isólogas, homólogas.



Atividades propostas

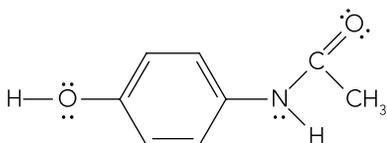
1. Em relação às ligações no átomo de carbono:



Marque a afirmativa correta.

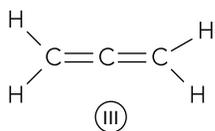
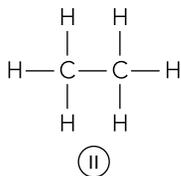
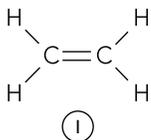
- a) Em II, o carbono apresenta hibridização sp^2 e ângulo 120° entre as valências.
 b) Em I, o carbono apresenta hibridização sp e ângulo $109^\circ 28'$ entre as valências.
 c) Em III, o carbono apresenta hibridização sp^3 e ângulo 180° entre as valências.
 d) Em II, o carbono apresenta hibridização sp^2 e ângulo 180° entre as valências.
 e) Em I, o carbono apresenta hibridização sp^2 e ângulo $109^\circ 28'$ entre as valências.

2. A estrutura do acetaminofen, responsável pela atividade analgésica e antipirética do Tylenol®, é dada a seguir.

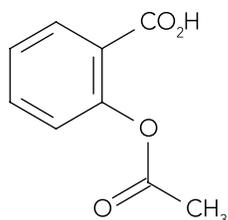


Escolha a opção cujos itens relacionam-se com a estrutura fornecida.

- a) Elétrons π : 6; elétrons não ligantes: 6; carbonos sp^2 : 6; carbonos saturados: 2.
 b) Elétrons π : 8; elétrons não ligantes: 8; carbonos sp^2 : 6; carbonos saturados: 2.
 c) Elétrons π : 8; elétrons não ligantes: 10; carbonos sp^2 : 1; carbonos saturados: 7.
 d) Elétrons π : 6; elétrons não ligantes: 8; carbonos sp^2 : 6; carbonos saturados: 2.
 e) Elétrons π : 8; elétrons não ligantes: 10; carbonos sp^2 : 7; carbonos saturados: 1.
3. Observe os compostos a seguir e marque a alternativa correta.

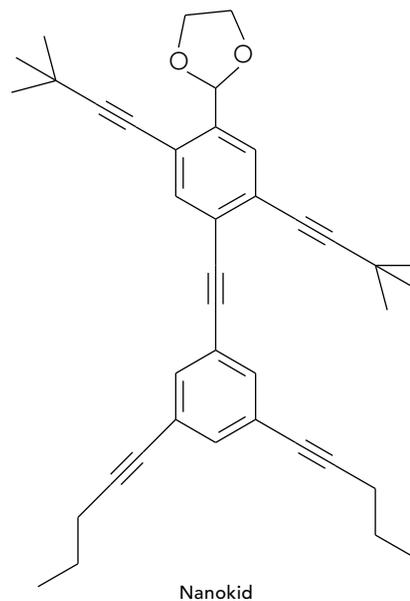


- a) O composto III apresenta seis ligações sigma e duas pi.
 b) O composto II apresenta duas ligações pi e seis ligações sigma.
 c) O composto I apresenta dez ligações sigma e três ligações pi.
 d) No composto I, os átomos de carbono apresentam hibridização sp^3 .
 e) No composto III, os átomos de carbono apresentam hibridização sp^3 .
4. (ENEM) O ácido acetilsalicílico (AAS) é uma substância utilizada como fármaco analgésico no alívio das dores de cabeça. A figura a seguir é a representação estrutural da molécula do AAS.



Considerando-se essa representação, é correto afirmar que a fórmula molecular do AAS é

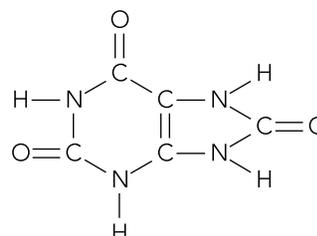
- a) $C_7O_2H_3COOH$.
 b) $C_7O_2H_7COOH$.
 c) $C_8O_2H_3COOH$.
 d) $C_8O_2H_7COOH$.
 e) $C_8O_2H_{16}COOH$.
5. (ENEM) As moléculas de *nanoptians* lembram figuras humanas e foram criadas para estimular o interesse de jovens na compreensão da linguagem expressa em fórmulas estruturais, muito usadas em química orgânica. Um exemplo é o Nanokid, representado na figura a seguir.



CHANTEAU, S. H.; TOUR, J. M.
The Journal of Organic Chemistry, v. 68, n. 23, 2003. (adaptado)

Em que parte do corpo do Nanokid existe carbono quaternário?

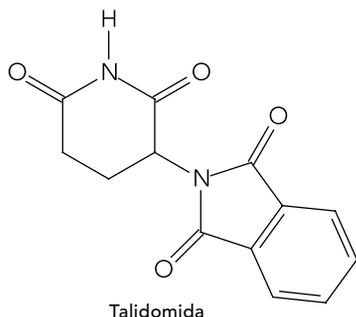
- a) Mãos
 b) Cabeça
 c) Tórax
 d) Abdômen
 e) Pés
6. "Gota" é uma doença caracterizada pelo excesso de ácido úrico no organismo. Normalmente, o ácido úrico é filtrado nos rins e segue para a bexiga, de onde será excretado pela urina. Por uma falha nessa filtragem ou por um excesso de produção, os rins não conseguem expulsar parte do ácido úrico. Essa porção extra volta para a circulação, permanecendo no sangue. A molécula do ácido úrico está apresentada a seguir.



Sobre a fórmula desse composto, é correto afirmar que

- possui anel aromático em sua estrutura.
- apresenta quatro ligações π (pi) e treze ligações σ (sigma).
- é caracterizada por carbonos que apresentam hibridização sp^2 .
- apresenta cadeia carbônica cíclica com dois radicais.
- os heteroátomos não possuem pares de elétrons não ligantes.

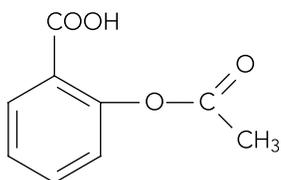
7. O uso da talidomida no tratamento de enjoo e como sedativo durante a gravidez foi relacionado com malformação congênita. Entretanto, essa droga continua sendo utilizada no tratamento de certos casos de hanseníase e, mais recentemente, como uma opção no tratamento da aids.



Talidomida

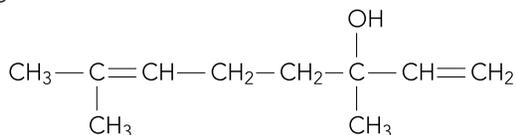
Com base na estrutura da talidomida, representada na figura, assinale a afirmativa correta.

- Todos os átomos de carbono ligados aos átomos de oxigênio apresentam hibridização sp^3 .
 - O composto apresenta três carbonos secundários.
 - As duplas ligações do anel benzênico estão conjugadas, existindo, inclusive, conjugação dessas duplas com as duplas dos grupos $C=O$ diretamente ligados ao referido anel.
 - Na estrutura da talidomida, existem 5 pares de elétrons π .
 - A talidomida apresenta estrutura heterocíclica.
8. Observe a seguir a fórmula do ácido acetilsalicílico, um analgésico de diversos nomes comerciais (AAS, Aspirina, Buferin e outros).



Esse composto apresenta cadeia carbônica

- acíclica, heterogênea, saturada e ramificada.
 - mista, heterogênea, insaturada e aromática.
 - mista, homogênea, saturada e alicíclica.
 - aberta, heterogênea, saturada e aromática.
 - mista, homogênea, insaturada e aromática.
9. O linalol, substância isolada do óleo de alfazema, apresenta a seguinte fórmula estrutural.



Essa cadeia carbônica é classificada como

- acíclica, normal, insaturada e homogênea.
 - acíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
 - alícíclica, ramificada, insaturada e homogênea.
 - alícíclica, normal, saturada e heterogênea.
 - acíclica, ramificada, saturada e heterogênea.
10. Preocupações com a melhoria da qualidade de vida originaram a proposta de substituição do PVC pelo tereftalato de polietileno (PET), menos poluente durante a combustão. Esse polímero está relacionado com os compostos a seguir.

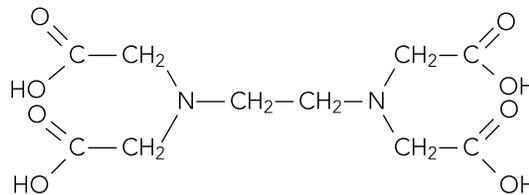
I. Ácido tereftálico:



II. Etileno: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

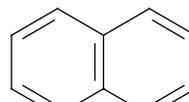
É correto afirmar que I e II têm, respectivamente, cadeia carbônica

- alícíclica e acíclica.
 - saturada e insaturada.
 - heterocíclica e aberta.
 - aromática e insaturada.
 - acíclica e homogênea.
11. O ácido etilenodiaminotetracético, conhecido como EDTA, utilizado como antioxidante em margarinas, possui a seguinte fórmula estrutural.

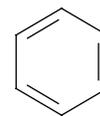


Sua cadeia carbônica é do tipo

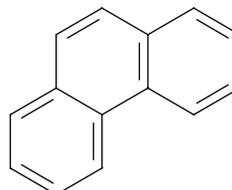
- acíclica, insaturada e homogênea.
 - acíclica, saturada e heterogênea.
 - acíclica, saturada e homogênea.
 - cíclica, saturada e heterogênea.
 - cíclica, insaturada e homogênea.
12. Segundo as estruturas dos compostos descritos a seguir, quais deles não são aromáticos?



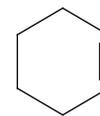
Naftaleno



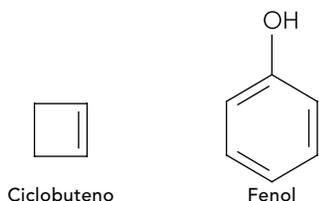
Benzeno



Fenantreno

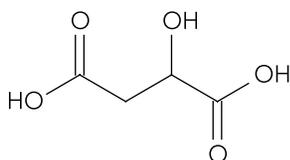


Cicloexeno



- a) Naftaleno e fenantreno.
 b) Cicloexeno e ciclobuteno.
 c) Benzeno e fenantreno.
 d) Ciclobuteno e fenol.
 e) Cicloexeno e benzeno.

13. O ácido málico é um ácido orgânico encontrado naturalmente em algumas frutas como a maçã e a pera. É uma substância azeda e adstringente, sendo utilizada na indústria alimentícia como acidulante e aromatizante. Na estrutura do ácido málico mostrada a seguir, estão presentes, respectivamente, os grupos funcionais e as funções orgânicas

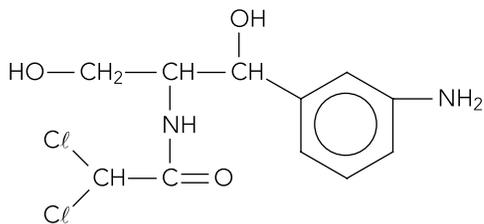


- a) carbonila, carboxila, cetona e ácido carboxílico.
 b) hidroxila, carbonila, álcool e aldeído.
 c) carbonila, carboxila, ácido carboxílico e éster.
 d) carbonila e hidroxila, cetona e éster.
 e) hidroxila e carboxila, álcool e ácido carboxílico.

14. Dos compostos seguintes, o homólogo do etileno (eteno), C_2H_4 , é o

- a) acetileno.
 b) etano.
 c) propano.
 d) propeno.
 e) propadieno.

15. O antibiótico cloromicetina, utilizado para tratar infecções de olhos e ouvidos, possui a seguinte fórmula estrutural:

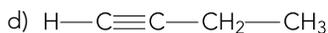


As funções presentes nesse composto, entre outras, são

- a) álcool, cetona e nitrocomposto.
 b) amina, haleto orgânico e álcool.
 c) nitrocomposto, aldeído e cetona.
 d) amida, haleto orgânico e nitrocomposto.
 e) cloreto de ácido, fenol e amina.

16. Um isólogo do but-2-eno de fórmula C_4H_8 é

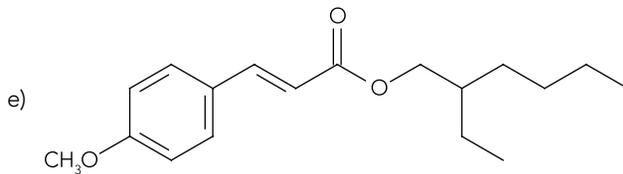
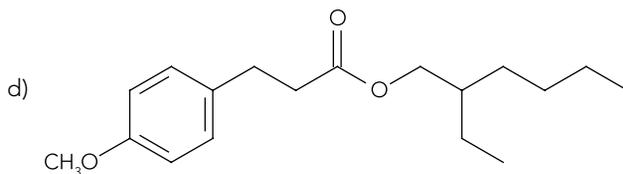
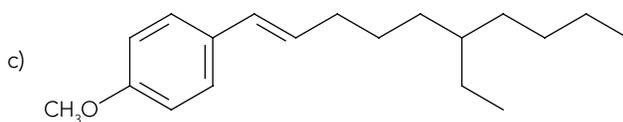
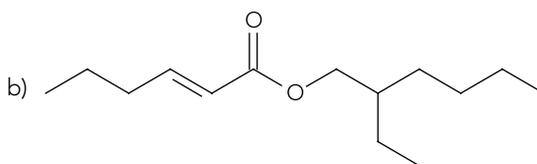
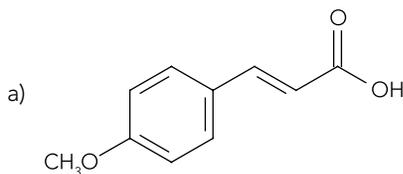
- a) $CH_2=CH-CH_2-CH_3$
 b)



17. Os compostos CH_3-CH_3 e $CH_2=CH_2$ são

- a) metâmeros.
 b) polímeros.
 c) isólogos.
 d) alótropos.
 e) isômeros.

18. (ENEM) O uso de protetores solares em situações de grande exposição aos raios solares, como nas praias, é de grande importância para a saúde. As moléculas ativas de um protetor apresentam, usualmente, anéis aromáticos conjugados com grupos carbonila, pois esses sistemas são capazes de absorver a radiação ultravioleta mais nociva aos seres humanos. A conjugação é definida como a ocorrência de alternância entre ligações simples e duplas em uma molécula. Outra propriedade das moléculas em questão é apresentar, em uma de suas extremidades, uma parte apolar responsável por reduzir a solubilidade do composto em água, o que impede sua rápida remoção quando do contato com a água. De acordo com as considerações do texto, qual das moléculas apresentadas a seguir é a mais adequada para funcionar como molécula ativa de protetores solares?



Composto de carbono

Módulo

2

Regras gerais de nomenclatura orgânica; Hidrocarbonetos

De acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), o nome de um composto orgânico é formado basicamente por três partes:

Prefixo + infixo + sufixo

➤ **Prefixo** – Indica o número de átomos de carbono na cadeia.

Exemplos de alguns prefixos mais usados:

Número de átomos de carbono	Prefixo	Número de átomos de carbono	Prefixo
1	Met	7	Hept
2	Et	8	Oct
3	Prop	9	Non
4	But	10	Dec
5	Pent	11	Undec
6	Hex	12	Dodec

➤ **Infixo** – Indica o tipo de ligação entre os carbonos da cadeia.

Exemplos dos infixos mais usados:

Infixo	Característica
an	Somente ligações simples
en	Uma dupla ligação
dien	Duas duplas ligações
in	Uma tripla ligação
diin	Duas triplas ligações
enin	Uma dupla e uma tripla ligações

➤ **Sufixo** – Indica o tipo de função orgânica.

Exemplos de alguns sufixos:

Função	Sufixo
Álcool	ol
Cetona	ona
Ácido carboxílico	oico
Hidrocarboneto	o

CH_4
 Metano
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{Prefixo: um só carbono} \rightarrow \text{met} \\ \text{Infixo: somente ligações simples} \rightarrow \text{an} \\ \text{Sufixo: função hidrocarboneto} \rightarrow \text{o} \end{array} \right.$

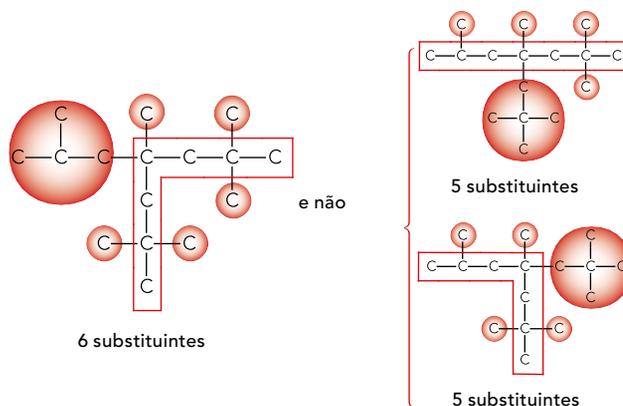
CH_3-CH_3
 Etano
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{Prefixo: dois carbonos} \rightarrow \text{et} \\ \text{Infixo: somente ligações simples} \rightarrow \text{an} \\ \text{Sufixo: função hidrocarboneto} \rightarrow \text{o} \end{array} \right.$

Regras de nomenclatura dos compostos orgânicos

Identificação da cadeia principal

A cadeia principal deve ser a maior possível.

Quando houver mais de uma possibilidade de cadeia principal com o mesmo número de carbonos, deverá ser escolhida a cadeia principal que fornecer o maior número possível de ramificações.



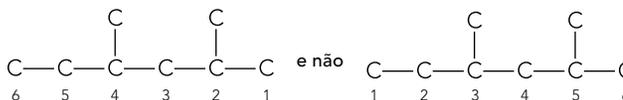
A cadeia principal é aquela que fornece seis substituintes.

Substituintes são os grupos contendo carbono que estão ligados à cadeia principal; muitas vezes são chamados de ramificações.

Numeração da cadeia principal

A numeração da cadeia principal deve ser feita partindo-se da extremidade mais próxima do substituinte.

Exemplo:



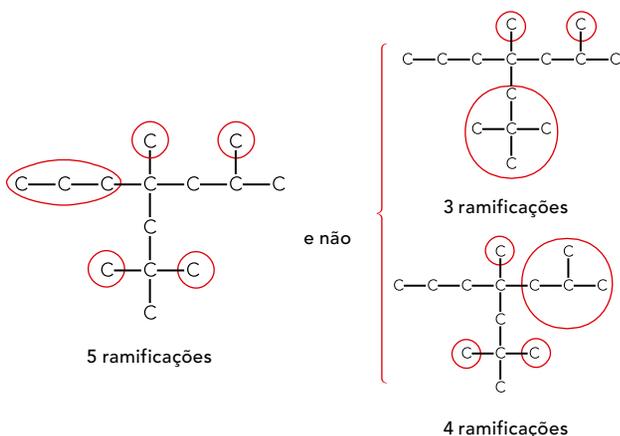
A numeração deve começar da extremidade direita, pois existe um substituinte mais próximo dessa extremidade que da extremidade esquerda.

Tome nota

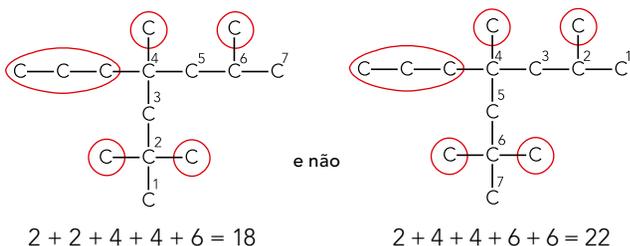
A numeração da cadeia principal também pode ser baseada na Regra de Menor Soma, em que a soma das localizações das ramificações deverá ser a menor possível.

Exemplos:

Determine primeiro a cadeia principal, como sendo aquela que possui o maior número de ramificações possíveis.



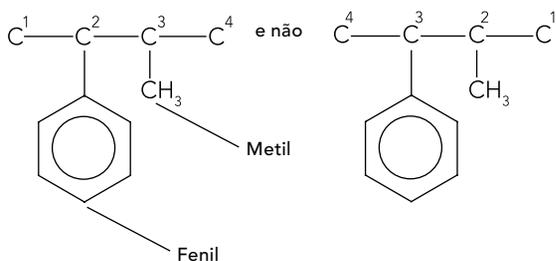
Numere a cadeia principal de forma que a soma das localizações das ramificações forneça o menor número possível.



A numeração correta é a do primeiro composto, pois a soma das localizações dos substituintes é menor.

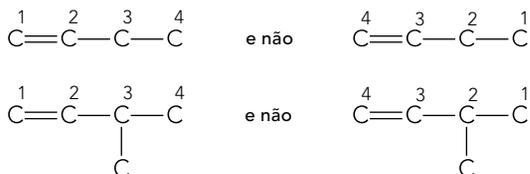
No caso de existirem ramificações diferentes, a uma mesma distância das extremidades, inicia-se a numeração da extremidade mais próxima da ramificação de menor ordem alfabética.

Exemplo:



Existindo insaturação (dupla ou tripla), a numeração deve partir do carbono da extremidade mais próxima da insaturação.

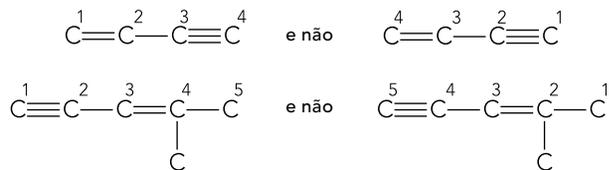
Exemplos:



Apesar de a ramificação estar mais próxima da extremidade esquerda, a numeração inicia-se da direita, pois a insaturação tem prioridade sobre as ramificações.

Quando dupla e tripla ligações vierem em uma mesma cadeia, à mesma distância da extremidade, a numeração se inicia da extremidade mais próxima da dupla ligação.

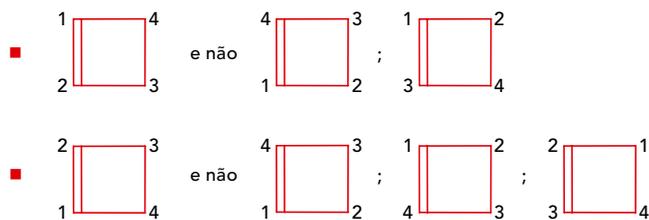
Exemplos:



Apesar de possuir dupla e tripla ligações em uma mesma cadeia, a extremidade da esquerda apresenta-se mais próxima da insaturação.

Quando a numeração for feita em uma cadeia fechada, o carbono 1 (um) deverá ser o carbono da insaturação e o carbono 2 (dois), o da outra extremidade da dupla ligação.

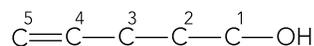
Exemplos:



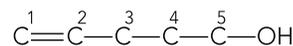
A dupla ligação tem prioridade sobre a ramificação, mas deve receber os menores números possíveis.

Quando a função orgânica não for hidrocarboneto, a numeração da cadeia principal deve prioritariamente iniciar da extremidade mais próxima do grupo funcional.

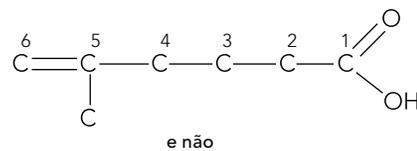
Exemplo:



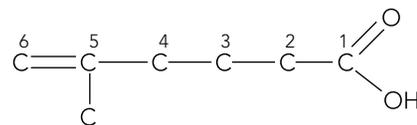
e não



Apesar de existir insaturação nessa cadeia, a numeração deve iniciar da extremidade mais próxima do carbono que contém o grupo funcional.



e não



Mesmo com a dupla ligação e a ramificação mais próxima da esquerda, o grupo funcional tem prioridade sobre a ramificação.

A ordem prioritária de numeração da cadeia principal deve ser feita a partir da extremidade mais próxima do(a):

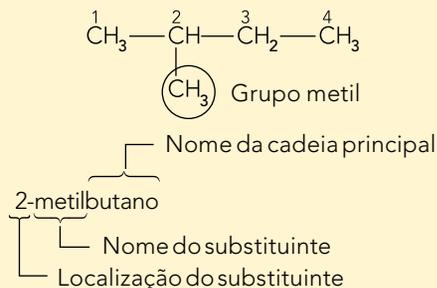
- 1º – Grupo funcional
- 2º – Dupla ligação
- 3º – Tripla ligação
- 4º – Ramificação

Identificação de substituintes

Substituinte é o grupo de átomos que contém carbono e que ficam "pendurados" na cadeia principal. São as ramificações da cadeia principal.

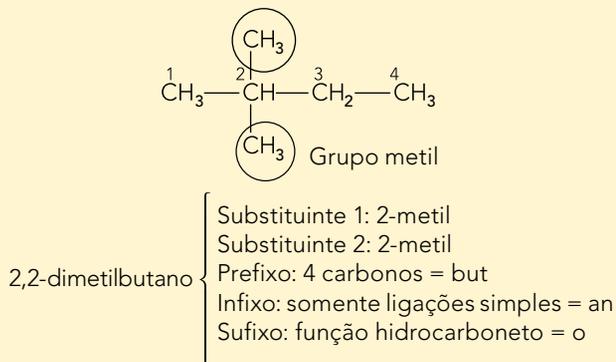
- Uma vez escolhida a cadeia principal, as demais cadeias secundárias serão consideradas substituintes (ou grupos).
- O nome e a localização dos substituintes precedem o nome da cadeia principal.
- Os números que representam a localização são separados entre si por vírgulas e separados do nome por hífen.

Exemplo:



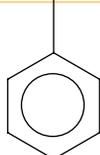
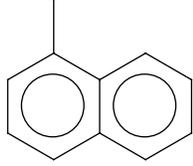
- Os substituintes são escritos em ordem crescente alfabética.
- Caso apareça dois ou mais substituintes iguais em uma mesma cadeia, os números são escritos juntos e o nome do substituinte precede o prefixo **di**, **tri**, **tetra**, e assim sucessivamente.

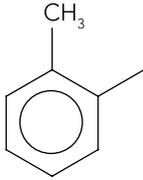
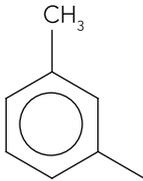
Exemplo:



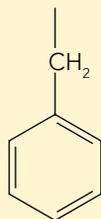
O quadro seguinte resume alguns substituintes mais frequentemente encontrados nos compostos orgânicos.

Classificação	Número de carbonos	Nome do substituinte
Grupos alquilas: Também denominados alcoílas. São grupos monovalentes (possuem uma única valência livre) e saturados. Derivam dos alcanos.	1 carbono $\text{CH}_3 -$	Metil(a)
	2 carbonos $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	Etil(a)
	3 carbonos $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	Propil(a)

Classificação	Número de carbonos	Nome do substituinte
Grupos alquilas: Também denominados alcoílas. São grupos monovalentes (possuem uma única valência livre) e saturados. Derivam dos alcanos.	$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3$	Sec-propil ou isopropil (sec = valência livre no carbono secundário; iso = presença do grupo $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-$)
	4 carbonos $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 -$	Butil(a)
	$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	Sec-butil(a)
	$\text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3$ $ $ CH_3	Terc-butil(a) (terc = valência livre no carbono terciário)
Grupos alquenilas: Grupos monovalentes, derivados de alceno (alqueno).	$\text{CH}_2 = \text{C} -$ $ $ H	Etenil ou vinil(a)
	Grupos alquinilas: Grupos monovalentes, derivados de alcino (alquino).	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} -$
Grupos arilas: Grupos monovalentes, cuja valência livre se encontra em um carbono pertencente a um núcleo aromático.		Fenil(a)
		α -naftil(a)
		β -naftil(a)

Classificação	Número de carbonos	Nome do substituinte
Grupos arilas: Grupos mono- valentes, cuja valência livre se encontra em um carbono pertencente a um núcleo aromático.		Orto-toluil(a)
		Meta-toluil(a)
		Para-toluil(a)

O grupo benzil(a) não é classificado como ramificação arila.



Nomenclatura de hidrocarbonetos

Hidrocarbonetos são compostos que contêm somente carbono e hidrogênio. Podem ser divididos em duas classes principais: hidrocarbonetos acíclicos e hidrocarbonetos cíclicos.

O quadro a seguir resume a classificação dos hidrocarbonetos:

Classe de hidrocarbonetos	Cadeia carbônica	Fórmula geral
Alcano ou parafina	Alifática, saturada	$C_n H_{2n+2}$
Alceno, alqueno ou olefina	Alifática, insaturada por uma dupla ligação	$C_n H_{2n}$
Dieno ou alcadieno	Alifática, insaturada por duas duplas ligações	$C_n H_{2n-2}$
Alcino ou alquino	Alifática, insaturada por uma tripla ligação	$C_n H_{2n-2}$
Cicloalcano, ciclano ou cicloparafina	Alicíclica, saturada	$C_n H_{2n}$
Cicloalceno, ciclano ou cicloolefina	Alicíclica, insaturada por uma dupla ligação	$C_n H_{2n-2}$
Aromático	Aromática	Não possuem

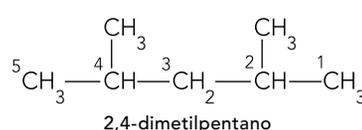
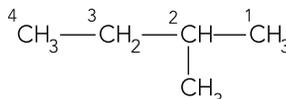
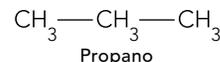
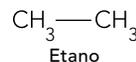
Alcanos

Alcanos são hidrocarbonetos de cadeia aberta e saturados. Obedecem à fórmula geral $C_n H_{2n+2}$.

Os alcanos seguem a seguinte nomenclatura da IUPAC:

Regra geral: prefixo + an + o

Exemplos:

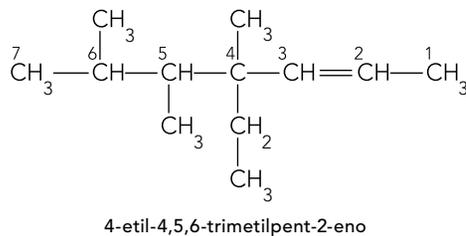
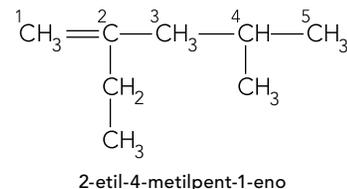
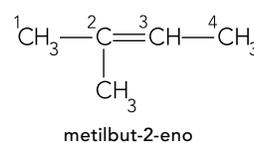
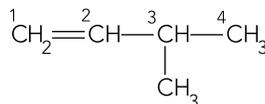


Os prefixos **di-**, **tri-** e **tetra-**, que são usados quando duas ou mais ramificações iguais encontram-se em uma mesma cadeia, não entram para a comparação da ordem alfabética dos nomes dos radicais.

Alcenos ou alquenos

Alcenos são hidrocarbonetos insaturados de cadeia aberta que apresentam uma ligação dupla entre carbonos da cadeia. Obedecem à fórmula geral $C_n H_{2n}$. A nomenclatura IUPAC dos alcenos obedece à seguinte regra:

Regra geral: prefixo + en + o

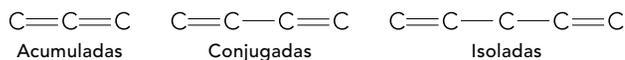


Dienos ou alcadienos

Alcadienos são hidrocarbonetos de cadeia aberta e insaturada com duas ligações duplas entre carbonos. Obedecem a fórmula geral $C_n H_{2n-2}$.

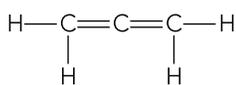
Quando duas ou mais ligações múltiplas estão presentes em uma molécula, é muito comum fazer uma diferenciação entre uma estrutura e a outra, dependendo das posições relativas de suas ligações múltiplas. Duplas ligações são ditas acumuladas quando estão em um mesmo carbono. Quando

as duplas ligações encontram-se alternadas com ligações simples, são chamadas de conjugadas. E, por fim, quando mais de uma ligação simples encontra-se entre duas ligações duplas, são chamadas de isoladas ou não conjugadas.

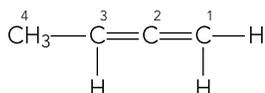


Os alcadienos obedecem à seguinte regra de nomenclatura oficial:

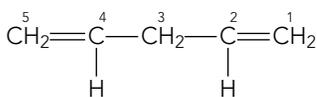
Regra geral: prefixo + dien + o



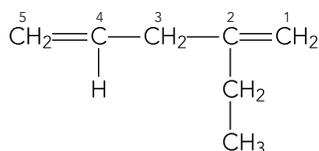
Propadieno



Buta-1,2-dieno



Penta-1,4-dieno



2-etilpenta-1,4-dieno

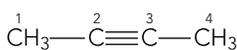
Alcinos

Alcinos são hidrocarbonetos de cadeia aberta e insaturados com uma ligação tripla entre carbonos da cadeia. Obedecem a fórmula geral $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

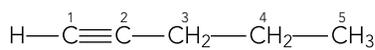
Os alcinos são também chamados de **hidrocarbonetos acetilênicos** (derivados do acetileno).

Os alcinos obedecem à seguinte regra de nomenclatura oficial:

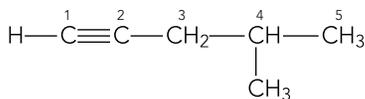
Regra geral: prefixo + in + o



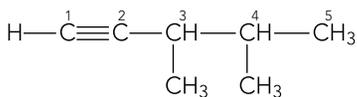
But-2-ino



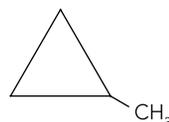
Pent-1-ino



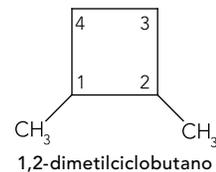
4-metilpent-1-ino



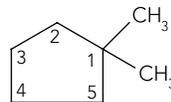
3,4-dimetilpent-1-ino



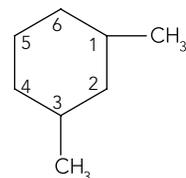
Metilciclopropano



1,2-dimetilciclobutano



1,1-dimetilciclopentano



1,3-dimetilciclohexano

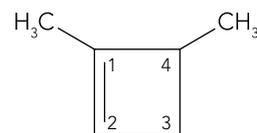
Cicloalcenos ou ciclenos

Cicloalcenos são hidrocarbonetos cíclicos e insaturados com uma ligação dupla entre carbonos da cadeia. Obedecem a fórmula geral $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

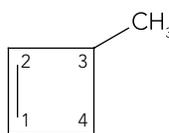
Regra geral: ciclo + prefixo + en + o



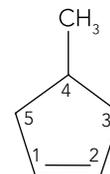
Ciclobuteno



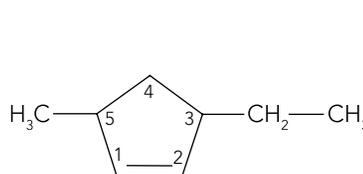
1,4-dimetilciclobuteno



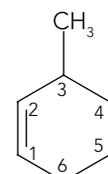
3-metilciclobuteno



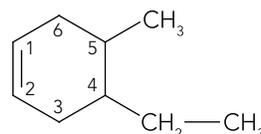
4-metilciclopenteno



3-etil-5-metilciclopenteno



3-metilciclohexeno



4-etil-5-metilciclohexeno

Cicloalcanos ou ciclano

Cicloalcanos são hidrocarbonetos cíclicos e saturados. Obedecem à fórmula geral C_nH_{2n} .

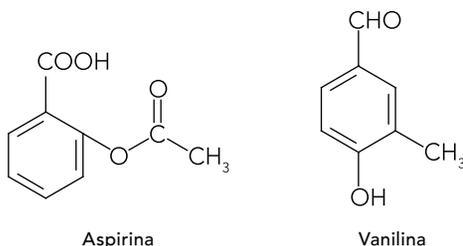
A nomenclatura IUPAC para os cicloalcanos deve obedecer à seguinte regra:

Regra geral: ciclo + prefixo + an + o

- A numeração da cadeia fechada deve começar de um dos carbonos da dupla ligação.
- O carbono número 2 obrigatoriamente deverá ser o da outra extremidade da dupla ligação.
- A numeração deverá ser feita de acordo com a ordem crescente alfabética do nome das ramificações.

Aromáticos

O termo **aromático** significa fragrância. Por essa razão, muitas substâncias que possuem aroma foram classificadas como substâncias aromáticas. Esses compostos contêm um anel benzênico, que pode estar ligado a um ou mais substituintes. As estruturas de alguns compostos contendo anel benzênico são mostradas a seguir.



Atualmente, a classificação dos carbonetos aromáticos não é baseada em sua fragrância ou em seu odor porque muitos compostos que possuem o anel benzênico não mostram fragrância alguma.

A nomenclatura oficial dos hidrocarbonetos aromáticos é:

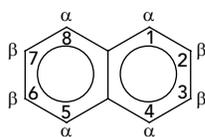
Regra geral: nome do(s) radical(is) + benzeno

Para nomear as cadeias, é necessário seguir os seguintes requisitos:

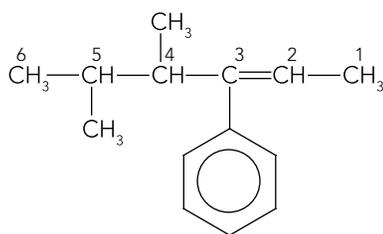
- a cadeia principal é normalmente o próprio benzeno;
- havendo apenas um radical no benzeno, não se faz necessária a numeração;
- havendo dois ou mais radicais no benzeno, numera-se de modo a obter os menores números;
- os termos **orto** (o), **meta** (m) e **para** (p) são usados para indicar a posição de dois ou mais radicais em um anel benzênico:

Orto	Posição 1,2
Meta	Posição 1,3
Para	Posição 1,4

- α e β são símbolos utilizados no naftaleno para diferenciar os radicais derivados:

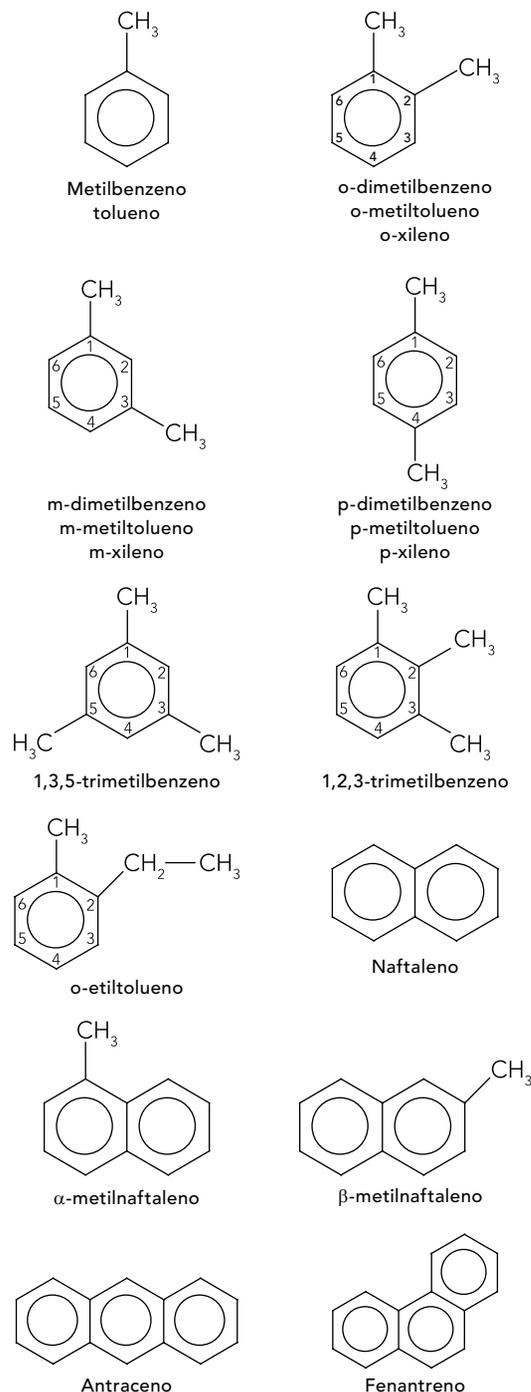


Quando a estrutura ligada ao anel benzênico é muito complexa, é possível inverter e considerar o anel como sendo uma ramificação daquela estrutura.



3-fenil-4,5-dimetil-2-eno

Exemplos:



A presença de hidrocarbonetos no cotidiano

Anteriormente, foram vistas as regras de nomenclatura de diversos tipos de hidrocarbonetos. Conhecer a forma de obtenção e a utilização prática de alguns hidrocarbonetos utilizados no dia a dia é importante para o conhecimento em Química no Ensino Médio.

Alcanos

Os alcanos são obtidos principalmente por meio de fontes não renováveis, como o petróleo e o xisto betuminoso.

Gás natural

O gás natural é uma mistura de hidrocarbonetos leves encontrada no subsolo, na qual mais de 70% do volume é constituído de metano. A composição do gás natural é bastante variável, pois depende de fatores como processamento, transporte e local em que ele é produzido.

É encontrado em rochas porosas, no subsolo, que são isoladas do exterior por rochas impermeáveis e podem ou não estar associadas a depósitos petrolíferos. Esse gás é resultado da degradação da matéria orgânica de forma anaeróbica oriunda de quantidades extraordinárias de micro-organismos que, em eras pré-históricas, acumulavam-se nas águas litorâneas dos mares. Essa matéria orgânica foi soterrada a grandes profundidades, e, por isso, sua degradação se deu fora do contato com o ar, a grandes temperaturas e sob fortes pressões.

Por seu alto poder calorífico, o gás natural é um ótimo combustível, além de ser menos poluente do que os derivados do petróleo. É também um excelente combustível para a indústria petroquímica, já que contém menos impurezas do que o petróleo.

Seu armazenamento pode ser feito na forma líquida à pressão atmosférica. Para tanto, os tanques devem ser dotados de bom isolamento térmico e mantidos à temperatura inferior ao ponto de condensação do gás natural. Nessa forma, o gás natural é chamado de gás natural liquefeito ou GNL.

O gás natural é utilizado nas indústrias, na geração de energia elétrica e, cada vez mais, como combustível para automóveis (gás natural veicular).



Veículo equipado com cilindros de gás natural.

É importante não confundir o **gás natural** (formado principalmente por metano – CH_4) com **gás liquefeito de petróleo** (GLP), que é uma das frações obtidas nas refinarias de petróleo (formado principalmente por butano e propano).

O GLP é engarrafado em botijões, para uso doméstico, ou em recipientes maiores, para cozinhas industriais, para mover empilhadeiras etc. É chamado de liquefeito porque, ao ser comprimido para dentro do botijão, parte do gás passa para o estado líquido – o que é possível perceber ao balançar um botijão, ou mesmo ao observar um isqueiro de plástico transparente.

Metano

O metano (CH_4) é um gás que não possui cor (incolor) nem cheiro (inodoro). Considerado um dos mais simples hidrocarbonetos, possui pouca solubilidade na água e, quando adicionado ao ar, em contato com chama ou faísca, torna-se altamente explosivo.

O metano é produzido por meio dos seguintes processos naturais:

- decomposição de lixo orgânico;
- digestão de animais herbívoros;
- metabolismo de certos tipos de bactérias;
- extração de combustíveis minerais (principalmente o petróleo);
- aquecimento de biomassa anaeróbica.

É encontrado na atmosfera em proporção aproximada de 1,7 p.p.m. Como ele pode ser produzido por meio de matéria orgânica, como madeira, restos de alimentos, bagaço de cana, dejetos de animais, que constituem a biomassa, pode ser chamado de **biogás**. Ao ser colocado no biodigestor, esse material fermenta, produzindo biogás – mistura formada principalmente por metano.

Um dos aspectos negativos do metano é o fato de ele contribuir para a formação do efeito estufa e, conseqüentemente, para o aquecimento global.

Se inalado em grande quantidade, o metano pode causar asfixia, parada cardíaca, inconsciência e até danos no sistema nervoso central.

Alcenos

Os alcenos são hidrocarbonetos de cadeia aberta que apresentam uma dupla ligação entre carbonos da cadeia. O mais simples entre os alcenos é o eteno ou etileno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$).

O etileno é usado:

- **Como anestésico moderado** – Em intervenções cirúrgicas.
- **No amadurecimento de frutas** – Uma prática comum para acelerar o amadurecimento da banana é queimar pó de madeira nas câmaras de armazenamento. Essa queima de serragem libera o etileno, que é indutor do amadurecimento de frutos. Cada fruto em amadurecimento, por sua vez, libera outras quantidades do hormônio, que possivelmente será utilizado em frutos vizinhos, induzindo-os a amadurecerem também.



O amadurecimento da banana é acelerado com a utilização do etileno, que é obtido a partir da queima do pó da madeira.

- **Na obtenção de álcool** – Em presença de ácido sulfúrico, o etileno transforma-se em etanol (álcool comum).
- **Na fabricação do polietileno** – Plástico de amplo uso (as propriedades do polietileno dependem da técnica usada na polimerização).

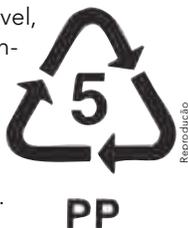


Diversos produtos utilizados no cotidiano são fabricados com a aplicação de polietileno.

O etileno é o quarto produto químico mais fabricado no mundo, ficando atrás apenas do ácido sulfúrico (H_2SO_4), do oxigênio (O_2) e do óxido de cálcio (CaO). O etileno é produzido principalmente pelo **crackamento da nafta** resultante do refino do petróleo e do **tratamento do gás natural**, podendo ainda ser obtido por desidrogenação do etano ou desidratação intramolecular do etanol.

O **polipropileno** é um polímero, reciclável, derivado do propeno. Os materiais que contêm esse tipo de polímero podem ser identificados por meio do símbolo ao lado.

O polipropileno é um tipo de plástico que pode ser moldado usando apenas aquecimento, ou seja, é um termoplástico.

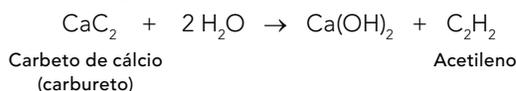


É utilizado principalmente em:

- brinquedos;
- copos plásticos;
- recipientes para alimentos, remédios, produtos químicos;
- fibras;
- saca-rolhas;
- tubos para cargas de canetas esferográficas;
- carpetes;
- material hospitalar esterilizável;
- autopeças (para-choques, pedais, carcaças de baterias etc.).

Alcinos

Os alcinos são hidrocarbonetos com tripla ligação entre carbonos da cadeia. O alcino mais simples e mais importante é o etino ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$), chamado de **acetileno**. Ele é produzido facilmente por meio do contato do carbureto ou carbeta de cálcio com a água:



O carbureto reage facilmente com a água, por isso deve ser guardado em latas bem fechadas, para evitar o contato com a umidade do ar.

O acetileno é um gás incolor, instável, altamente combustível e produz uma chama de elevada temperatura (mais de 3000°C ou 5400°F) em presença de oxigênio. Por esse motivo, o acetileno era utilizado em lanternas para exploração em cavernas. Hoje, é o combustível empregado nos maçaricos oxiacetilênicos, prestando-se por isso à solda e ao corte de metais.

O acetileno é a matéria-prima de solventes industriais, plásticos, fios têxteis, borracha sintética, explosivos, e atua na síntese de compostos orgânicos, como ácido acético e álcool etílico.



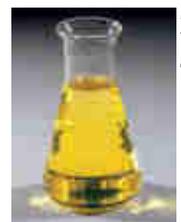
Uso do maçarico em soldas.

Aromáticos

O termo **aromático** vem originalmente de um composto aromático específico, o tolueno, devido ao seu forte odor. Posteriormente, descobriu-se que esses compostos tinham o anel benzênico em sua estrutura, que passou a ser considerado a estrutura fundamental da família dos aromáticos.

Usos do benzeno

O benzeno é líquido, inflamável, incolor e tem um aroma doce e agradável. É um composto tóxico com potencial ação cancerígena, e cujos vapores, se inalados, causam tontura, dores de cabeça e até inconsciência. Se inalados em pequenas quantidades por longos períodos, causam sérios problemas sanguíneos, como a leucopenia, que seria a redução brusca do número de leucócitos no sangue.



É usado como solvente (de iodo, enxofre, graxas, ceras etc.) e como matéria-prima básica na produção de muitos compostos orgânicos importantes, como fenol, anilina, trinitrotolueno, plásticos, gasolina, borracha sintética e tintas.

No início do século XX, o benzeno era usado como uma loção pós-barba devido ao seu aroma agradável. Antes da década de 1920, o benzeno era frequentemente usado como um solvente industrial e removedor de tintas e manchas, especialmente para desengraxe de metais. Com a descoberta de sua toxicidade, o benzeno foi sendo substituído por outros solventes derivados de hidrocarbonetos aromáticos, especialmente o tolueno (metil-benzeno), que tem propriedades físicas similares.

Usos do naftaleno

O naftaleno, conhecido genericamente como naftalina, é um hidrocarboneto aromático cuja molécula é constituída por dois anéis benzênicos condensados. O naftaleno é obtido por destilação do alcatrão da hulha. Hoje em dia, na indústria petroquímica, também se obtém naftaleno a partir do *reforming* catalítico de hidrocarbonetos alifáticos. O naftaleno era usado antigamente como agente antitraça, mas é também um composto de partida para fabricação de muitos produtos químicos, como ácido ftálico, corantes, plásticos, solventes e derivados halogenados do naftaleno (inseticidas, fungicidas e impregnantes para madeira).

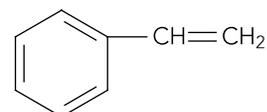


Em relação aos aspectos que envolvem a saúde, a Agência Internacional para Pesquisas sobre o Câncer (IARC) concluiu que o naftaleno é possivelmente um agente cancerígeno para os seres humanos. A exposição a uma grande quantidade de naftaleno pode danificar a produção de glóbulos vermelhos, acarretando anemia hemolítica. Essa anemia acaba por gerar outros problemas, como fadiga, falta de apetite, palidez ou coloração amarelada, inquietação, diarreia, sangue na urina etc.



Atividades para sala

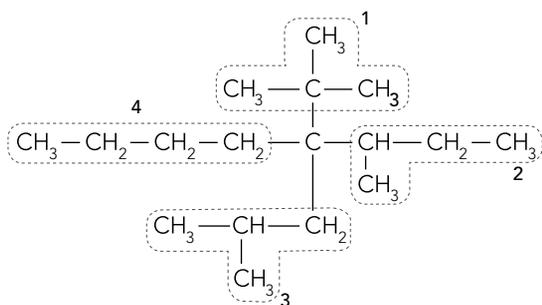
1. O composto a seguir é muito utilizado na indústria petroquímica.



Seu nome oficial é

- a) feniletino.
- b) estireno.
- c) etilbenzeno.
- d) etenilbenzeno.
- e) etinilbenzeno.

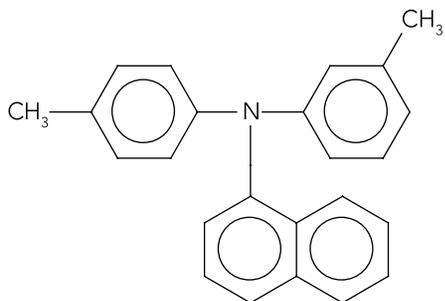
2. Analise o composto a seguir.



Os grupos 1, 2, 3 e 4 são, respectivamente,

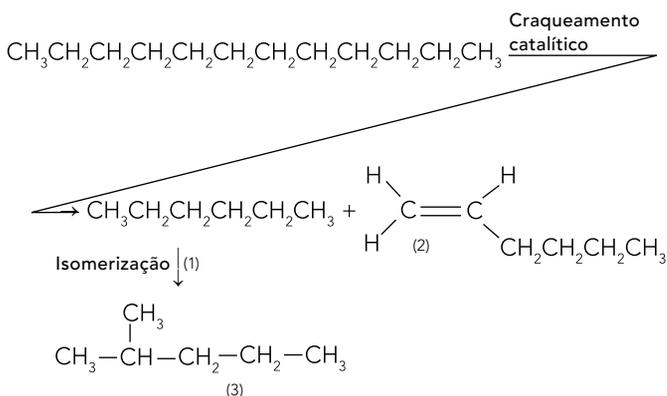
- a) isobutil, sec-butil, terc-butil e butil.
- b) terc-butil, isobutil, butil e sec-butil.
- c) sec-butil, butil, isobutil e terc-butil.
- d) terc-butil, sec-butil, isobutil e butil.
- e) butil, terc-butil, sec-butil e isobutil.

3. Indique a alternativa em que, no composto a seguir, os grupos são ligados ao N.



- a) β-naftil; o-toluil; m-toluil.
- b) β-naftil; m-toluil; p-toluil.
- c) α-naftil; o-toluil; m-toluil.
- d) β-naftil; o-toluil; p-toluil.
- e) α-naftil; m-toluil; p-toluil.

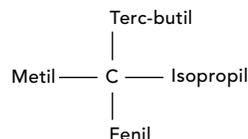
4. O refino do petróleo consiste na conversão de hidrocarbonetos em moléculas comercialmente mais interessantes. Um desses processos é o craqueamento catalítico, no qual um hidrocarboneto é convertido em dois outros de cadeia menor; outro é a isomerização, um processo de reforma catalítica que tem como resultado um hidrocarboneto ramificado. Esses processos podem ser exemplificados no esquema a seguir.



Os nomes dos compostos 1, 2 e 3 são, respectivamente,

- a) hexano, 2-n-butileno, 2-metilpentano.
- b) hexeno, hex-1-ino, 2-metilpentano.
- c) hexano, hex-1-eno, 1,1-dimetilbutano.
- d) hexano, butileno, 1,1-dimetilbutano.
- e) hexano, hex-1-eno, 2-metilpentano.

5. O composto a seguir apresenta, como nomenclatura oficial, o nome



- a) 1,2,2,3,4-pentametil-2-fenil-butano.
- b) 2,3,4,4-tetrametil-3-fenil-pentano.
- c) 3-fenil-2,2,3,4-tetrametil-pentano.
- d) 2,2,3-trimetil-3-etil-octano.
- e) 2,2-dimetil-3-isopropil-3-fenil-butano.

6. No rótulo de um solvente comercial, há indicação de que ele contém apenas hidrocarbonetos saturados e alicíclicos. Com base nessa informação, conclui-se que esse solvente não deverá conter, como um de seus componentes principais, o

- a) tolueno.
- b) hexano.
- c) heptano.
- d) cicloexano.
- e) pentano.

7. (ENEM) A China comprometeu-se a indenizar a Rússia pelo derramamento de benzeno de uma indústria petroquímica chinesa no Rio Songhua, um afluente do Rio Amur, que faz parte da fronteira entre os dois países. O presidente da Agência Federal de Recursos de Água da Rússia garantiu que o benzeno não chegará aos dutos de água potável, mas pediu à população que fervesse a água corrente e evitasse a pesca no Rio Amur e em seus afluentes. As autoridades locais estão armazenando centenas de toneladas de carvão, já que o mineral é considerado eficaz adsorvente de benzeno.

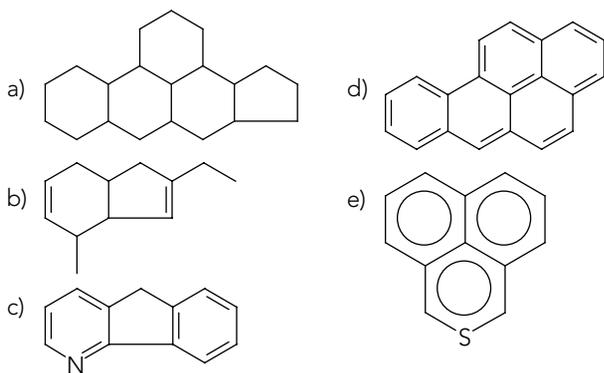
Disponível em: <<http://jbonline.terra.com.br>>. Acesso em: 25 jun. 2008. (adaptado)

Levando-se em conta as medidas adotadas para a minimização dos danos ao ambiente e à população, é correto afirmar que

- a) o carvão mineral, ao ser colocado na água, reage com o benzeno, eliminando-o.
- b) o benzeno é mais volátil que a água e, por isso, é necessário que esta seja fervida.
- c) a orientação para se evitar a pesca deve-se à necessidade de preservação dos peixes.
- d) o benzeno não contaminaria os dutos de água potável, porque seria decantado naturalmente no fundo do rio.
- e) a poluição causada pelo derramamento de benzeno da indústria chinesa ficará restrita ao Rio Songhua.

8. Além do impacto ambiental agudo advindo do derramamento de grandes quantidades de óleo em ambientes aquáticos, existem problemas a longo prazo associados à presença, no óleo, de algumas substâncias como os hidrocarbonetos policíclicos aromáticos, mutagênicos e potencialmente carcinogênicos. Essas substâncias são muito estáveis no ambiente e podem ser encontradas por longo tempo no sedimento do fundo, porque gotículas de óleo, após adsorção por material particulado em suspensão na água, sofrem processo de decantação.

Um agente mutagênico, com as características estruturais citadas no texto, apresenta a seguinte fórmula:



9. Analise os seguintes hidrocarbonetos e assinale a alternativa correta.

I. CH_4 II. C_3H_8 III. C_5H_{12} IV. C_7H_{16}

- O GNV (gás natural veicular) é formado principalmente pelo hidrocarboneto II.
- O hidrocarboneto III é o principal constituinte da gasolina.
- A principal fonte dos biodigestores é o hidrocarboneto IV.
- O hidrocarboneto I pode ser formado nos aterros sanitários.
- O GLP (gás liquefeito do petróleo) é o resultado da mistura dos compostos II e III.

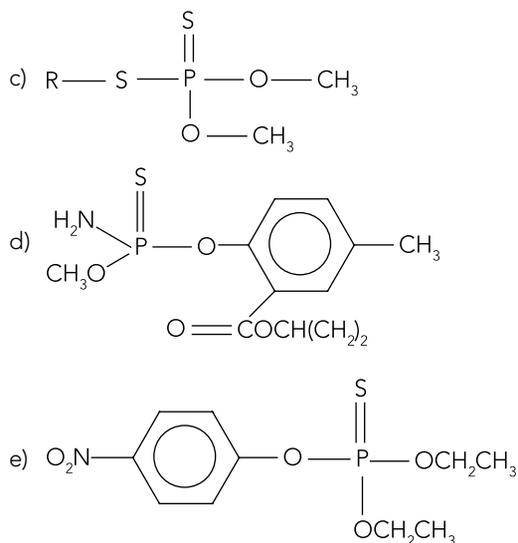
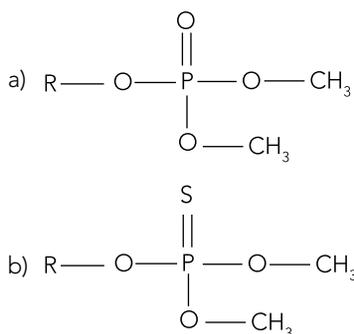


Atividades propostas

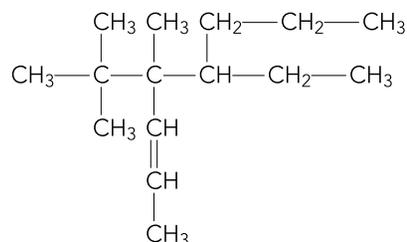
1. (ENEM) Os pesticidas modernos são divididos em várias classes, entre as quais se destacam os organofosforados, materiais que apresentam efeito tóxico agudo para os seres humanos. Esses pesticidas contêm um átomo central de fósforo ao qual estão ligados outros átomos ou grupo de átomos como oxigênio, enxofre, grupos metoxi ou etoxi, ou um radical orgânico de cadeia longa. Os organofosforados são divididos em três subclasses: Tipo A, na qual o enxofre não se incorpora na molécula; Tipo B, na qual o oxigênio, que faz dupla ligação com fósforo, é substituído pelo enxofre; e Tipo C, na qual dois oxigênios são substituídos por enxofre.

BAIRD, Colin. *Química ambiental*. Bookman, 2005.

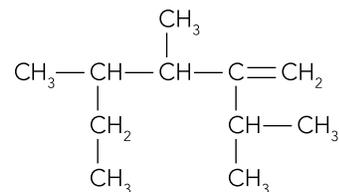
Um exemplo de pesticida organofosforado Tipo B, que apresenta grupo etoxi em sua fórmula estrutural, está representado em



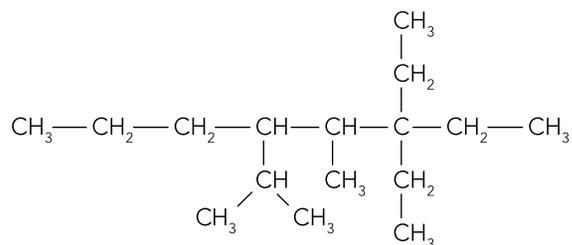
2. Analise a fórmula estrutural a seguir e indique o nome correto da ramificação que está posicionada no carbono 4 da cadeia principal.



- Etil
 - Butil
 - Terc-butil
 - Sec-butil
 - Propil
3. Sobre o composto, cuja fórmula estrutural é dada a seguir, assinale a afirmativa correta.

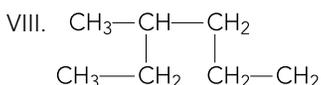
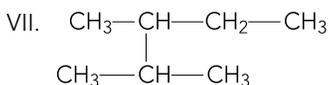
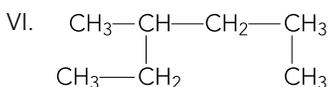
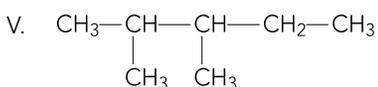
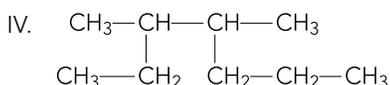
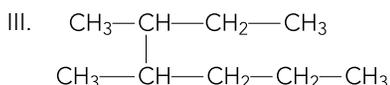
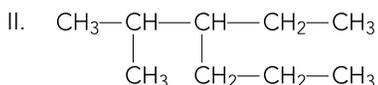
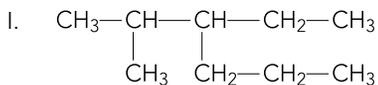


- Possui três ramificações diferentes entre si, ligadas à cadeia principal.
 - Possui um total de cinco carbonos secundários.
 - Possui cadeia carbônica alicíclica.
 - Apresenta sete carbonos na cadeia principal.
 - Possui um grupo metil ligado ao carbono número quatro da cadeia principal.
4. Em relação ao composto que apresenta a estrutura a seguir, assinale a afirmativa correta.



- É um alqueno.
- Apresenta um radical n-propila ligado ao carbono 4.
- Apresenta 2 radicais propila.
- Apresenta 3 radicais etila.
- Apresenta 2 radicais etila.

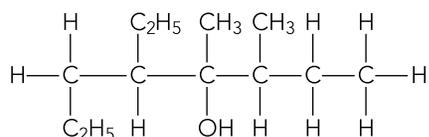
5. O reconhecimento da cadeia principal de um composto é o início para a determinação de sua nomenclatura. Existem regras para identificar a cadeia principal.



Com base na identificação de cada composto anterior, indique quais compostos são iguais.

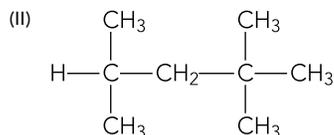
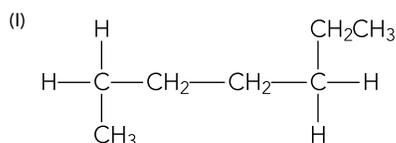
- V e VI.
- VII e VIII.
- V e VII.
- II e III.
- I e IV.

6. A nomenclatura para o seguinte composto, segundo as regras estabelecidas pela IUPAC, é



- 1,2-etil-3,4-dimetilhexan-3-ol.
- 1,2-dietil-3,4-dimetilhexan-3-ol.
- 1,2-dietil-3,4-dimetilhexen-3-ol.
- 5-etil-3,4-dimetiloctan-4-ol.
- 5,6-dietil-3,4-dimetilhexan-4-ol.

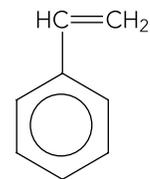
7. Um dos parâmetros utilizados para avaliar a qualidade da gasolina é o índice de octano. Esse índice é estabelecido com base em uma escala arbitrária em que ao composto (I) é atribuído o valor 0 (zero), e ao composto (II), o valor 100 (cem).



Os nomes sistemáticos dos compostos (I) e (II) são, respectivamente,

- 1-metil-4-etilbutano e 1,1,3,3-tetrametilbutano.
- heptano e 2,2,4-trimetilpentano.
- 1-etil-4-metilbutano e 2,2,4,4-tetrametilbutano.
- heptano e 2,4,4-trimetilpentano.
- 4-etil-1-metilbutano e 1,1,3,3-tetrametilbutano.

8. Na construção civil, o isopor tem sido utilizado ultimamente como isolante térmico. Sua obtenção se dá por meio do tratamento do poliestireno com gases, o qual, por sua vez, é obtido do estireno, cuja estrutura está apresentada ao lado.



Outra denominação válida para esse composto é

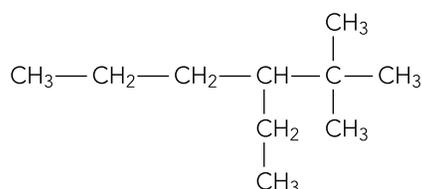
- metilbenzeno.
 - etilbenzeno.
 - xileno.
 - antraceno.
 - vinilbenzeno.
9. Nas colunas a seguir, encontram-se as denominações de hidrocarbonetos (esquerda) e as fórmulas moleculares (direita).

I – Alcano	A – C ₆ H ₆
II – Alceno	B – C ₃ H ₄
III – Alcino	C – C ₃ H ₆
IV – Aromático	D – C ₃ H ₈

Associando cada fórmula molecular à respectiva função, a coluna da direita, preenchida de cima para baixo, deve ter a sequência

- I–A, II–B, III–C, IV–D.
- II–A, III–B, IV–C, I–D.
- III–A, IV–B, I–C, II–D.
- IV–A, III–B, II–C, I–D.
- IV–A, I–B, II–C, III–D.

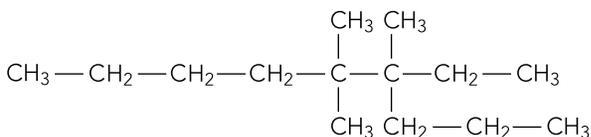
10. Considere o composto a seguir.



Os nomes dos grupos ligados ao carbono terciário são

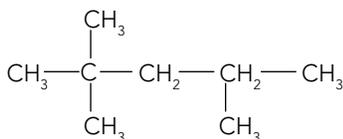
- a) etil, propil e t-butil.
- b) etil, propil e s-butil.
- c) metil, etil e propil.
- d) metil e 3-hexil.
- e) etil, propil e isobutil.

11. A nomenclatura para a seguinte estrutura é



- a) 5,5,6-trimetil-6-propiloctano.
- b) 5,5-dimetil-6,6-metil-propiloctano.
- c) 6-etil-5,5,6-trimetilnonano.
- d) 3,4,4-trimetil-3,-propiloctano.
- e) 4-etil-4,5,5-trimetilnonano.

12. A qualidade de uma gasolina pode ser expressa pelo seu índice de octanagem. Uma gasolina de octanagem 80 significa que ela se comporta, no motor, como uma mistura contendo 80% de iso-octano e 20% de heptano. Observe a estrutura do iso-octano.



De acordo com a nomenclatura IUPAC, esse hidrocarboneto é o

- a) iso-propilpentano.
- b) propilpentano.
- c) 2,4,4-trimetilpentano.
- d) 2,2,4-trimetilpentano.
- e) trimetil-isopentano.

13. Desde a Revolução Industrial, a concentração de CO₂ na atmosfera vem aumentando, como resultado da queima de combustíveis fósseis em grande escala para a produção de energia. A tabela a seguir apresenta alguns dos combustíveis utilizados em veículos. O poder calorífico indica a energia liberada pela combustão completa de uma determinada massa de combustível.

Combustível	Fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	Poder calorífico (kJ/g)
Álcool combustível	C ₂ H ₅ OH	46	30
Gasolina	C ₈ H ₁₈	114	47
Gás natural	CH ₄	16	54

Considerando a combustão completa desses combustíveis, é possível calcular a taxa de energia liberada por mol de CO₂ produzido. Os combustíveis que liberam mais energia são, em ordem decrescente,

- a) gasolina, gás natural e álcool combustível.
- b) gás natural, gasolina e álcool combustível.
- c) álcool combustível, gás natural e gasolina.
- d) gasolina, álcool combustível e gás natural.
- e) gás natural, álcool combustível e gasolina.

14. (ENEM) O Brasil tem investido em inovações tecnológicas para a produção e comercialização de maçãs. Um exemplo é a aplicação do composto volátil 1-metilciclopropeno, que compete pelos sítios de ligação do hormônio vegetal etileno nas células desse fruto.

Disponível em: <<http://revistaseletronicas.pucrs.br>>. Acesso em: 16 ago. 2012. (adaptado)

Com base nos conhecimentos sobre o efeito desse hormônio, o 1-metilciclopropeno age retardando o(a)

- a) formação do fruto.
- b) crescimento do fruto.
- c) amadurecimento do fruto.
- d) germinação das sementes.
- e) formação de sementes no fruto.

15. O gás liquefeito de petróleo (GLP) é uma fração de destilação constituída essencialmente de

- a) metano.
- b) propano e butano.
- c) hexanos.
- d) metano, etano e propano.
- e) hidrocarbonetos parafínicos com até dez carbonos na molécula.

16. A utilização do gás natural como combustível é uma das alternativas que têm sido propostas para a diminuição da poluição. Esse mesmo gás pode ser obtido por fermentação anaeróbia de material orgânico encontrado no lixo.

O gás em questão, hidrocarboneto de menor massa molar, é o

- a) metano.
- b) propano.
- c) etileno.
- d) benzeno.
- e) acetileno.

17. São três substâncias, que, nas condições ambientes, encontram-se no estado gasoso. A 1ª é utilizada como combustível, por meio do gás de rua e do gás natural; a 2ª é utilizada em maçarico oxiacetilênico, empregado no corte e na solda de metais; e a 3ª é o agente responsável pelo amadurecimento de frutas. Suas fórmulas moleculares são, respectivamente,

- a) C₂H₆, C₃H₈, CO₂.
- b) CH₄, CO₂, C₂H₆.
- c) CO, C₂H₂, C₂H₆.
- d) CH₄, C₂H₂, C₂H₄.
- e) CH₄, C₂H₆, C₂H₂.

18. O benzeno e o ciclo-hexano são solventes utilizados em laboratório. Comparando as características desses dois compostos, indique a alternativa que contém a afirmação correta.

- a) Ambos são gases à temperatura de 25 °C.
- b) Ambos são constituídos de moléculas de seis átomos de carbono.
- c) Ambos são hidrocarbonetos aromáticos.
- d) Ambos são constituídos de moléculas planas.
- e) A molécula do benzeno só tem ligações simples, e a do ciclo-hexano tem ligações duplas.

Composto de carbono

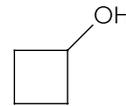
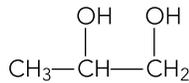
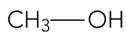
Módulo

3

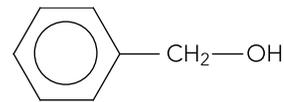
Álcool, fenol, éter, cetona, aldeído, ácido carboxílico e éster – Nomenclaturas e aplicações

Álcool (R-OH)

Alcoóis são compostos orgânicos que apresentam uma ou mais hidroxilas (OH) em carbonos saturados diferentes.



Ciclobutanol



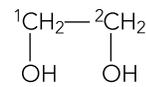
Fenilmetanol ou benzol

Classificação dos alcoóis

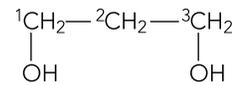
Os alcoóis podem ser classificados de duas formas:

Quanto à posição do grupo —OH

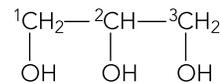
Classificação	Característica	Exemplo
Álcool primário	— OH ligado a carbono primário	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$
Álcool secundário	— OH ligado a carbono secundário	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
Álcool terciário	— OH ligado a carbono terciário	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$



Etano-1,2-diol



Propano-1,3-diol



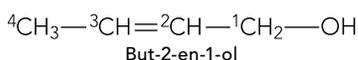
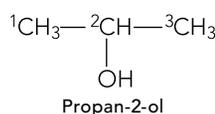
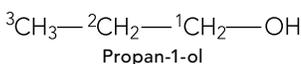
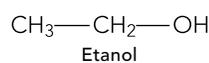
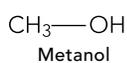
Propano-1,2,3-triol, glicerol ou glicerina

Quanto ao número de hidroxilas

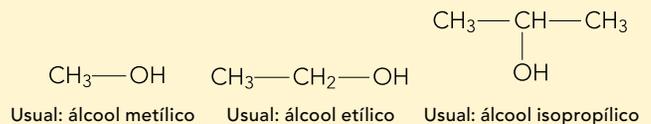
Classificação	Característica	Exemplo
Monóis ou monoalcoóis	Uma hidroxila na cadeia	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
Dióis ou dialcoóis	Dois hidroxilas na cadeia	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \quad \text{OH} \end{array}$
Trióis ou trialcoóis	Três hidroxilas na cadeia	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—CH—CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
Polióis ou polialcoóis	Quatro ou mais hidroxilas na cadeia	$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{—CH—CH—CH}_2 \\ \quad \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$

Os monoalcoóis obedecem à seguinte regra oficial de nomenclatura:

Regra geral: prefixo + infixo + ol



Além da nomenclatura oficial, os **alcoóis** apresentam uma nomenclatura usual. Atribui-se a palavra **álcool** mais o nome do radical ligado ao grupo OH terminado em **ílico** ou propan-1,2,3-triol.



Alcoóis no dia a dia

Os dois alcoóis mais comuns são o metanol e o etanol.

Metanol

Também conhecido como **álcool metílico**, o metanol é um álcool obtido com a mistura de carvão e água.

De fórmula molecular CH_3OH , esse composto é muito usado em processos industriais, constitui matéria-prima de polímeros (plásticos) e é solvente na obtenção de produtos farmacêuticos.

O metanol pode ser usado como combustível em motores a explosão, como os de certos carros de corrida e aeromodelos. Ele é o mais tóxico de todos os alcoóis. Ingerido, mesmo em pequenas doses, pode causar cegueira e até a morte.

Doses subletais podem causar náusea, dor de cabeça, dores abdominais, vômito e distúrbios visuais (variando desde o embaçamento da visão até a sensibilidade à luz). A inalação

de concentrações elevadas presentes no ar também pode causar irritação da membrana mucosa, dores de cabeça, sonolência, náusea, confusão mental, perda da consciência, distúrbios digestivos, visuais e morte. A alta concentração de vapor ou contato com a versão líquida nos olhos causa irritação, laceramento e queimadura. Também pode ser absorvido pela pele em quantidades tóxicas ou letais.

Efeitos a longo prazo

A exposição repetida por meio de inalação ou absorção pode causar envenenamento sistêmico, visão deteriorada e cegueira.

A inalação pode piorar condições tais como enfisema e bronquite. O contato repetido com a pele pode causar irritação cutânea, seca e rachaduras. A ingestão de metanol causa risco de morte. O início dos sintomas pode demorar de 18 a 24 horas após a ingestão. Caso a vítima esteja consciente, e a assistência médica não esteja disponível imediatamente, não é aconselhável provocar vômito, e sim transportá-la para o hospital mais próximo.

Etanol

O etanol ou álcool etílico é o álcool comum, de extenso uso doméstico. Ele é preparado em laboratório por hidratação do etileno ou por fermentação de açúcares ou cereais. É possível obter o etanol por fermentação aeróbica a partir da cana-de-açúcar ou a partir de outras matérias-primas, como a beterraba, o milho, o arroz etc. (daí o nome "álcool de cereais").

O álcool comum é usado como:

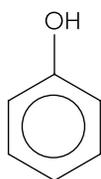
- **Anidro** – É bastante caracterizado pelo teor alcoólico máximo de 99,3%, sendo composto apenas de etanol ou álcool etílico. É utilizado como combustível para veículos (gasolina) e matéria-prima na indústria de tintas, solventes e vernizes.
- **Hidratado** – É uma mistura hidroalcoólica (álcool e água) com teor alcoólico mínimo de 92,6%, composto por álcool etílico ou etanol. O emprego de álcool hidratado se dá na indústria farmacêutica, alcoolquímica e de bebidas, bem como na produção de combustível para veículos e produtos para limpeza. O etanol é também usado como matéria-prima para a produção de vinagre e ácido acético.

Fenol (Ar—OH)

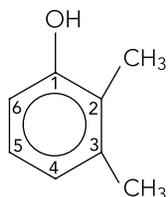
Fenóis são compostos orgânicos derivados dos hidrocarbonetos aromáticos, pela substituição de um hidrogênio ligado diretamente ao núcleo benzênico por —OH (hidroxila).

Os fenóis obedecem à seguinte regra oficial de nomenclatura:

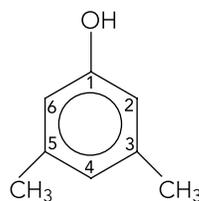
Regra geral: hidroxí + nome dos radicais + benzeno



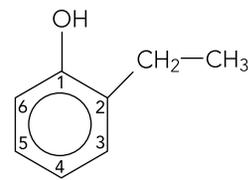
Oficial: hidroxibenzeno
Usual: fenol



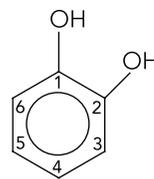
Oficial: 1-hidroxi-2,3-dimetilbenzeno
Usual: 2,3-dimetilfenol



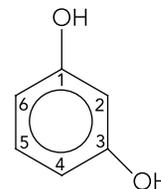
Oficial: 1-hidroxi-3,5-dimetilbenzeno
Usual: 3,5-dimetilfenol



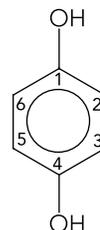
Oficial: 2-etil-hidroxi-benzeno
Usual: orto-etilfenol



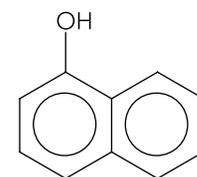
Oficial: 1,2-di-hidroxi-benzeno
Usual: catecol ou pirocatecol



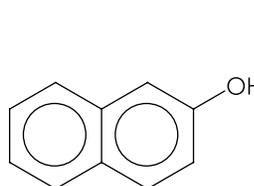
Oficial: 1,3-di-hidroxi-benzeno
Usual: resorcinol



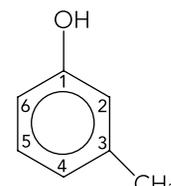
Oficial: 1,4-di-hidroxi-benzeno
Usual: hidroquinona



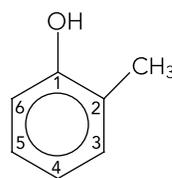
Oficial: α -hidroxinaftaleno
Usual: α -naftol



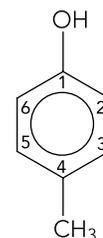
Oficial: β -hidroxinaftaleno
Usual: β -naftol



Oficial: 1-hidroxi-3-metilbenzeno
Usual: meta-cresol



Oficial: 1-hidroxi-2-metilbenzeno
Usual: orto-cresol



Oficial: 1-hidroxi-4-metilbenzeno
Usual: para-cresol

Tome nota

A nomenclatura dos fenóis não possui regras que os estabeleçam.

Fenóis no dia a dia

O fenol é extraído da natureza, basicamente do alcatrão e da hulha. Os compostos fenólicos são pouco solúveis em água, sólidos, incolores, tóxicos e apresentam caráter ácido fraco. Essa característica ácida é devida à presença do hidrogênio na hidroxila; o grupo desprende-se por ionização quando entra em contato com a água, tornando a solução mais ácida.

Os fenóis são muito usados nas indústrias, na fabricação de perfumes, resinas, vernizes, tintas, adesivos, cosméticos, corantes e explosivos. Eles são caracterizados pela ação bactericida, pois possuem um mecanismo que possibilita a coagulação de proteínas de micro-organismos, como bactérias e fungos. Nas fazendas, usa-se uma mistura dos fenóis orto, meta e paracresol para a desinfecção do local de ordenha das vacas, no intuito de evitar contaminação do leite. Essa mistura de fenóis é conhecida popularmente como creolina.



A creolina apresenta propriedades antissépticas e germicidas.

Essa propriedade bactericida e fungicida dos fenóis foi descoberta por volta de 1870. Nessa época, era comercializado como antisséptico na forma de solução aquosa, sendo fundamental para diminuir o número de mortes causadas por infecção pós-operatória. Entretanto, o uso do fenol para assepsia foi proibido após a descoberta de que esse composto causa queimaduras quando em contato com a pele, por ser corrosivo, e é venenoso quando ingerido.

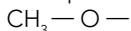
Éter (R—O—R')

O éter é um composto orgânico que apresenta o oxigênio entre dois grupos, os quais podem ser grupos alquilas ou arilas. Apresenta um radical alcóxi ligado a um hidrocarboneto básico.

Tome nota

Grupos alcóxís apresentam valência livre em um átomo de oxigênio.

Exemplos:

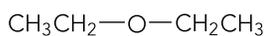


Radical metóxi

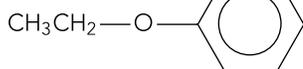


Radical etóxi

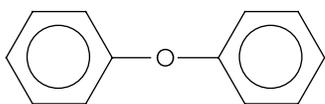
Quando os grupos ligados ao oxigênio são iguais, são denominados éteres simétricos. Caso os grupos sejam diferentes, denominam-se éteres assimétricos.



Éter simétrico



Éter assimétrico



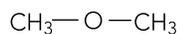
Éter simétrico

De acordo com a nomenclatura da IUPAC, os éteres são denominados de alcanos alcóxís, nos quais o menor grupo alquil é tratado como substituinte de uma cadeia maior, derivada de alcanos. Por exemplo, uma cadeia de cinco carbonos (pentano) com o grupo —OCH₃ ligado ao carbono 2 é chamada de 2-metoxipentano.

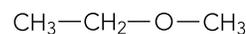


É possível resumir a regra geral da IUPAC como:

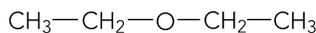
Regra geral: prefixo do menor radical + oxí nome da cadeia mais complexa (derivada de hidrocarboneto)



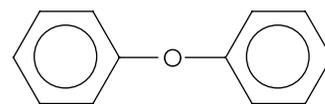
Metoximetano



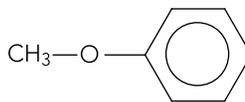
Metoxietano



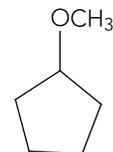
Etoxietano



Fenoxicbenzeno



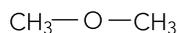
Metoxicbenzeno



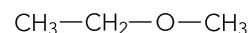
Metoxiciclopentano

Tome nota

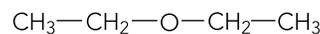
A nomenclatura não oficial dos éteres é feita colocando-se a palavra **éter** acrescida do nome de cada grupo em ordem alfabética, terminando por ílico.



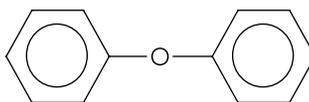
Éter dimetílico



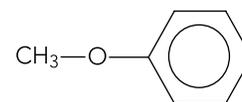
Éter etilmetílico



Éter dietílico



Éter difenílico



Éter fenilmetílico

Éteres no dia a dia

Éter etílico

O éter etílico é o éter comum (C₂H₅—O—C₂H₅), encontrado em farmácias. Esse composto possui outras denominações como: éter sulfúrico, éter dietílico ou etoxietano. É um líquido incolor e de cheiro característico. Foi obtido pela primeira vez por Valerius Cordus, no século XVI, ao submeter o álcool etílico à ação do ácido sulfúrico.

O etoxietano possui como propriedades a extrema volatilidade e temperatura de ebulição de 34,6 °C. É também incolor, e seus vapores são mais densos que o ar, por isso acumula-se na superfície do solo, formando, com o oxigênio, uma mistura extremamente inflamável.



Primeira demonstração pública de cirurgia com anestesia por meio de éter, realizada no Hospital Geral de Massachusetts (EUA) em 1846. Roberto Hinckley, 1882.

O éter etílico é um poderoso anestésico, que provoca o relaxamento dos músculos, sendo, por isso, utilizado em cirurgias. Entretanto, afeta ligeiramente a pulsação, a pressão arterial e a respiração. Pode causar também irritação no trato respiratório e, por ser inflamável, há possibilidade de provocar incêndios.

Sua comercialização deve ser fiscalizada, pois também é usado no refinamento da cocaína.

Éter de petróleo

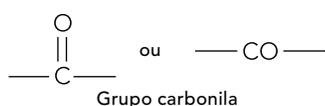
O éter de petróleo é uma mistura de hidrocarbonetos composta principalmente por pentano e hexano, que se obtém na destilação do petróleo. Sua composição pode variar, e o seu ponto de ebulição é entre 60 e 75 °C. É utilizado em lavagens a seco, na remoção de adesivos e como desengraxante.

Curiosamente, ao contrário do éter etílico e outros éteres, o éter de petróleo não contém oxigênio na sua estrutura química e também não possui a função éter, constando apenas em sua nomenclatura usual.

Ele não corresponde ao composto orgânico denominado éter etílico ou éter sulfúrico ($C_2H_5-O-C_2H_5$). A coincidência de nomes é devida à alta volatilidade do éter de petróleo (semelhante à do éter etílico).

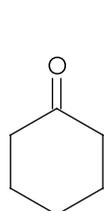
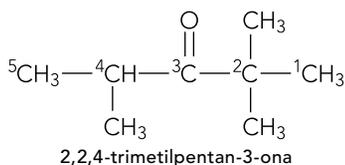
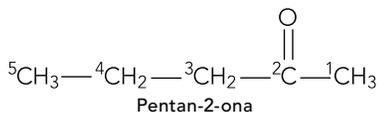
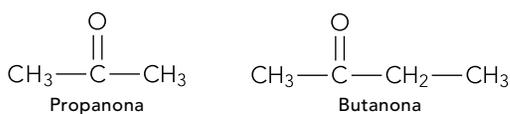
Cetona (RCOR')

Cetonas são compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional carbonila entre átomos de carbono.

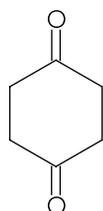


Os compostos com a função cetona apresentam a seguinte regra da IUPAC:

Regra geral: prefixo + infixo + ona



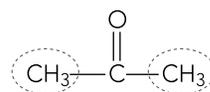
Ciclohexanona



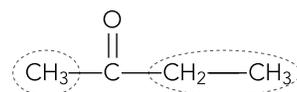
Ciclohexano-1,4-diona

Tome nota

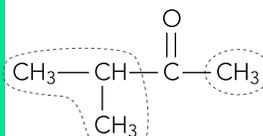
Na nomenclatura usual das cetonas, dá-se o nome dos radicais presos à carbonila (em ordem alfabética), seguido pela palavra **cetona**.



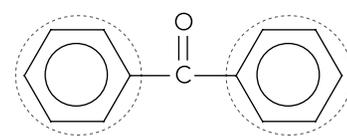
Dimetilcetona



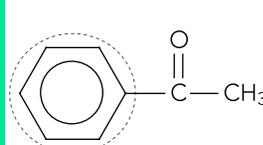
Etilmetilcetona



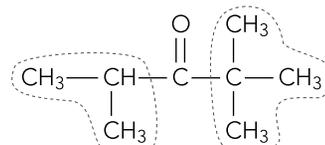
Isopropilmetilcetona



Difenilcetona



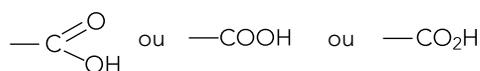
Fenilmetilcetona



Terc-butilisopropilcetona

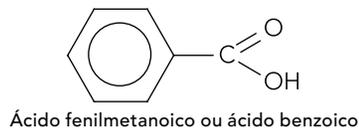
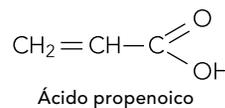
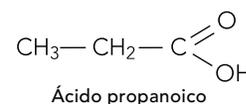
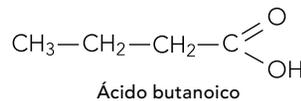
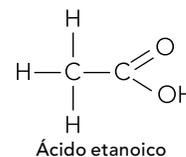
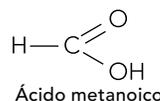
Ácido carboxílico (R-COOH)

Ácidos carboxílicos são os mais importantes ácidos orgânicos. O grupo funcional que caracteriza a função é o carboxil ou carboxila.

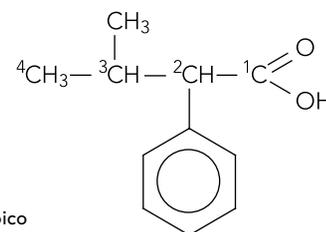


O carbono que apresenta o grupo carboxila é sempre numerado com 1 e tem a maior prioridade entre todas as outras funções orgânicas. A regra geral da nomenclatura oficial dos ácidos carboxílicos é:

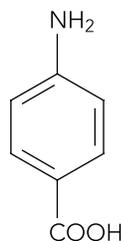
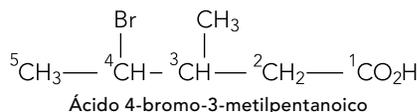
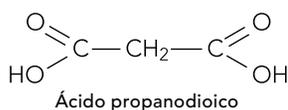
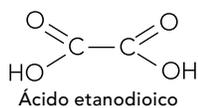
Regra geral: ácido + prefixo + infixo + oico



Ácido fenilmetanoico ou ácido benzoico



Ácido 2-fenil-3-metilbutanoico



Ácido para-aminobenzoico (PABA)

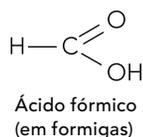
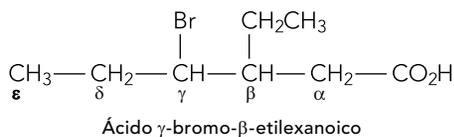


Bloqueadores solares podem ser feitos à base de ácido para-aminobenzoico.

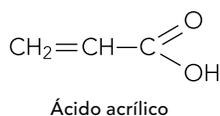
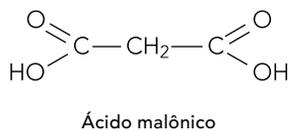
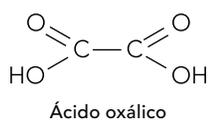
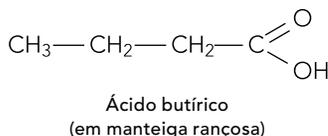
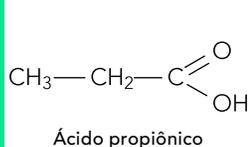
Tome nota

A nomenclatura usual dos ácidos carboxílicos não obedece à qualquer regra, é feita usando-se a palavra **ácido**, seguida do nome que lembra os produtos naturais (vegetais ou animais) nos quais o ácido é encontrado.

As posições dos grupos substituintes ligados à cadeia principal também podem ser designadas por letras gregas: alfa (α), beta (β), gama (γ), delta (δ) etc. O grupo $-\text{COOH}$ não é designado por letra grega.



As formigas expelem ácido fórmico tanto para atacarem quanto para se defenderem.



Ácido fórmico

O ácido fórmico é o ácido carboxílico mais simples que existe, pois possui somente um átomo de carbono no composto. É um líquido incolor, cáustico, de cheiro forte e irritante. Seu nome deriva do fato de ser encontrado em certas formigas vermelhas. É ele o responsável por causar inchaço e coceira após a picada.

O ácido fórmico é usado no tingimento de tecidos e na produção de outros compostos orgânicos, como nos desinfetantes.

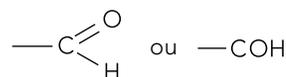
Ácido acético

O ácido acético é um dos ácidos carboxílicos mais famosos, é um líquido incolor, de cheiro penetrante, de sabor azedo e solúvel em água, álcool e éter. É o responsável pelo sabor azedo do vinagre (em latim, *acetum* significa vinagre).

Quando puro (e isento de água), o ácido acético congela a $16,7^\circ\text{C}$, tomando o aspecto de gelo. Daí o nome **ácido acético glacial** dado ao ácido acético puro.

Aldeído (R-HO)

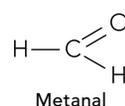
Aldeídos são compostos que se caracterizam pela presença do grupo funcional aldóxila ou formila.



O grupo funcional que caracteriza a função aldeído pode ainda ser chamado de grupo metanoíla, formila ou carboníla aldeídica.

A regra geral da IUPAC para os aldeídos é:

Regra geral: prefixo + infixo + al



Ácidos carboxílicos no dia a dia

Os ácidos carboxílicos apresentam elevada reatividade e, por isso, produzem derivados muito importantes, como os sais de ácido carboxílico (usados em sabões), os ésteres (perfumes), os anidridos e os cloretos de ácidos.

Industrialmente, os ácidos carboxílicos se prestam à fabricação de solventes, perfumes, inseticidas, plásticos, fibras têxteis etc.

A seguir, pode-se conhecer algumas substâncias comuns no cotidiano que apresentam a função ácido carboxílico.

Ácido para-aminobenzoico (PABA)

O ácido para-aminobenzoico é hidrossolúvel, protege o corpo contra raios solares e ajuda a manter a pele saudável e suave, sendo utilizado nas loções protetoras contra o Sol.

Aldeídos e cetonas no dia a dia

Aldeído fórmico

O aldeído mais conhecido é o **metanal**. Também chamado de aldeído fórmico ou formaldeído, é um gás incolor e possui cheiro forte. É bastante solúvel em água e, em geral, é usado como solução aquosa, contendo 40% de aldeído fórmico; a esta solução dá-se o nome de **formol** ou **formalina**. É usado como desinfetante e, na Medicina, como conservador de cadáveres. É também utilizado na fabricação de medicamentos, plásticos, explosivos e em produtos de beleza.

Aldeído acético

Por ser produzido no fígado por oxidação do etanol, a partir da ação da enzima álcool desidrogenase, o etanal é um dos responsáveis pela "ressaca", decorrente da ingestão de bebidas alcoólicas. Sua produção contínua pode provocar cirrose hepática. É também responsável pelo odor que emana dos automóveis movidos a álcool, ao serem ligados. É considerado, ainda, um dos piores poluentes produzidos por esses veículos.



Tomasz Markowski/Photo12

Acetona

A acetona é um líquido incolor de odor e sabor fáceis de distinguir. Evapora facilmente, é inflamável e solúvel em água e solventes orgânicos.

A acetona é utilizada como solvente em esmaltes, tintas e vernizes, bem como na extração de óleos e na fabricação de fármacos. Possui emprego na indústria de explosivos como gelatinizante da pólvora sem fumaça (nitrocelulose) e como produto inicial de sínteses químicas, em especial na indústria farmacêutica.

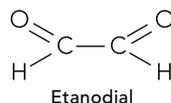
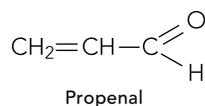
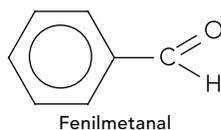
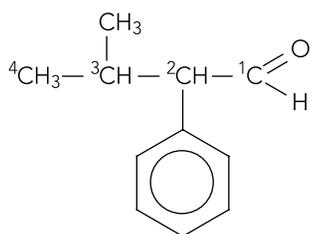
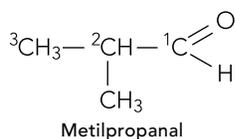
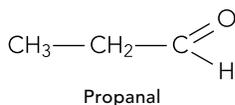
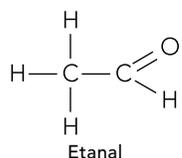
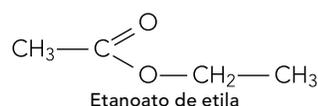
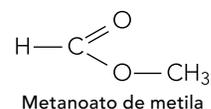
Um importante uso industrial da acetona envolve a sua reação com o fenol para a fabricação do bisfenol A, um importante componente de muitos polímeros, tais como policarbonatos, poliuretanos e resinas de epóxi.

A acetona é frequentemente o componente primário na remoção de esmalte de unha, porém, atualmente, existe uma preferência pelos removedores de esmalte, que utilizam o acetato de etila em substituição à acetona.

Éster (R—COOR')

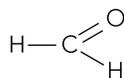
Ésteres são compostos obtidos pela reação de um ácido carboxílico com um álcool. A nomenclatura oficial dos ésteres é:

Regra geral: prefixo + infixo + oato + de + radical r' + ila

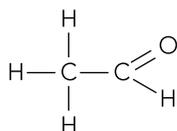


Tome nota

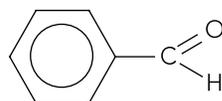
A nomenclatura usual dos aldeídos é feita por meio da palavra **aldeído** e, em seguida, o nome usual do ácido carboxílico correspondente.



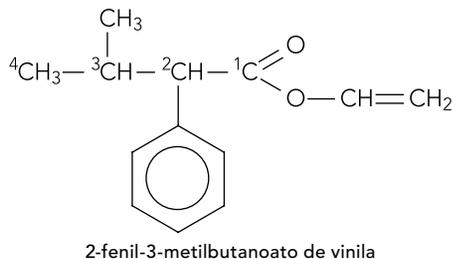
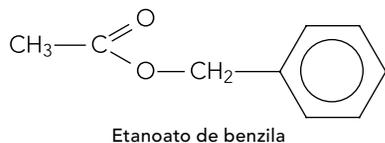
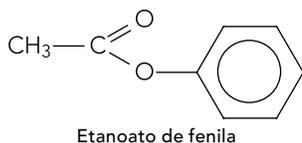
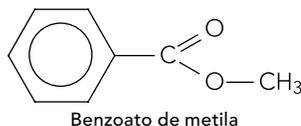
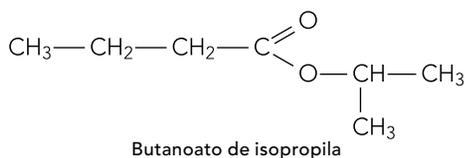
Aldeído fórmico
ou formaldeído



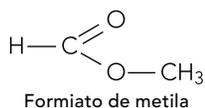
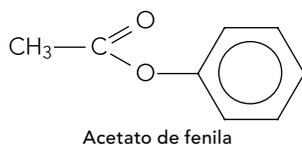
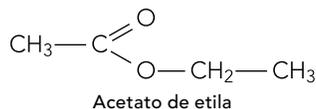
Aldeído acético
ou acetaldeído



Aldeído benzoico
ou benzaldeído



A nomenclatura usual dos ésteres deriva do ácido carboxílico correspondente.



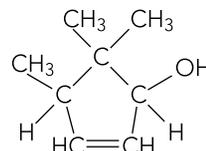
Tome nota

Atividades para sala

1. No Brasil, os alcoóis são obtidos, essencialmente, pelo processo de fermentação de substâncias açucaradas e amiláceas, sendo consumidos em grande quantidade como combustível pela frota nacional de automóveis. O tipo de álcool misturado à gasolina e o usado nos carros a álcool são, respectivamente,

- etanol hidratado e metanol.
- metanol e etanol anidro.
- etanol anidro e metanol.
- metanol e etanol hidratado.
- etanol anidro e etanol hidratado.

2. Indique o nome oficial (IUPAC) do composto orgânico que apresenta a seguinte fórmula estrutural:



- 1,1,2-trimetilciclopent-3-enol
 - 2,3,3-trimetilciclopent-1-enol
 - 4,5,5-trimetilciclopent-2-enol
 - 4,4,5-trimetilciclopent-1-enol
 - 2,2,3-trimetilciclopent-4-enol
3. O etoxietano é um líquido muito volátil, de odor aromático, sabor adocicado e irritante; forma com o ar uma mistura explosiva e é usado como solvente, na síntese de outros compostos, como anestésico e na preparação de pólvora sem fumaça.

Em relação a esse composto, assinale a alternativa correta.

- É também chamado de éter metílico.
 - Apresenta baixos pontos de fusão e de ebulição (é um líquido volátil).
 - É mais denso que a água e extremamente solúvel em meio aquoso.
 - É muito reativo e, por isso, é usado como solvente.
 - Possui a mesma fórmula molecular do butanal.
4. Um professor de Química escreveu na lousa a fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ e perguntou a três estudantes que composto tal fórmula representava. As respostas foram:

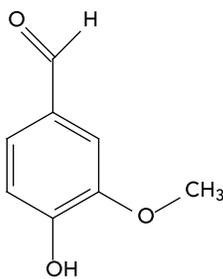
- Estudante I – propanona (acetona)
- Estudante II – propanal
- Estudante III – álcool propílico (propanol)

O professor considerou certa a resposta dada por

- II e III
 - I e II.
 - III.
 - II.
 - I.
5. Dadas as características de três compostos orgânicos:
- é hidrocarboneto saturado.
 - é álcool primário.
 - é ácido monocarboxílico alifático.

Eles podem ser, respectivamente,

- but-2-eno, butan-1-ol, ácido benzoico.
 - butano, propan-2-ol, ácido etanodioico.
 - but-2-eno, propan-1-ol, ácido benzoico.
 - butano, propan-1-ol, ácido etanoico.
 - but-1-ino, propan-2-ol, ácido etanoico.
6. Muitas substâncias orgânicas são usadas como agentes aromatizantes. Completando o quadro a seguir corretamente, aparecerá na ordem I, II, III e IV, respectivamente,

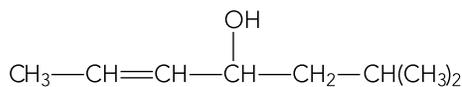
Nome	Fórmula	Aroma
Acetato de pentila	I	Banana
II	$\text{CH}_3\text{COOC}_8\text{H}_{17}$	Laranja
III		Baunilha
Formiato de etila	IV	Rum

- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ /etanoato de octila/4-hidroxi-3-metoxibenzaldeído/ $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$.
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ /acetato de octila/2-metoxi-4-formilfenol/ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$.
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ /etanoato de octila/3-hidroxi-4-metoxibenzaldeído / $\text{HOOCCH}_2\text{CH}_3$.
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ /acetato de n-octila/4-hidroxi-3-metoxibenzaldeído/ $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$.
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ /etanoato de octila/ácido 3-hidroxi-4-metoxibenzoico/ HOCCCH_3 .



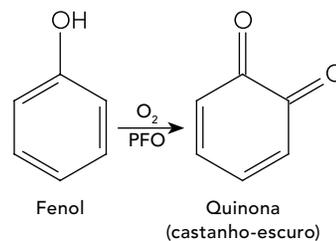
Atividades propostas

- O álcool alílico rinoferol é o feromônio de agregação da praga "broca do olho do coqueiro" (*Rhynchophorus palmarum*), vetor da doença "anel vermelho", letal para as plantas, e responsável por enormes prejuízos nesse tipo de cultura.

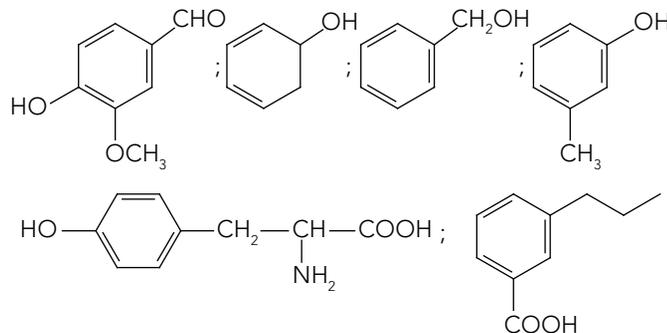


A nomenclatura, segundo a IUPAC, do rinoferol representado é

- 6,6-dimetilhex-2-en-4-ol.
 - 2-metil-hept-5-en-4-ol.
 - 6-metil-hept-2-en-4-ol.
 - 2,6-dimetilhex-5-en-4-ol.
 - 6-metil-hept-3-en-4-ol.
- A polifenoloxidase (PFO) é uma enzima encontrada nos tecidos do abacate, da pera, da maçã etc. e é responsável pelo aparecimento da cor escura quando esses alimentos são cortados e expostos ao oxigênio atmosférico. O substrato dessa enzima é qualquer composto fenólico, e a equação a seguir representa a reação ocorrida sob a ação da PFO na presença de O_2 e um possível substrato.

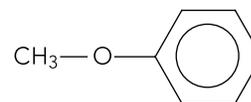


Dados os seguintes compostos:

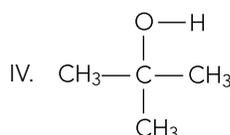
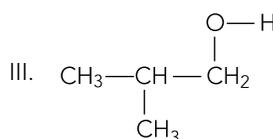
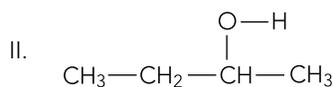
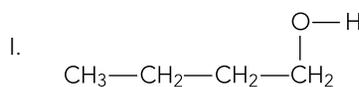


Das estruturas anteriores, o número de substâncias que não são utilizadas como substrato da enzima é

- 1.
 - 2.
 - 3.
 - 4.
 - 5.
- Indique os nomes oficial e usual, respectivamente, do composto cuja fórmula encontra-se esquematizada a seguir.



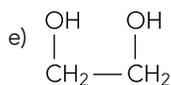
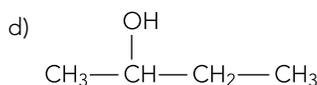
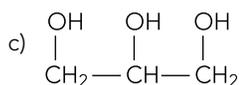
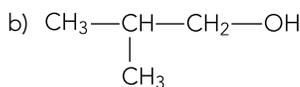
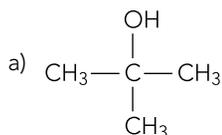
- Fenoximetano, éter fenilmetílico.
 - Fenoximetano, éter benzilmetílico.
 - Metoxibenzeno, éter metilbenzílico.
 - Metoxibenzeno, éter fenilmetílico.
 - Metoxibenzeno, metil-fenilcarbinol.
- Considere os seguintes compostos:



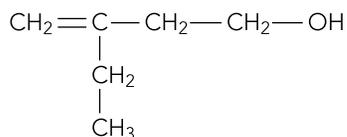
A alternativa que fornece o nome correto desses alcoóis na ordem proposta é

- butan-4-ol, butan-3-ol, 2-metilpropan-3-ol e 2-metilpropan-2-ol.
- butan-1-al, butan-2-al, 2-metilpropan-3-al e 2-metilpropan-2-al.
- butan-1-ona, butan-2-ona, 2-metilpropan-3-ona e 2-metilpropan-2-ona.
- butan-1-ol, butan-2-ol, 2-metilpropan-1-ol e 2-metilpropan-2-ol.
- butan-4-oico, butan-3-oico, 2-metilpropan-3-oico e 2-metilpropan-2-oico.

5. O álcool terc-butílico é representado pela fórmula estrutural:



6. O nome oficial do composto orgânico a seguir é



- 2-etilbut-1-en-4-ol.
- 3-vinilpenten-1-ol.
- 3-vinilpenten-5-ol.
- 3-etilbut-3-en-1-ol.
- 2-etilbutenol.

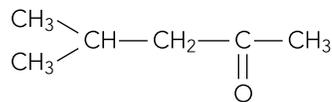
7. O composto responsável pelo odor e pelo sabor semelhantes aos das bananas tem a fórmula molecular $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$. O nome desse composto é

- butanoato de etila.
- acetato de isobutila.
- propanoato de isopentila.
- acetato de butila.
- acetato de isopentila.

8. As substâncias cujas nomenclaturas segundo a IUPAC são etanoato de metila, ácido 2-metilpropanoico, butanal, 3-metilpentan-3-ol e ciclohexanona pertencem, respectivamente, às funções orgânicas

- cetona, éter, éster, amina e amida.
- aldeído, éster, cetona, ácido carboxílico e amida.
- éster, aldeído, ácido carboxílico, cetona e amina.
- ácido carboxílico, álcool, cetona, aldeído e hidrocarboneto.
- éster, ácido carboxílico, aldeído, álcool e cetona.

9. Indique a nomenclatura correta do composto da fórmula seguinte.

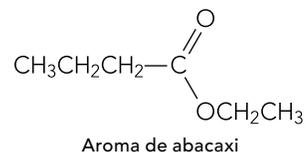
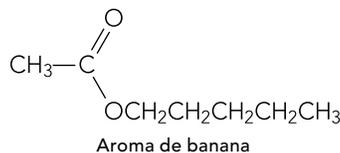


- 4-metilpentan-2-ona.
- 4,4-dimetilbutan-2-ona.
- 2-metilpentan-4-ona.
- 1,1-dimetilbutan-3-ona.
- 4,4-dimetilbutanona.

10. Alguns ácidos carboxílicos são identificados por seus nomes usuais. Analise cada item a seguir e identifique a associação correta entre o nome oficial e o usual do ácido monocarboxílico acíclico saturado.

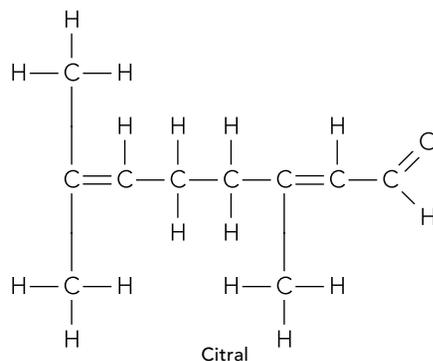
- ácido propenoico = ácido acrílico.
- ácido fenilmetanoico = ácido benzoico.
- ácido hexanoico = ácido caproico.
- ácido etanodioico = ácido oxálico.
- ácido butanodioico = ácido succínico.

11. Os aromas da banana e do abacaxi estão relacionados com as estruturas dos dois ésteres dados a seguir. Escolha a alternativa que apresenta os nomes sistemáticos das duas substâncias orgânicas.



- Acetilpentanoato e etilbutanoato.
- Etanoato de pentila e butanoato de etila.
- Pentanoato de etila e etanoato de butila.
- Pentanoato de acetila e etanoato de butanoíla.
- Acetato de pentanoíla e butanoato de acetila.

12. Observando a fórmula estrutural plana do citral, pode-se concluir que



- seu nome oficial IUPAC é 3,3,7-trimetilept-2,6-dienal.
- seu nome oficial IUPAC é 2,6-dimetiloct-2,6-dienal.
- sua fórmula mínima é $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$.
- possui carbono quaternário.
- possui somente três carbonos primários.

Neste livro:

Módulo 1:	Evolução dos modelos atômicos; Modelo atômico atual e números quânticos	57
Módulo 2:	Distribuição eletrônica; Paramagnetismo, diamagnetismo e ferromagnetismo; Características do átomo e semelhança atômica	73
Módulo 3:	Tabela periódica; Propriedades dos elementos	77

Transformações
químicas

Módulo

1

Evolução dos modelos atômicos; Modelo atômico atual e números quânticos

C

7

H

24,25

Histórico: da alquimia à Química moderna

Durante muito tempo, o homem procurou entender qual era a composição da matéria. Os primeiros a pensarem nesse assunto foram os chamados filósofos da natureza. Baseando-se em observações, eles tentavam descobrir a lei que regia a natureza. Tales de Mileto, Anaxímenes, Heráclito e Aristóteles foram alguns dos filósofos que buscaram explicações para os diversos fenômenos observados na natureza.

Tales de Mileto (620 a.C.) foi o primeiro filósofo a tentar desvendar a constituição da matéria, considerando a água como a origem de todos os materiais. Segundo o princípio de Tales, tudo era originado da água e retornava à água quando era decomposto.

Outros filósofos da natureza também tentaram desvendar o mistério da formação da matéria. Anaxímenes (528 a.C.) acreditava que o ar era responsável pela formação da matéria básica. Heráclito (535 a.C.), ao observar as constantes transformações na natureza, sugeriu que o fogo era responsável pela formação da matéria. Por sua vez, Aristóteles (384 a.C.) acreditava na existência dos quatro elementos básicos para a formação da matéria: terra, fogo, ar e água. A união desses quatro elementos, em proporções diferentes, era responsável pela formação de qualquer coisa.



Shutterstock

Em meados de 300 a.C., Demócrito de Abdera e Leucipo de Mileto sustentaram a hipótese de que a matéria era constituída de átomos (partículas indivisíveis). Os atomistas defendiam que, na natureza, tudo ocorria devido à ação dessas partículas mínimas invisíveis.

Após a Teoria dos Quatro Elementos, surgiu uma forte corrente filosófica conhecida como **alquimia**. Seus adeptos, os alquimistas, eram obcecados pela ideia de transformar metais comuns em ouro e de proporcionar a vida eterna e a cura de todos os males. Os dois principais objetivos dos alquimistas eram:

- o elixir da longa vida, que tornaria o homem imortal;
- a pedra filosofal, que seria capaz de transformar qualquer metal em ouro.



Reprodução

Laboratório de um alquimista.

Muitos alquimistas procuravam intensificar a busca do elixir por meio de experiências laboratoriais que utilizavam os quatro elementos essenciais nos trabalhos alquímicos: fogo, água, terra e ar. Na observação da natureza e de seus componentes, os alquimistas desenvolveram conhecimentos muito importantes para a área da Química, tais como receitas sobre a obtenção da pólvora e de alguns ácidos, bases e sais. Além disso, desenvolveram muitos utensílios de laboratório utilizados pelos cientistas do século XVII.

No século XVII, o químico Robert Boyle, em seu livro *The sceptical chymist* (O químico cético), discordou da Teoria dos Quatro Elementos, defendida por Aristóteles e aceita pelos alquimistas. Boyle lançou alguns dos pontos que fundariam uma nova ciência: a Química. Sua ideia principal era que uma substância poderia ser considerada um elemento, a não ser que pudesse ser dividida em substâncias mais simples. Essa ideia pôs fim à teoria defendida por Aristóteles.

Leis ponderais: Lavoisier, Proust e Dalton

No começo do século XIX, a constituição da matéria começou a ser esclarecida. Três cientistas, Lavoisier, Proust e Dalton, realizaram experiências com medidas mais precisas do que as utilizadas pelos seus antecessores.

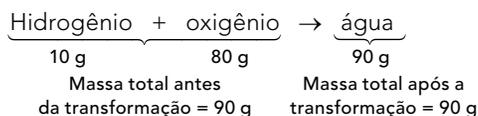
Lei de Lavoisier: conservação de massa

“Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma”. A partir dessa lei, Lavoisier, utilizando um sistema fechado, concluiu que, em uma reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à massa dos produtos.



Lavoisier realizando um experimento.

Exemplo:



Lei das Proporções Fixas ou Lei de Proust

Proust se preocupava em analisar a composição das substâncias. Em 1799, trabalhando com amostras de água de várias procedências (água de chuva, água de rio, água de lago, previamente purificadas), decompostas por eletrólise, ele verificou que:

Ao utilizar 90 g de água \Rightarrow Obtenha 10 g de hidrogênio e 80 g de oxigênio

Ao utilizar 9 g de água \Rightarrow Obtenha 1 g de hidrogênio e 8 g de oxigênio

Ao utilizar 27 g de água \Rightarrow Obtenha 3 g de hidrogênio e 24 g de oxigênio

Proust concluiu que: “Independentemente da origem de uma determinada substância pura, ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados entre si na mesma proporção em massa”.

Lei das Proporções Múltiplas ou Lei de Dalton

Em 1803, John Dalton publicou a Lei das Proporções Múltiplas. Segundo essa lei, quando se combina uma massa fixa de uma substância com massas diferentes de outra substância, formando compostos diferentes, as massas da outra substância variam em uma proporção de números inteiros e pequenos. Observe o exemplo:

2 g de hidrogênio + 16 g de oxigênio \rightarrow 18 g de água.
2 g de hidrogênio + 32 g de oxigênio \rightarrow 34 g de água oxigenada.

A proporção $\frac{16}{32} = \frac{1}{2}$ é uma relação simples sempre constante.

O átomo segundo John Dalton

A ideia de que a matéria é formada por partículas ainda menores é muito antiga. Por volta do ano 400 a.C., os filósofos gregos Demócrito e Leucipo propuseram que a matéria seria constituída por átomos. Contudo, até a primeira metade do século XIX, esse modelo ainda não era aceito pela comunidade científica.

John Dalton, em seu livro *New System of Chemical Philosophy*, publicou a teoria acerca da constituição atômica da matéria. Apesar de ter recebido muitas críticas, conseguiu ser bastante convincente na área científica.

O trabalho de Dalton era baseado nas seguintes hipóteses:

- Toda a matéria é formada por pequenas partículas denominadas átomos.
- Os átomos são indivisíveis, contínuos, indestrutíveis, indivisíveis, maciços e esféricos.
- A natureza apresenta um número limitado de elementos.
- Durante uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, havendo conservação de massa.
- Os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todas as suas propriedades, principalmente em tamanho e massa. Os átomos de elementos diferentes são totalmente diferentes em suas propriedades.
- Unindo átomos iguais ou diferentes em variadas proporções, é possível formar todas as matérias do universo.
- O átomo podia ser comparado a uma bola de bilhar.

Hoje, parte da teoria de Dalton é válida, pois, com a descoberta dos isótopos, foi constatado que os átomos de um mesmo elemento apresentam massas diferentes. Essa teoria explicou com sucesso as Leis Ponderais. A Lei da Conservação das Massas (Lavoisier) é válida porque, em uma reação química, os átomos não são destruídos nem criados, e sim rearranjados. Se os átomos são conservados, a massa também deverá ser conservada. A Lei das Proporções Definidas (Proust) também é explicada a partir da ideia de que um composto químico contém sempre os mesmos elementos, nas mesmas proporções em massa. Se a proporção dos átomos é fixa, suas proporções em massa também serão fixas.

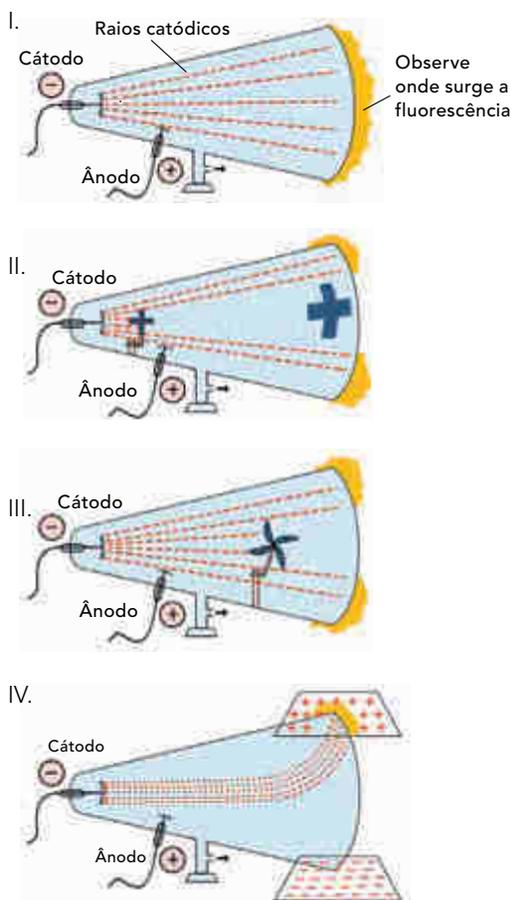
A descoberta das partículas subatômicas

Como toda teoria científica, a teoria atômica de Dalton apresentava mais perguntas do que respostas. Ainda antes de a ideia de Dalton ser aceita, filósofos e cientistas especulavam se os átomos poderiam ser divididos em partículas menores.

A descoberta dos elétrons

A descoberta do elétron é resultado de um conjunto de pesquisas realizado em vários locais do mundo durante séculos. Uma das experiências mais bem sucedidas foi criada por Sir William Crookes, por volta de 1856.

Crookes desenvolveu um dispositivo que continha, em seu interior, uma pequena quantidade de gases inertes e, nas extremidades, duas peças metálicas denominadas eletrodos (polo negativo, denominado cátodo, e polo positivo, denominado ânodo), sendo estes ligados a uma fonte elétrica.



Ao se aplicar uma alta diferença de potencial entre os eletrodos presentes na ampola de Crookes, o gás presente sofre ionização e é observado um fluxo de raios luminosos partindo do cátodo (polo negativo) em direção ao ânodo (polo positivo). A esse fluxo luminoso deu-se o nome **raios catódicos**.

Características dos raios catódicos

- Propagam-se em linha reta.
- Formam sombras ao serem projetados sobre um anteparo.
- Aquecem uma folha metálica colocada entre os eletrodos.
- Giram um pequeno moinho colocado em seu caminho, sugerindo que são corpusculares (têm massa).
- Podem ser desviados por um campo elétrico ou magnético positivo, o que significa que os raios catódicos apresentam carga negativa.
- Apresentam as mesmas características e propriedades, independentemente da natureza do material ou do gás presente dentro do eletrodo.

Esses raios catódicos designados como elétrons por Thomson, em 1897.

Aplicação da ampola de Crookes: televisão

Quase todas as televisões mais antigas contam com um aparelho conhecido como tubo de raios catódicos para exibir suas imagens. Nas televisões com tubos de raios catódicos, os elétrons saem do cátodo e são dirigidos a pontos diferentes da tela, revestida com um material fluorescente, formando a imagem.

Um tubo de raios catódicos é formado por um cátodo contendo um filamento aquecido. Esse tubo está em um vácuo e,

sendo aplicada uma alta voltagem, é formado um fluxo de elétrons – partículas de cargas negativas –, que saem do cátodo, sendo naturalmente atraídas e seguindo em direção ao ânodo.

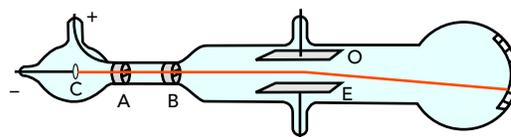
Em um tubo de raios catódicos contidos em uma TV, o fluxo de elétrons é focalizado, formando um raio (ou feixe) concentrado e acelerado por um dispositivo de aceleração localizado logo após o cátodo. Esse feixe de elétrons acelerados viaja pelo vácuo no tubo e atinge a tela plana na outra extremidade do tubo. Essa tela é revestida de fósforo e brilha quando atingida pelo feixe.

Modelo atômico de Thomson

Mediante um estudo cuidadoso da natureza dos desvios dos raios catódicos por campos elétricos e magnéticos, J. J. Thomson demonstrou, em 1897, que os raios catódicos consistiam em uma corrente de partículas carregadas negativamente, a qual foi por ele denominada elétrons.

Utilizando uma ampola semelhante à da figura a seguir e variando a intensidade dos campos elétricos e magnéticos sobre os raios catódicos, Thomson descobriu que a relação massa–carga $\left(\frac{m}{e}\right)$ do elétron é:

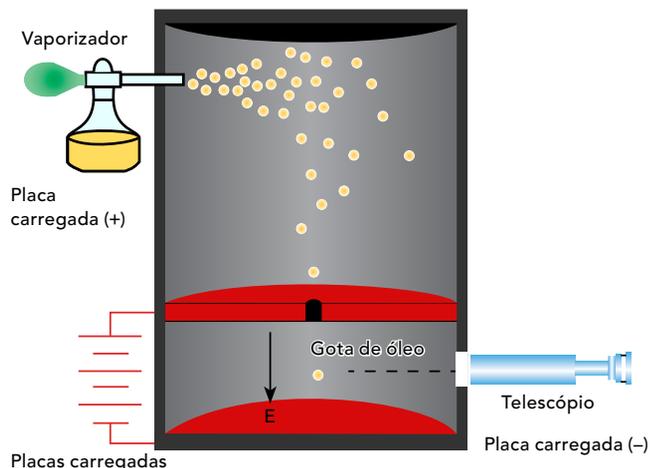
$$\frac{m}{e} = 5,69 \cdot 10^{-9} \text{ gramas por Coulomb (g/C)}.$$



O fato de essa razão ser sempre a mesma, independentemente da natureza do gás contido na ampola, implica ser o elétron uma partícula fundamental, comum para todos os átomos.

A experiência de Millikan

Em 1909, Millikan atribuiu à carga do elétron um valor de $1,60 \cdot 10^{-19}$ Coulomb, utilizando um aparelho semelhante ao da figura a seguir. Essa experiência ficou conhecida como gota de óleo. Ao aumentar a voltagem entre as placas, a gota negativamente carregada cai mais lentamente, sendo atraída por uma placa carregada positivamente. Em uma voltagem particular, as forças elétricas e gravitacionais que atuam sobre a gota são exatamente balanceadas, e a gota permanece estacionária. Conhecendo a massa e a carga da gota, é possível calcular a carga sobre a gota.



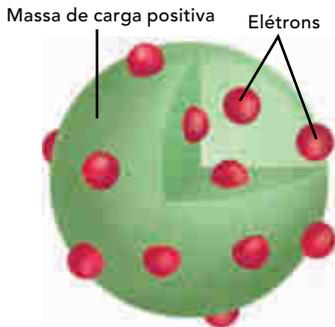
Experiência da gota de óleo realizada por Millikan.

A conclusão dessas experiências mostrou que o elétron possui:

- uma massa muito pequena;
- uma carga elétrica muito grande.

Teoria atômica de Thomson: o pudim de passas

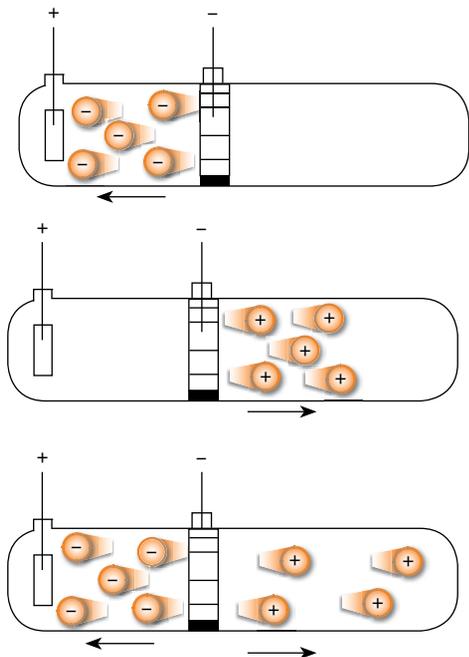
Com a descoberta de uma partícula subatômica, Thomson propôs um modelo de átomo no qual os elétrons estariam uniformemente distribuídos em um fluido positivo, garantindo o equilíbrio elétrico entre as cargas positivas e negativas (elétrons). A disposição dos elétrons no fluido pensado por Thompson fez com que o modelo ficasse conhecido como “pudim de passas”.



Modelo atômico de Thomson.

Os raios canais (raios anódicos)

Após a descoberta dos raios catódicos, Goldstein (1886) determinou raios canais positivos. Goldstein construiu uma ampola como a da figura a seguir, na qual o cátodo é perfurado, e o ânodo está à esquerda do cátodo. Ao aplicar uma diferença de potencial entre o cátodo e o ânodo, são formados raios luminosos por trás do cátodo.



Propriedades dos raios canais (anódicos)

- Produzem luminescência nos corpos com que se chocam.
- Apresentam maior massa que os raios catódicos.
- São propagados em linha reta.

- Sofrem desvios por ação de campos elétricos ou magnéticos (esse desvio ocorre em sentido oposto ao dos raios catódicos).
- Não são todos iguais. Isso diferencia os raios positivos (canais) dos raios catódicos, pois estes são constituídos de elétrons, que são todos iguais.

Os raios canais ou positivos dependem somente da natureza do gás contido no interior da ampola.

Descoberta da radioatividade

A descoberta da radioatividade teve início a partir da descoberta dos raios catódicos (elétrons) por Crookes e J. J. Thomson.

Após a descoberta dos elétrons por Thomson, o cientista Wilhelm Conrad Röntgen também realizou esse experimento em seu laboratório em Würzburg, na Alemanha. Röntgen tentou observar os raios catódicos que escapavam do tubo termiônico e iluminavam uma superfície que tinha recebido uma camada de material fosforescente e localizava-se a certa distância do tubo.



Experimento de Röntgen e a descoberta dos raios X.

Röntgen havia descoberto os **raios X** (ele utilizou esse nome, pois, a princípio, não sabia se eram ondas ou partículas), um fato que revolucionou os campos da Física e da Medicina. Por sua descoberta, Röntgen recebeu o primeiro Prêmio Nobel em Física, em 1901.

Por volta de 1896, o francês Antoine-Henri Becquerel passou a investigar os materiais fosforescentes. Becquerel iniciou suas investigações utilizando um mineral à base de urânio. Colocando o composto sobre uma chapa fotográfica, Becquerel expunha-os ao sol por um período e, então, revelava a chapa. Assim, constatou que esse material afetava a chapa de forma similar aos raios X.

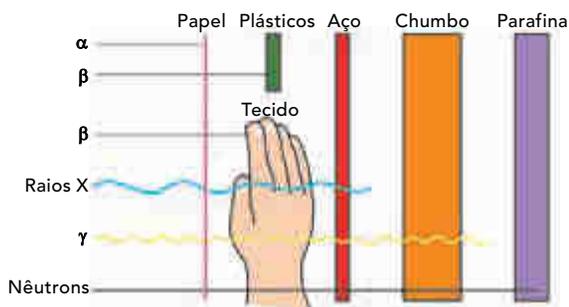
Segundo Becquerel, a radioatividade é uma propriedade que alguns elementos, como o urânio, apresentam ao emitir partículas e radiações.

Um pouco mais tarde, Marie e Pierre Curie, trabalhando em conjunto com Becquerel, descobriram outros elementos radioativos: o polônio e o rádio.

A radioatividade está relacionada com a instabilidade de um núcleo atômico, que, como resultado, libera as emissões radioativas alfa, beta e gama.

Emissões radioativas	Composição	Natureza
α (alfa)	2 prótons + 2 nêutrons	5 a 10%
β (beta)	Elétron	40 a 95%
γ (gama)	Onda eletromagnética	100%

Poder de penetração das emissões radioativas

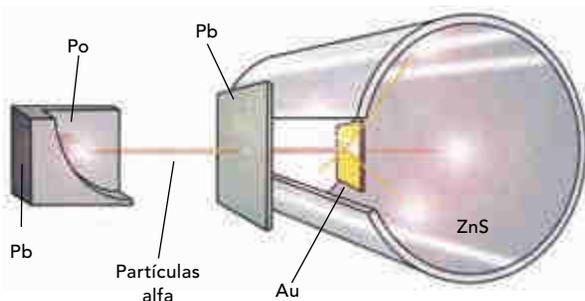


Modelo atômico de Rutherford

Ernest Rutherford foi aluno de doutorado de J. J. Thomson, na Universidade de Cambridge. O modelo de Rutherford foi baseado em experimentos com radioatividade. Uma das conclusões de seus estudos foi a de que alguns elementos são radioativos e emitem radiação de alta energia em forma de partículas alfa, beta e raios gama.

Experiência de Rutherford

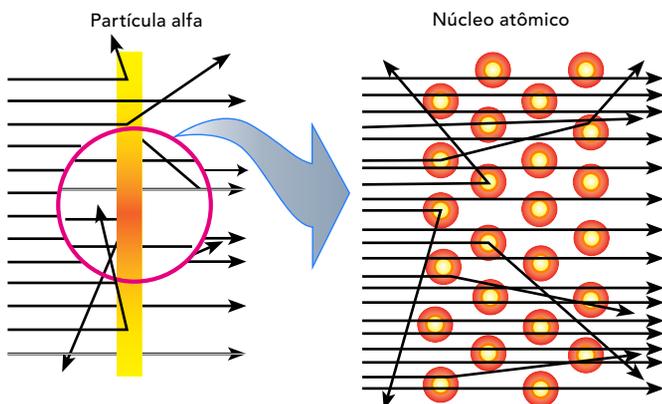
Em 1908, Rutherford realizou uma famosa experiência, na qual bombardeou com partículas alfa (partículas radioativas de carga positiva) uma folha de ouro muito fina.



As fontes de partículas alfa eram os núcleos de elementos radioativos, como o polônio (Po). Envolvendo a lâmina de ouro, Rutherford utilizou um anteparo recoberto de sulfeto de zinco, o qual é detector de cintilação, porque emite luz por excitação causada por raios X ou feixe de elétrons.

Com essa experiência, Rutherford observou que:

- a grande maioria das partículas atravessava a folha de ouro sem se desviar;
- algumas partículas sofriam desvio em uma das placas de ouro;
- pouquíssimas partículas eram rebatidas.



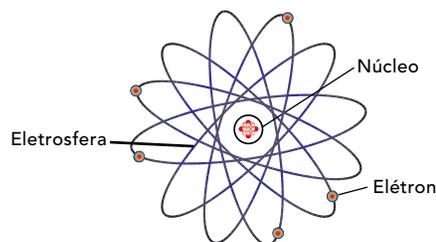
Rutherford esperava que, se o átomo fosse uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos de maneira uniforme por todo o seu volume, como era sugerido por Thomson, o que poderia acontecer seria um pequeno desvio das partículas alfa.

Conclusões da experiência de Rutherford

- O átomo é constituído de espaços vazios. Essa conclusão deve-se ao fato de a maioria das partículas alfa ter atravessado a lâmina de ouro sem sofrer desvios.
- O átomo apresenta uma região pequena, densa e positiva, chamada de **núcleo**. Essa conclusão se deve ao desvio das partículas alfa e ao fato de poucas partículas terem sido rebatidas.

- No núcleo está concentrada praticamente toda a massa do átomo, sendo ele positivo e apresentando os prótons.
- Como o número de partículas alfa desviadas era baixo, Rutherford calculou a proporção entre as dimensões do núcleo em relação ao átomo. O núcleo é muito pequeno em relação ao diâmetro do átomo. Essa proporção varia de 1 : 10000 até 1 : 100000.
Diâmetro do átomo/diâmetro do núcleo = 10^4 a 10^5 .
- Os elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo. Essas órbitas são comparadas ao sistema solar.

Em resumo, toda e qualquer matéria é constituída por átomos. Segundo Rutherford, os átomos apresentam duas regiões: **núcleo** e **eletrosfera**.

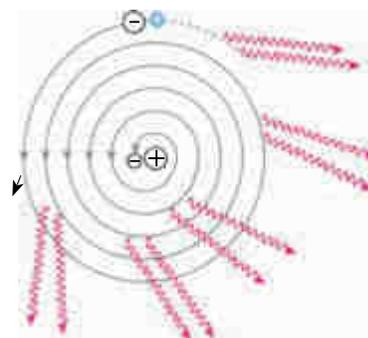


Os elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo. O núcleo é pequeno, denso, positivo e contém os prótons. Os prótons sugeridos por Rutherford eram as mesmas partículas utilizadas na experiência de Goldstein.

Incoerências do modelo de Rutherford

O modelo de Rutherford apresentou duas incoerências:

- não conseguia explicar como não ocorria colisão entre uma carga negativa (elétron) e uma carga positiva estacionária, ao redor da qual o elétron era posto em movimento;
- não conseguia explicar como uma carga negativa, em movimento, irradia (perde) energia constantemente, emitindo radiação.



Mecânica Quântica

O estudo da Mecânica Quântica começou no início do século XX, com os trabalhos de Max Planck e Niels Bohr. Um grande sucesso da Mecânica Quântica, em seu princípio, foi a explicação da dualidade onda-partícula. Em 1900, Max Planck propôs a teoria segundo a qual a energia não é emitida de forma contínua, e sim em pacotes ou blocos, denominados *quantum* (plural: *quanta*) ou fóton.

A equação de Planck é conhecida como:

$$E = h \cdot \nu \text{ ou } E = h \cdot f$$

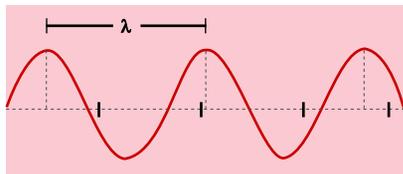
Em que:

- E = energia do fóton;
- ν ou f = frequência do fóton;
- h = constante de Planck ($6,626068 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg/s}$).

Ondas

Onda é uma propagação de energia e pode ser descrita usando-se um número de variáveis, incluindo: frequência, comprimento de onda e período.

A propagação de uma onda depende do meio material; algumas se propagam no vácuo, como é o caso das ondas eletromagnéticas.



O comprimento de onda (λ) corresponde à distância entre duas cristas consecutivas. O período (T) é o tempo para duas ondas consecutivas passarem em um mesmo ponto. Define-se como frequência (ν ou f) o número de oscilações produzidas por unidade de tempo.

Equação universal para velocidade de uma onda:

$$v = \lambda \cdot f$$

Em que:

- v = velocidade da onda;
- λ = comprimento de onda (a letra do alfabeto grego λ chama-se *lambda*);
- f = frequência de onda.

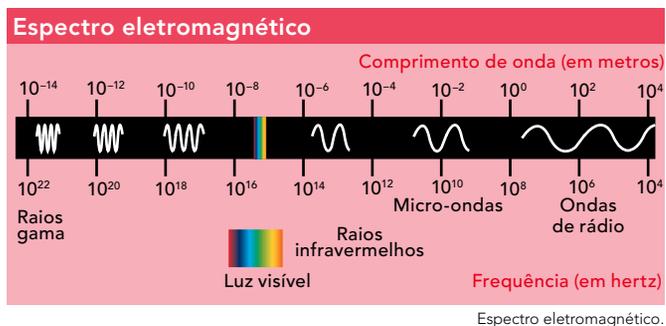
Espectros de emissão e de absorção

Utilizando prismas ópticos, é possível separar um feixe luminoso, não monocromático, das radiações monocromáticas que o compõem, o que caracteriza a dispersão da luz.

Os espectros de sólidos e líquidos incandescentes são contínuos, ou seja, são espectros nos quais a parte visível daqueles que são obtidos a partir da luz emitida apresenta-se em uma faixa contínua, que pode estender-se do vermelho ao violeta.

A temperatura das substâncias influencia diretamente a dimensão dos espectros contínuos de sólidos e de líquidos incandescentes.

As cores são radiações presentes na região visível do espectro. A constituição do olho humano permite distinguir as radiações cujas frequências se situam entre $4,0 \cdot 10^{14}$ Hz (extremo vermelho) e $7,0 \cdot 10^{14}$ Hz (extremo violeta).



Frequência das radiações visíveis do espectro (em hertz)	
Violeta	$7,0 \cdot 10^{14}$ a $6,7 \cdot 10^{14}$
Azul	$6,7 \cdot 10^{14}$ a $6,0 \cdot 10^{14}$
Verde	$6,0 \cdot 10^{14}$ a $5,3 \cdot 10^{14}$
Amarelo	$5,3 \cdot 10^{14}$ a $5,1 \cdot 10^{14}$
Laranja	$5,1 \cdot 10^{14}$ a $4,9 \cdot 10^{14}$
Vermelho	$4,9 \cdot 10^{14}$ a $4,0 \cdot 10^{14}$

Vale ressaltar que muitas fontes emitem radiações cujas frequências podem se estender para fora dos limites dos valores apontados como possíveis para o olho humano (olho nu) visualizar.

As frequências das radiações inferiores a $4,0 \cdot 10^{14}$ Hz são denominadas radiações **infravermelhas**, e aquelas cujas frequências são superiores a $7,0 \cdot 10^{14}$ Hz denominam-se **ultravioletas**.

Todas as radiações infravermelhas são radiações térmicas. As suas frequências possuem a mesma ordem de grandeza das frequências de vibração das partículas dos corpos (10^{14} Hz). Parte da energia proveniente do Sol corresponde a radiações infravermelhas.

O modelo atômico de Niels Bohr (1913)

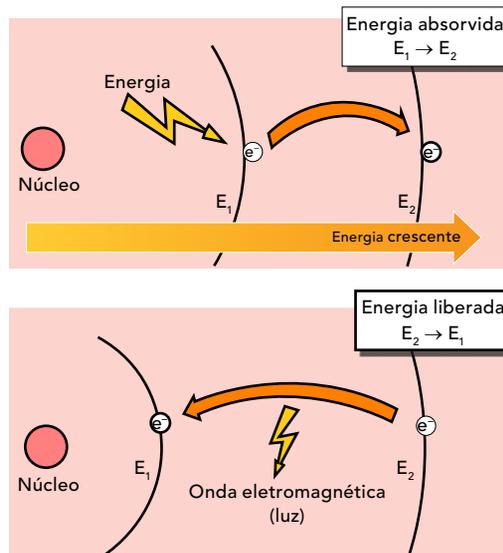
Baseado na Teoria Quântica de Max Planck, Niels Bohr criou um novo modelo atômico capaz de explicar a forma como os elétrons absorvem e emitem energia. Esses fenômenos eram observados na análise dos espectros luminosos produzidos por diferentes elementos.

O cientista Niels Bohr, aprofundando estudos com o átomo de hidrogênio, formulou o seu modelo atômico. Para Bohr, o elétron do átomo não emitia radiações enquanto permanecesse na mesma órbita, emitindo-as apenas quando se deslocava de um nível de maior energia (mais distante do núcleo) para outro de menor energia (mais próximo do núcleo).

Para um elétron passar de um nível de menor energia para um de maior energia, é necessário absorver energia. Quando o elétron retorna de um nível de maior energia para um de menor energia, há emissão de um fóton com certo valor de comprimento de onda (λ), juntamente com liberação de energia.

A Teoria Quântica permitiu que Bohr chegasse a duas conclusões:

- As órbitas correspondem a um nível bem definido de energia do elétron, não podendo se localizar a quaisquer distâncias do núcleo. Pelo contrário, apenas algumas órbitas seriam possíveis.
- A transição eletrônica de uma órbita para outra seria feita por saltos quânticos, pois, ao absorver energia (*quantum*), o elétron saltaria para uma órbita mais externa e, ao liberá-la, passaria para outra mais interna, emitindo fótons.

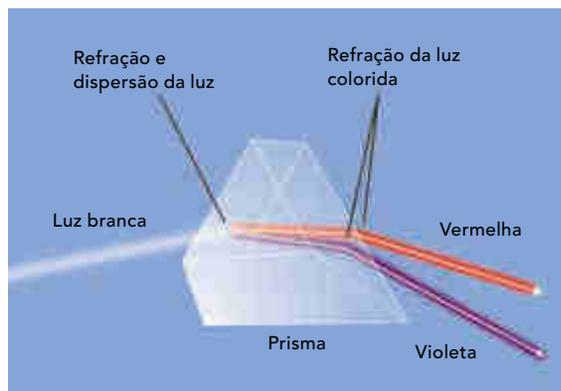


USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. *Química 1: Química Geral*. São Paulo: Saraiva, 2002. (adaptado)

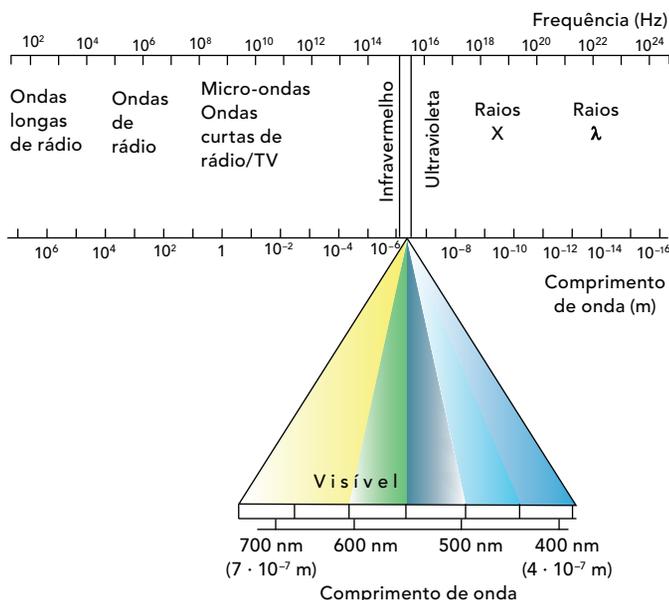
De acordo com Max Planck, a emissão e a absorção de energia de um corpo ocorrem de forma interrompida, como se fossem pequenos pacotes denominados *quantum* ou fóton.

Os *quanta* possuem energia específica e fazem parte da radiação. Cada fóton varia de acordo com a cor de sua luz, e sua energia é estabelecida por meio da seguinte relação:

$$E = h \cdot f$$

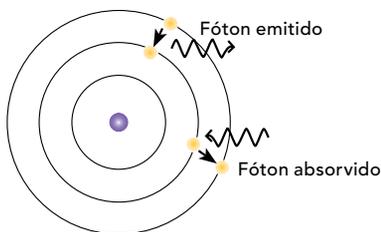


Refração e dispersão da luz branca.



Niels Bohr estudou o espectro de emissão do hidrogênio, isto é, a energia que o hidrogênio emite quando se faz incidir um feixe de raios catódicos sobre a amostra desse elemento. Ele relacionou a energia do elétron ao *quantum* e elaborou os seguintes postulados:

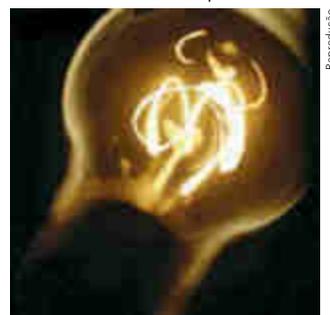
- Somente certas órbitas eletrônicas são permitidas para o elétron, e este não emite energia quando as percorre (órbitas estacionárias).
- Os elétrons giram em órbitas circulares em torno do núcleo.
- A energia de cada elétron é a soma das energias cinéticas (movimento) e potenciais (posição). Essa energia não pode ter um valor qualquer, apenas valores que sejam múltiplos de um *quantum*.
- Quando um elétron ganha energia (*quantum* de energia), ele passa para uma órbita mais distante do núcleo e, ao retornar, emite essa energia na forma de fótons (luz).



Diferentes tipos de emissão de luz

▶ **Incandescência** – É a luz produzida pelo aquecimento de substâncias.

Exemplos: fogos de artifícios; lâmpadas incandescentes.



Lâmpada incandescente.

▶ **Luminescência** – Propriedade de algumas substâncias emitirem luz quando submetidas a algum tipo de estímulo, como iluminação, reação química ou radiação ionizante.

■ **Triboluminescência:** é a propriedade que certas substâncias possuem de emitir luz sob atrito.

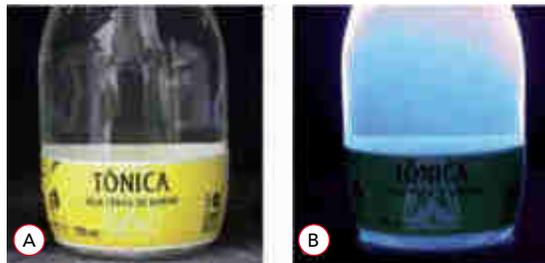
Exemplo: atrito de dois minerais.



Emissão de luz por atrito de dois cristais.

■ **Florescência:** emissão de luz logo após o material ter absorvido certa quantidade de energia luminosa; essa emissão é imediata e dura poucos segundos.

Exemplo: placas de sinalização.



Água tônica, que contém o íon quinino, na ausência (A) e na presença (B) de radiação UV, quando apresenta fluorescência.

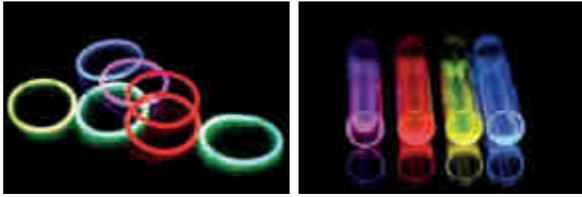
■ **Fosforescência:** emissão de luz logo após o material ter absorvido certa quantidade de energia; essa emissão é imediata, e o material permanece brilhando por muitos segundos após o término da excitação.



Fitas luminescentes utilizadas para sinalização.

- **Quimioluminescência:** ocorre quando o emissor de luz é um produto da reação entre duas substâncias.

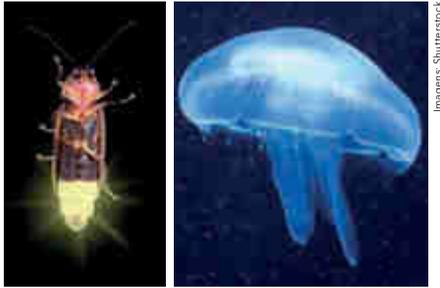
Exemplo: luminol.



Emissão de quimioluminescência do luminol.

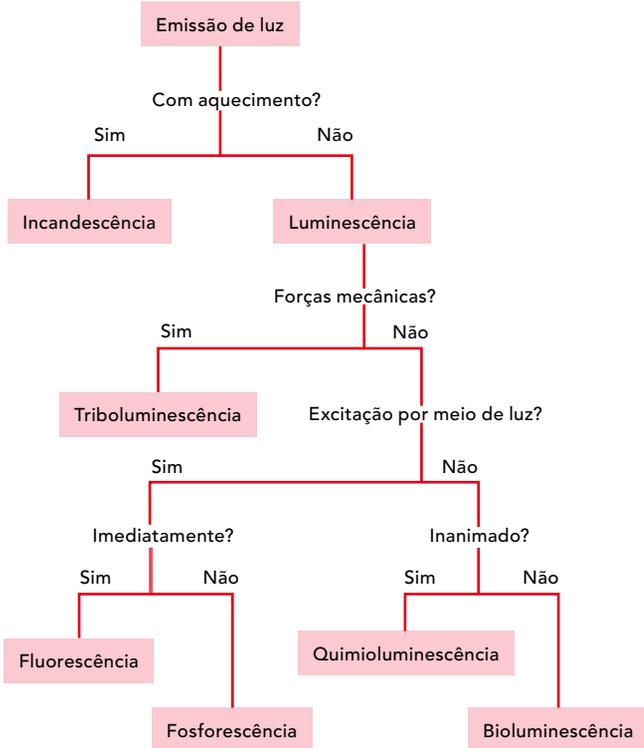
- **Bioluminescência:** é o processo de emissão de luz visível por organismos vivos como funções biológicas.

Exemplo: vaga-lume.



Organismos vivos apresentando bioluminescência.

Para resumir, os processos de emissão de luz podem ser sintetizados por meio do diagrama a seguir:



Modelo atômico de Sommerfeld

Modificação de Sommerfeld para o modelo de Rutherford-Bohr

Sommerfeld evoluiu o modelo atômico de Rutherford-Bohr, incluindo órbitas elípticas. O modelo de Sommerfeld dividia os níveis em subníveis (regiões menores), o que eliminava a decadência do elétron que ocorria no modelo

anterior (Bohr), acrescentando mais dois números quânticos (o azimutal e o magnético) e estabelecendo que os orbitais pudessem apresentar planos diferentes.

Nesse modelo, os elétrons estão presentes na eletrosfera, dividida em camadas, que estariam subdivididas em regiões menores denominadas subníveis (s, p, d, f, g, h...) de energia, não necessariamente circulares.

A figura mostra o modelo proposto por Sommerfeld.

n = 1	n = 2	n = 3	n = 4

Modelo proposto por Sommerfeld.

Modelo atômico atual e números quânticos

Princípio da Dualidade onda-partícula (Louis de Broglie)

Em 1924, o físico francês Louis-Victor de Broglie anunciou que os elétrons apresentavam características tanto de partículas como de ondas.

Ele demonstrou o comprimento de onda de uma partícula associada com sua massa, movendo-se a uma velocidade v , conforme a equação:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Observando-se a fórmula, verifica-se facilmente que, à medida que a massa ou sua velocidade aumenta, diminui consideravelmente o comprimento de onda. Os corpos macroscópicos têm associada a si uma onda, que, devido à grande massa desses corpos, apresenta um comprimento de onda desprezível, porém não nulo; por isso, ao falar de partículas, é muito importante considerar a dualidade, já que o comprimento de onda que possuem explica muitos de seus fenômenos.

Princípio da Incerteza (Werner Heisenberg)

Em 1927, o físico alemão Werner Heisenberg, impondo restrições à precisão de algumas medidas simultâneas, designa o limite de erro na medida de uma grandeza.

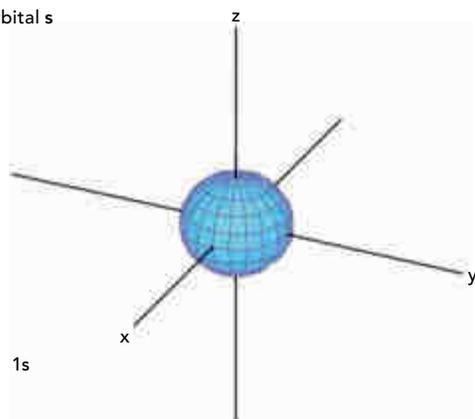
Segundo Heisenberg, é impossível determinar, ao mesmo tempo, a posição de uma partícula e sua velocidade.

Quanto mais exata for a determinação da posição de uma partícula, maior será a incerteza sobre a sua velocidade e vice-versa.

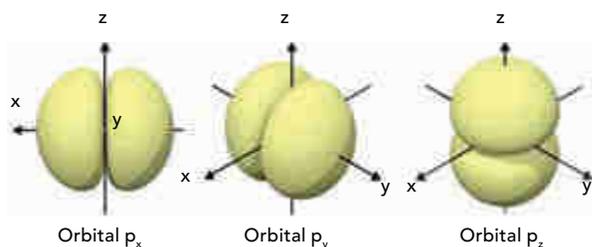
Em 1926, um físico teórico austríaco, Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger, adaptou as teorias de Heisenberg e de Broglie ao elétron. Ele deduziu equações matemáticas, conhecidas como as equações de Schrödinger, relacionadas a regiões do espaço. A principal conclusão do seu trabalho foi determinar que os elétrons estivessem presentes em regiões denominadas **orbitais**.

➤ **Orbital** – É a região onde é máxima a probabilidade de encontrar um determinado elétron.

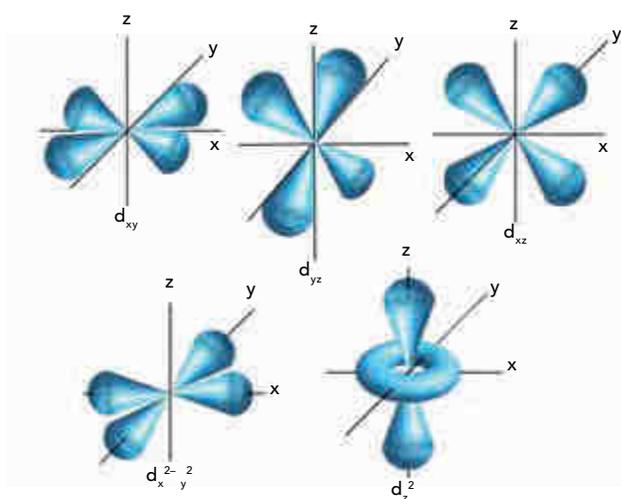
Orbital s



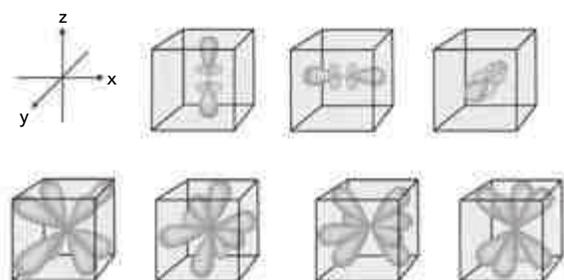
Orbitais p



Orbitais d



Orbitais f



Números quânticos

É possível definir, de forma simples e objetiva, os números quânticos como o endereço de cada elétron dentro de um átomo. Para encontrar um determinado elétron, é necessário saber:

- o nível (camada);
- o subnível (subcamada);

- o orbital;
- a rotação desse elétron.

Sendo assim, deve-se entender como é possível encontrar cada uma dessas informações de forma simples e clara.

Estudo da eletrosfera

A eletrosfera é uma região que se encontra ao redor do núcleo, e é milhares de vezes maior que este. Nessa região, encontram-se os elétrons, partículas de carga negativa e de massa desprezível.

Os elétrons são partículas subatômicas invisíveis, contudo, o seu comportamento no átomo pôde ser previsto após vários estudos anteriores sobre a estrutura atômica.

Estudo dos níveis de energia

A partir do modelo atômico de Niels Bohr, surgiu a ideia de que a eletrosfera é dividida em níveis de energia ou órbitas estacionárias. Segundo Bohr, os elétrons estão em constante movimento nessas órbitas. Esses elétrons só podem mudar de órbita caso ocorra ganho ou perda de energia.

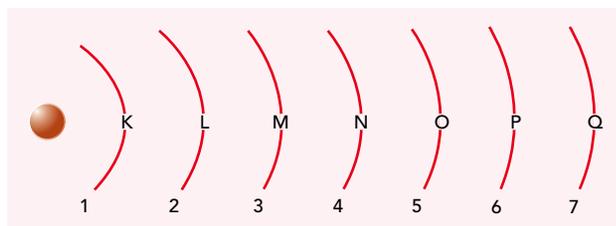
Nessas órbitas, os elétrons estão no estado fundamental ou estacionário.

Número quântico principal (n)

A eletrosfera está dividida em infinitas órbitas ou camadas. Cada órbita ou nível de energia apresenta certa quantidade energética.

O número quântico principal (n) está associado a um número inteiro (1, 2, 3, 4...). Todos os elementos conhecidos atualmente, um total de 116, possuem elétrons que ocupam até 7 níveis de energia.

Para os níveis de energia, ou camadas eletrônicas, são designadas letras maiúsculas (K, L, M, N, O, P e Q) ou números inteiros de 1 até 7.



Os níveis, ou camadas mais próximas do núcleo, são ocupados primeiramente pelos elétrons e apresentam energia menor do que os níveis mais afastados do núcleo.

Cada nível de energia (n) pode apresentar um número máximo de elétrons. Para calcular esse número, utiliza-se a equação de Rydberg:

$$\text{Equação de Rydberg} = 2n^2$$

De acordo com a equação, a tabela a seguir apresenta o número máximo de elétrons que cada nível pode comportar.

Camada	Número do nível	Número de elétrons
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	50
P	6	72
Q	7	98

Subníveis de energia

Número quântico secundário ou azimutal (ℓ)

De acordo com Sommerfeld, para cada órbita circular (n) existem $n - 1$ órbitas elípticas. Essa conclusão foi fundamental para a existência de subníveis de energia.

No modelo de Bohr, o elétron, ao receber energia, salta de um nível de menor energia para um de maior energia. Esse elétron, ao retornar, libera essa energia na forma de fótons ou luz.

Os níveis de energia são subdivididos em subníveis. Esses subníveis são representados a partir de letras e números.

Subnível	Número quântico secundário (ℓ)	Número máximo de elétrons
s	0	2
p	1	6
d	2	10
f	3	14

s = sharp

p = principal

d = diffuse

f = fundamental

Vale ressaltar que a quantidade de subníveis é infinita e que eles são designados pelas letras do alfabeto que se-guem: **s, p, d, f, g, h, i...**

Pela equação de Rydberg, utilizada para calcular o número máximo de elétrons em cada camada ($2n^2$), pode-se deduzir o valor máximo de elétrons em cada subnível.

Nível (n)	Equação ($2n^2$)	Subníveis
1	2	$1s^2$
2	8	$2s^2 2p^6$
3	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
5	50	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 5g^{18}$
6	72	$6s^2 6p^6 6d^{10} 6f^{14} 6g^{18} 6h^{22}$
7	98	$7s^2 7p^6 7d^{10} 7f^{14} 7g^{18} 7h^{22} 7i^{26}$

Lembre-se de que os subníveis **g, h e i** são apenas teóricos e não serão aplicados em questões de vestibulares.

A notação do número de elétrons pode ser interpretada segundo os exemplos:

$2s^2$ – representa 2 elétrons no subnível **s** do nível 2.

$5p^6$ – representa 6 elétrons no subnível **p** do nível 5.

$6d^4$ – representa 4 elétrons no subnível **d** do nível 6.

Número quântico magnético (m ou m_ℓ)

O número quântico magnético representa a orientação espacial das órbitas.

Em 1927, Werner Heisenberg publicou o Princípio da Incerteza, segundo o qual, não se pode conhecer com precisão absoluta a posição ou a velocidade de um elétron.

Com a dedução do Princípio da Incerteza, o elétron ocupa uma região no átomo. Essa região é chamada de **orbital**.

Orbital é a região do átomo que apresenta a maior probabilidade de se encontrar um elétron.

O valor assumido pelo número quântico magnético está associado com o número quântico secundário e varia da seguinte forma:

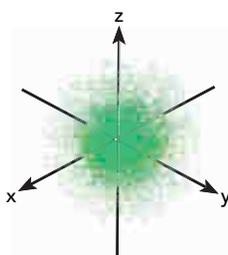
$$-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$$

Para cada valor de m_ℓ , associa-se um orbital:

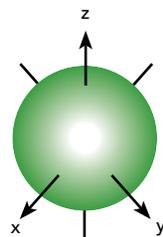
Subnível	Nº quântico secundário (ℓ)	Valores de m_ℓ	Nº de orbitais
s	0	0	1
p	1	-1, 0, +1	3
d	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

► **Formato geométrico dos orbitais** – Os orbitais apresentam formas espaciais bem diversificadas. O orbital **s** tem simetria esférica ao redor do núcleo.

A seguir, há duas representações da nuvem eletrônica de um orbital **s**:

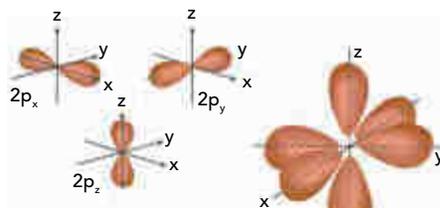


Representação pela densidade de pontos.



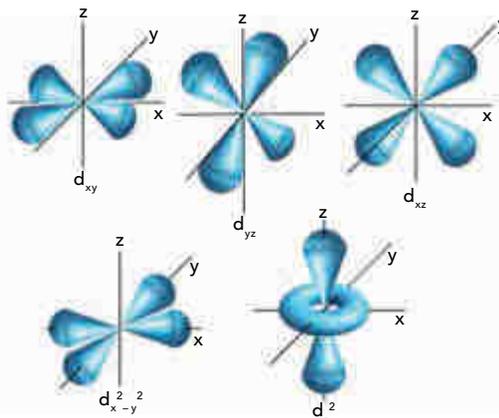
Representação pelo volume esférico.

O orbital **p** apresenta 3 regiões de maior probabilidade para encontrar o elétron, que são designadas de p_x , p_y e p_z . Esses três orbitais são assim representados:

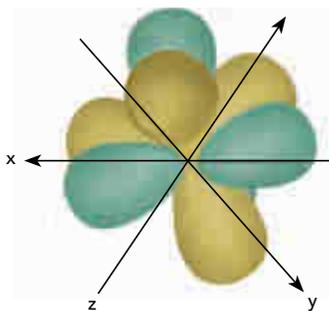


Subnível 2p

Os cinco orbitais **d** têm diferentes formas. Quatro apresentam forma de lóbulos de sinais alternados com dois planos nodais, em diferentes orientações espaciais, e o último é um duplo lóbulo rodeado por um anel com um duplo cone nodal.



Os orbitais **f** podem ser obtidos a partir da adição de um plano nodal às formas dos orbitais **d**.

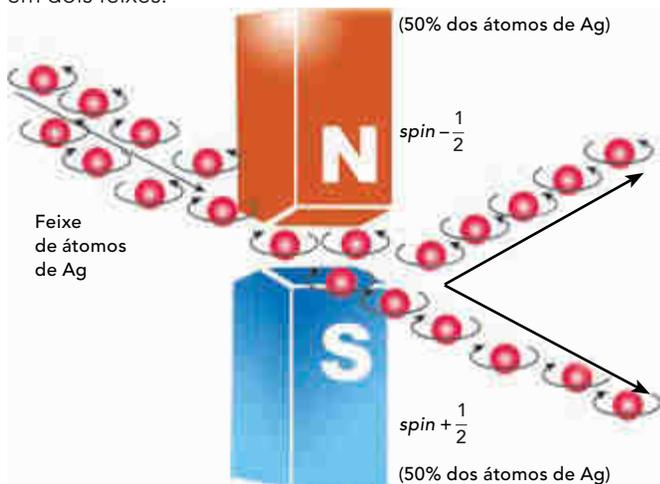


Número quântico *spin* (s ou ms)

O número quântico *spin* é simbolizado pela letra **s** ou **ms** (*spin*, em inglês, significa rotação).

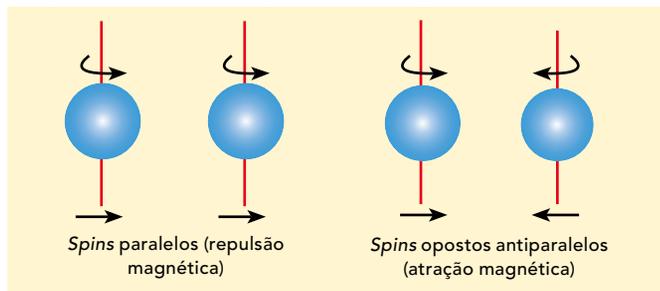
Esse número quântico representa a rotação do elétron em seu próprio eixo. Com base no Princípio Fundamental do Eletromagnetismo, uma carga elétrica em movimento forma, ao seu redor, devido ao seu constante movimento, um campo magnético.

Em estudos sobre átomos de prata gasosos, os cientistas Stern e Gerlach observaram que, quando esses átomos eram colocados entre um campo magnético, ocorria divisão em dois feixes.



Os valores assumidos pelo *spin* são: $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$.

Os estudos dos cientistas Uhlenbeck e Goudsmit sobre a rotação do elétron em seu próprio eixo conseguiram associar ao *spin* o ocorrido na experiência a seguir.



A convenção mais utilizada é:

↑ = representa um elétron com *spin* negativo $(s = -\frac{1}{2})$.

↓ = representa um elétron com *spin* positivo $(s = +\frac{1}{2})$.

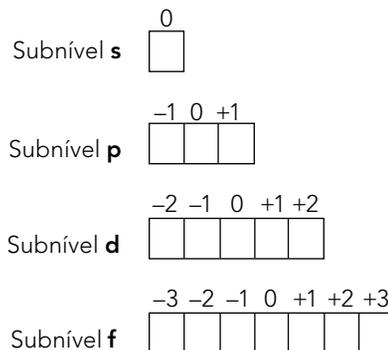
Princípio de Exclusão de Pauli

Segundo o Princípio de Exclusão de Pauli, dois elétrons só podem compartilhar um mesmo orbital quando ambos apresentam *spins* opostos.

De acordo com o Princípio de Exclusão, é possível obter o número de orbitais por subníveis, utilizando a seguinte lógica: $(2l + 1)$.

Subnível	s	p	d	f
Orbitais	1	3	5	7

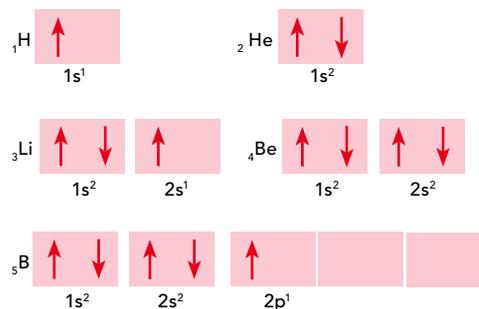
A representação dos orbitais é feita utilizando quadrados, como mostrado a seguir.



Princípio da Multiplicidade Máxima – Regra de Hund

As regras de Hund tiveram origem nas diversas observações experimentais e nos cálculos teóricos sobre os espectros atômicos. Segundo a Regra de Hund, quando elétrons entram em um subnível, como **s**, **p**, **d** ou **f**, tendem, tanto quanto possível, a ocupar os orbitais individualmente com *spins* paralelos. Esse fenômeno é observado pelo fato de os elétrons, que estão em diferentes orbitais de uma dada subcamada de energia, serem menores do que quando estão juntos no mesmo orbital.

Observe, a seguir, a distribuição correta para alguns elementos.

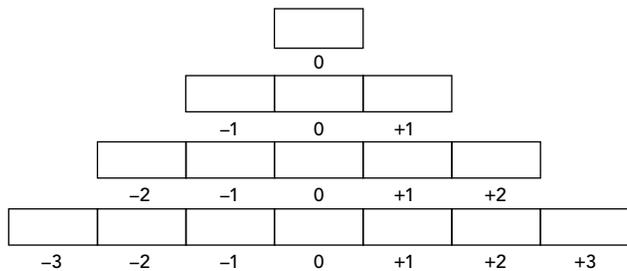


Os quatro números quânticos

Os números quânticos demonstram as situações energéticas de um elétron. Cada elétron apresenta os seus quatro números quânticos, por meio dos quais pode ser identificado.

O Princípio de Exclusão de Pauli estabelece que, em um átomo, dois elétrons não podem apresentar os mesmos quatro números quânticos. Eles podem apresentar até três números iguais, mas nunca os quatro.

Uma consequência desse princípio é que, em um orbital, sempre haverá dois elétrons com *spins* contrários.

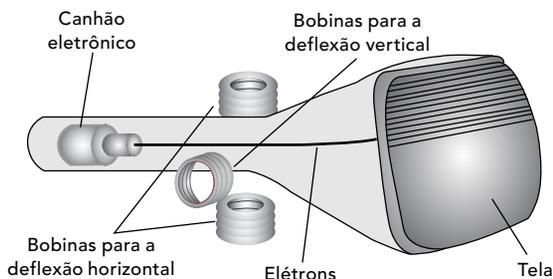


Significados dos números quânticos

Número quântico	Valores	Significado
Principal (n)	1 a 7	Número do nível ou da camada
Secundário (l)	0, 1, 2, 3 s, p, d, f	Número da subcamada ou subnível
Magnético (m)	-l até +l	Identificação do orbital
Spin (s)	$+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$	Rotação do elétron

Atividades para sala

1. (ENEM) A figura mostra o tubo de imagens dos aparelhos de televisão, usado para produzir as imagens sobre a tela. Os elétrons do feixe emitido pelo canhão eletrônico são acelerados por uma tensão de milhares de volts, e passam por um espaço entre bobinas, onde são defletidos por campos magnéticos variáveis, de forma a fazerem a varredura da tela.



Nos manuais que acompanham os televisores, é comum encontrar, entre outras, as seguintes recomendações:

- I. Nunca abra o gabinete ou toque as peças no interior do televisor.
- II. Não coloque seu televisor próximo de aparelhos domésticos com motores elétricos ou ímãs.

Estas recomendações estão associadas, respectivamente, aos aspectos de

- a) riscos pessoais por alta tensão / perturbação ou deformação de imagem por campos externos.
- b) proteção dos circuitos contra manipulação indevida / perturbação ou deformação de imagem por campos externos.
- c) riscos pessoais por alta tensão / sobrecarga dos circuitos internos por ações externas.
- d) proteção dos circuitos contra a manipulação indevida / sobrecarga da rede por fuga de corrente.
- e) proteção dos circuitos contra manipulação indevida / sobrecarga dos circuitos internos por ação externa.

2. Thomson: o pai do elétron

Em 1897, Thomson descobriu uma partícula (o elétron) e estabeleceu a Teoria da Natureza Elétrica da Matéria. Ficou conhecido como "pai do elétron".

Um assunto de interesse daquela época era a constituição do raio catódico. Havia duas teorias propostas por Thomson:

- que os raios catódicos fossem feitos de partículas eletrizadas;
- que os raios catódicos e as partículas eletrizadas eram coisas distintas.

Mesmo que os raios catódicos produzissem uma fluorescência quando incidiam no vidro, não dava para ver os elétrons. Os raios catódicos surgem no cátodo marcado com a letra K. Passam através de uma fenda ligada ao A e formam, assim, uma estreita área fosforescente no tubo de vidro.

Thomson pegou um ímã e aproximou-o do tubo. A mancha fosforescente deslocou-se, provando que os raios eram desviados. Manejando o ímã, Thomson podia direcionar, à vontade, os raios e dirigi-los para a fenda no escudo protetor. Quando os raios passavam pela fenda, um eletroscópio ligado ao elétron do receptor mostrava um desvio. Isso mostrou que o raio catódico é realmente formado por eletricidade negativa.

Thomson foi um gênio e um grande ser humano. Morreu no ano de 1940. Foi um grande mestre que deixou precioso legado de manuais de Física, Matemática e Química.

Com base nos seus conhecimentos e no texto, marque a alternativa correta.

- a) Os raios catódicos são formados por partículas positivas, sendo formadas por elétrons.
- b) Uma das conclusões feitas com a descoberta dos raios catódicos era de que eles apresentavam massa (corpúsculos) e eram atraídos por um campo elétrico positivo e, ao serem projetados em um orifício, apresentavam uma sombra.
- c) Os elétrons são partículas de massa desprezível e carga positiva.
- d) A descoberta dos raios catódicos foi fundamental para a descoberta dos elétrons, embora hoje se saiba que os elétrons são partículas impossíveis de existir.
- e) Thomson sugere, em seu modelo atômico, que os elétrons estão encrustados em um núcleo neutro contendo prótons e elétrons.

3. Para se ter ideia sobre as dimensões atômicas em escala macroscópica, considera-se que, caso o prédio central da Universidade Estadual de Goiás, em Anápolis, fosse o núcleo do átomo de hidrogênio, a sua eletrosfera poderia estar a aproximadamente 1000 km. Dessa forma, o modelo atômico para matéria é uma imensidão de vácuo com altas forças de interação.

Considerando-se a comparação apresentada no enunciado, a presença de eletrosfera é coerente com os modelos atômicos de

- a) Dalton e Bohr.
- b) Bohr e Sommerfeld.
- c) Thomson e Dalton.
- d) Rutherford e Thompson.
- e) Dalton e Rutherford.

4. As teorias atômicas vêm se desenvolvendo ao longo da história. Até o início do século XIX, não se tinha um modelo claro da constituição da matéria. De lá até a atualidade, a ideia de como a matéria é constituída sofreu diversas

modificações, como se pode observar no modelo atômico de Bohr, que manteve paradigmas conceituais sobre a constituição da matéria, mas também inseriu novos conceitos surgidos no início do século XX. No modelo atômico de Bohr,

- o elétron circula em órbita com raio aleatório ao redor do átomo.
 - o elétron é descrito por uma função de onda.
 - para descrever o elétron em um orbital, são necessários 4 números quânticos.
 - toda a massa do átomo está concentrada no núcleo, que ocupa uma porção ínfima do espaço.
 - o elétron de um átomo no estado fundamental pode ocupar camadas com energia igual ou superior à energia de seu estado estacionário.
5. Na produção de fogos de artifício, diferentes metais são misturados à pólvora para que os fogos, quando detonados, produzam cores variadas. Por exemplo, o sódio, o estrôncio e o cobre produzem, respectivamente, as cores amarela, vermelha e azul. Se a localização dos elétrons em um determinado nível depende da sua quantidade de energia, é correto afirmar que
- quando a pólvora explode, a energia produzida excita os elétrons dos átomos desses metais, fazendo-os passar de níveis de menor energia para níveis de maior energia; ao retornarem, liberam energia na forma de luz.
 - os níveis de maior energia são aqueles mais próximos do núcleo e os níveis de menor energia são aqueles mais distantes do núcleo.
 - quando o elétron retorna para o estado fundamental, ocorre ganho de energia sob a forma de luz.
 - a luminosidade colorida nos fogos de artifício não depende do salto de elétrons de um nível para outro.
 - no laboratório, o estrôncio poderia ser identificado pela coloração amarela quando este recebe o calor de uma chama.
6. Uma matéria divulgada na comunidade científica revela a criação de um sorvete que brilha no escuro. Ele é produzido com uma proteína encontrada na água-viva que reage com o cálcio em pH neutro quando o sorvete é degustado. O brilho do sorvete é ocasionado por um fenômeno conhecido como
- luminescência.
 - deliquescência.
 - fluorescência.
 - incandescência.
 - triboluminescência.
7. O enunciado "Em um mesmo átomo, não podem existir dois elétrons com o mesmo conjunto de números quânticos" refere-se a(ao)
- Princípio da Exclusão de Pauli.
 - Princípio da Conservação de Energia.
 - modelo atômico de Thomson.
 - modelo atômico de Rutherford.
 - um dos princípios da Teoria da Relatividade Restrita.
8. Coube aos filósofos gregos atomistas Leucipo, Demócrito (século III a.C.) e Epicuro (século II a.C.) sugerirem a existência do átomo e proporem uma teoria atômica. Os estudos específicos sobre o tema foram retomados por Dalton no século XIX. A respeito de modelos atômicos propostos, assinale a alternativa correta.
- Rutherford propôs o primeiro modelo que descreve a estrutura quântica do átomo de hidrogênio.
 - A dualidade onda-partícula, que é uma propriedade fundamental das partículas subatômicas, foi enunciada pelo físico Louis de Broglie.

- O modelo de Thomson reduziu o átomo a um sistema solar em miniatura, considerando o núcleo como se fosse o Sol, e os elétrons como se fossem os planetas.
- Segundo Planck, o átomo só emite ou absorve energia quando o elétron passa de um nível de energia para outro.
- Segundo Heisenberg, o átomo apresenta comportamento dual (onda e partícula).

9. Entre os conjuntos de números quânticos (n, ℓ, m, s) apresentados nas alternativas a seguir, um deles representa números quânticos não permitidos para os elétrons da subcamada mais energética do Fe (II), um íon indispensável para a sustentação da vida dos mamíferos, pois está diretamente relacionado com a respiração desses animais.

Dados: Fe ($Z = 26$); considere o primeiro elétron a entrar no orbital: $s = -\frac{1}{2}$.

Esse conjunto descrito corresponde a

- $(3, 2, 0, \frac{1}{2})$.
- $(3, 2, -2, +\frac{1}{2})$.
- $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$.
- $(3, 2, -3, \frac{1}{2})$.
- $(3, 2, 1, \frac{1}{2})$.



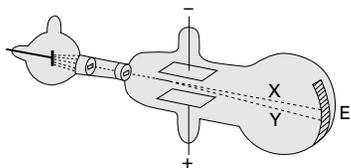
Atividades propostas

- Os estudos realizados por Rutherford mostraram que o átomo deveria ser constituído por um núcleo positivo com elétrons girando ao seu redor. Os elétrons foram inicialmente levados em consideração no modelo atômico proposto por
 - Niels Bohr.
 - Joseph John Thomson.
 - John Dalton.
 - Werner Heisenberg.
 - Ernest Rutherford.
- Há mais de 100 anos, J. J. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico
 - o fato de o átomo ser indivisível.
 - a existência de partículas subatômicas.
 - os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
 - os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
 - o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

3. A Lei da Conservação da Massa, enunciada por Lavoisier em 1774, é uma das leis mais importantes das transformações químicas. Ela estabelece que, durante uma transformação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Essa teoria pôde ser explicada, alguns anos mais tarde, pelo modelo atômico de Dalton. Entre as ideias de Dalton, a que oferece a explicação mais apropriada para a Lei da Conservação da Massa de Lavoisier é a de que

- os átomos não são criados, destruídos ou convertidos em outros átomos durante uma transformação química.
- os átomos são constituídos por 3 partículas fundamentais: prótons, nêutrons e elétrons.
- todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos em todos os aspectos de caracterização.
- um elétron em um átomo pode ter somente certas quantidades específicas de energia.
- toda a matéria é composta por átomos.

4. No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos em um cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E). Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada X.



Nesses experimentos, Thomson observou que

- a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo.
- os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas com cargas de sinal contrário, desviavam-se na direção da placa positiva. Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y.

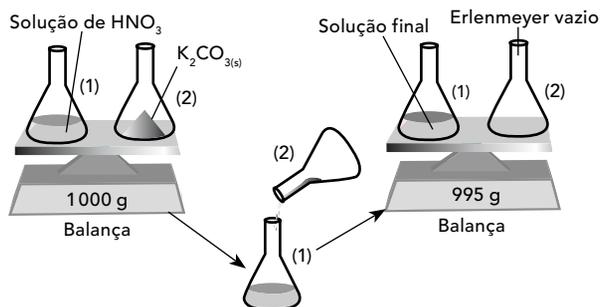
Considerando-se essas observações, é correto afirmar que os raios catódicos são constituídos de

- elétrons.
- ânions.
- prótons.
- cátions.
- íons.

5. Em determinado momento histórico, o modelo atômico vigente e que explicava parte da constituição da matéria considerava que o átomo era composto por um núcleo com carga positiva. Ao redor deste, havia partículas negativas uniformemente distribuídas. A experiência investigativa que levou à proposição desse modelo foi aquela na qual

- se realizou uma série de descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos.
- se determinaram as leis ponderais das combinações químicas.
- se analisaram espectros atômicos com emissão de luz com cores características para cada elemento.
- se caracterizaram estudos sobre radioatividade, dispersão e reflexão de partículas alfa.
- se providenciou a resolução de uma equação para determinação dos níveis de energia da camada eletrônica.

6. Querendo verificar a Lei da Conservação das Massas, um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir.



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor do que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido.

- A Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e pressão.
- A Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
- De acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes quando estes se encontram no mesmo estado físico.
- Para que se verifique a Lei de Lavoisier, é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.
- Houve excesso de um dos reagentes, o que invalida a Lei de Lavoisier.

7. Comemorou-se, no ano de 2011, o centenário do modelo atômico proposto pelo físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937), prêmio Nobel de Química em 1908. Em 1911, Rutherford bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas alfa, oriundas de uma amostra contendo o elemento químico polônio.

De acordo com o seu experimento, Rutherford concluiu que

- o átomo é uma partícula maciça e indestrutível.
- existe, no centro do átomo, um núcleo pequeno, denso e negativamente carregado.
- os elétrons estão mergulhados em uma massa homogênea de carga positiva.
- a maioria das partículas alfa sofria um desvio ao atravessar a lâmina de ouro.
- existem, no átomo, mais espaços vazios do que preenchidos.

8. Os modelos atômicos são teorias elaboradas pelos cientistas como tentativa de explicar o átomo, baseada na experimentação. Apesar de existirem hoje modelos abrangentes, a proposta de Rutherford apresenta uma particularidade que não foi alterada naqueles que o sucederam. Tal característica é a(o)

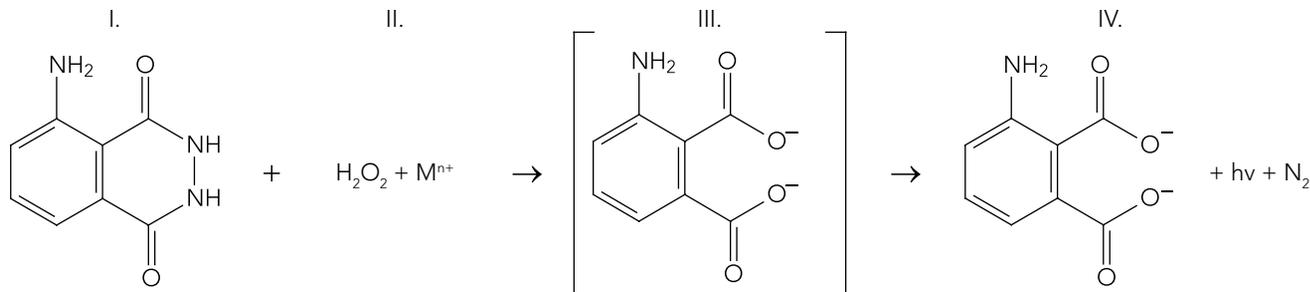
- existência de orbitais atômicos.
- presença do núcleo denso e positivo.
- distribuição dos elétrons em níveis e subníveis.
- presença de um núcleo com prótons e nêutrons.
- confinamento dos elétrons em camadas quantizadas.

9. (ENEM) Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite visualizar locais contaminados com pequenas quantidades de sangue, mesmo em superfícies lavadas. É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição (Mn^{n+}), forma-se o composto 3-aminofalato (III), que sofre uma relaxação, dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ($h\nu$) e de gás nitrogênio (N_2).

Química nova, 25, n. 6, 2002. p. 1003-1011. (adaptado)

Dados:

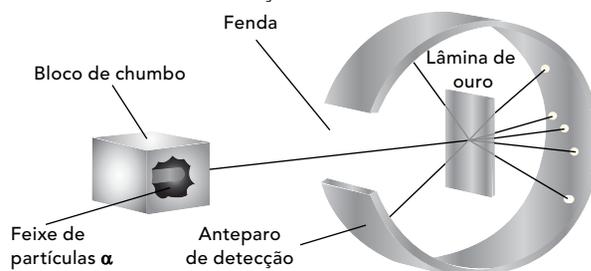
Pesos moleculares: luminol = 177; 3-aminofalato = 164.



Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de

- fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam, liberando luz.
 - incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
 - quimioluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
 - fosforescência, em que átomos excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.
 - fusão nuclear a frio, por meio de reação química de hidrólise com liberação de energia.
10. Os fundamentos da estrutura da matéria e da atomística, baseados em resultados experimentais, tiveram sua origem com John Dalton, no início do século XIX. Desde então, no transcorrer de aproximadamente 100 anos, outros cientistas, como Thomson, Rutherford e Bohr, deram contribuições marcantes de como possivelmente o átomo estaria estruturado. Com base nas ideias propostas por esses cientistas, pode-se afirmar corretamente que
- Rutherford foi o primeiro a propor a ideia de que os átomos eram, na verdade, grandes espaços vazios constituídos por um centro pequeno, positivo e denso com elétrons girando ao seu redor.
 - Thomson utilizou uma analogia inusitada ao comparar um átomo com um “pudim de passas”, em que as passas seriam prótons incrustados em uma massa uniforme de elétrons dando origem à atual eletrosfera.
 - Dalton comparou os átomos a esferas maciças, perfeitas e indivisíveis, como “bolas de bilhar”. A partir desse estudo surgiu o termo **átomo**, que significa “sem partes” ou “indivisível”.
 - o modelo atômico de Bohr foi o primeiro a envolver conceitos de Mecânica Quântica, em que a eletrosfera possuía apenas algumas regiões acessíveis, denominadas “níveis de energia”, sendo ao elétron proibida a movimentação entre estas regiões.
 - Rutherford utilizou em seu famoso experimento uma fonte radioativa que emitia descargas elétricas em uma fina folha de ouro, além de um anteparo para detectar a direção tomada pelos elétrons.

11. O experimento a seguir foi determinante durante a evolução da Teoria Atômica.



Ele ajudou a provar que

- os elétrons existem e têm massa.
- o átomo é constituído por um núcleo positivo, extremamente pequeno, localizado no centro de uma esfera muito maior onde estão os elétrons.
- os elétrons se movimentam em torno do núcleo como a Lua em volta da Terra.
- o átomo é uma esfera carregada positivamente, na qual alguns elétrons estão incrustados.
- os elétrons estão em órbitas circulares em torno do núcleo.

12. Com o passar do tempo, os modelos atômicos sofreram várias mudanças, pois novas ideias surgiam sobre o átomo. Considerando os modelos atômicos existentes, assinale a alternativa correta.
- Para Dalton, átomos iguais possuem massas iguais, e átomos diferentes possuem massas diferentes, teoria aceita nos dias atuais.
 - No modelo de Rutherford, o átomo possui duas regiões bem definidas: núcleo e eletrosfera, a qual é dividida em níveis e subníveis.
 - O modelo atômico de Thomson chamava-se “modelo do pudim de passas”, no qual os prótons seriam as passas, e os elétrons, o pudim.
 - Para Sommerfeld, se um elétron está na camada L, este possui uma órbita circular e três órbitas elípticas.
 - Para Bohr, quando um elétron recebe energia, este passa para uma camada mais afastada do núcleo; cessada a energia recebida, o elétron retorna a sua camada inicial, emitindo essa energia na forma de onda eletromagnética.
13. Wolfgang Ernst Pauli (1900-1958), físico austríaco, estabeleceu o princípio de exclusão, segundo o qual férmions, como é o caso dos elétrons, “não podem ocupar o mesmo estado quântico simultaneamente”. Esse princípio está em consonância com uma das propriedades da matéria, conhecida pelos pré-socráticos desde os tempos imemoriais, denominada de
- impenetrabilidade.
 - inércia.
 - divisibilidade.
 - extensão.
 - ductibilidade.
14. Em 1905, Albert Einstein publicou um artigo fornecendo uma explicação simples para um problema que intrigava os cientistas desde 1827: a existência dos átomos. Analise as afirmativas a seguir à luz das teorias atômicas e, na sequência, assinale a correta.
- Rutherford, com base em seus experimentos, defendeu um modelo atômico, no qual os prótons estariam confinados em um diminuto espaço denominado núcleo, ao redor do qual estariam dispersos os nêutrons.
 - A teoria de Rutherford não explicava a estabilidade da estrutura atômica. Para completar o modelo proposto, Bohr elaborou uma teoria sobre a distribuição e o movimento dos átomos.
 - É importante conhecer a distribuição eletrônica, ou seja, as prováveis posições dos elétrons em um átomo, porque, com base nela, pode-se prever a reatividade de um dado elemento.
 - Hoje, o modelo atômico de Bohr é conhecido como “modelo atômico atual”, ou “modelo do orbital”.
 - O modelo de Sommerfeld propôs para os elétrons a ideia de órbitas circulares.
15. Ao longo da história da Química, muitos modelos atômicos surgiram para tentar explicar a complexidade do átomo, desde a crença de que ele seria uma minúscula esfera até a construção de um modelo matemático probabilístico. Com relação às características do átomo e ao conceito de elemento químico, é correto afirmar que
- a caracterização de um elemento químico ocorre pela determinação do seu número de massa.
 - os átomos de um mesmo elemento químico obrigatoriamente devem apresentar o mesmo número de nêutrons.
 - na eletrosfera, região que concentra toda a massa do átomo, encontram-se os elétrons.
 - o número de massa ou número de Moseley é a soma do número de prótons com o número de elétrons.
 - o elemento químico corresponde a um conjunto de átomos de mesma carga nuclear.
16. Castanha-do-pará é um dos alimentos mais ricos em selênio, que reduz o risco de cânceres como o do pulmão e o da próstata (*Superinteressante*, nov. 2002). O selênio – elemento químico descoberto em 1877, na Suécia – é utilizado como descorante de vidro, em toner fotográfico e xampu anticaspa.
- Os valores dos números quânticos ℓ e m do 29º elétron do selênio ($Z = 34$) são, respectivamente,
- 1 e -1.
 - 2 e +1.
 - 2 e +2.
 - 1 e +1.
 - 0 e +3.
17. A forma como os elétrons são distribuídos entre os orbitais de um átomo é chamada de configuração eletrônica, que, entre outras informações, pode indicar a que família e período da tabela periódica um elemento químico pertence. Com base nisso, considere três elementos químicos, X, Y e Z, cujos números atômicos são 35, 54 e 56. Pela configuração eletrônica, é correto afirmar que
- o elemento X localiza-se na família 14 e no 2º período da tabela periódica.
 - o elemento Y localiza-se na família 13 e no 5º período da tabela periódica.
 - o elemento Z localiza-se na família 2 e no 6º período da tabela periódica.
 - os elementos X e Y são não metais, mesmo pertencendo a famílias e períodos diferentes.
 - os elementos X e Y são metais, mesmo pertencendo a famílias e períodos diferentes.
18. Considere que os átomos dos elementos X e Z apresentem, respectivamente, os seguintes conjuntos de números quânticos para seus elétrons de diferenciação:
- Átomo X: $n = 4; \ell = 0; m = 0; s = +\frac{1}{2}$
- Átomo Z: $n = 5; \ell = 1; m = 0; s = +\frac{1}{2}$
- Dado:** convenção do *spin* do primeiro elétron: $-\frac{1}{2}$.
- Com base nesses dados, é correto afirmar que
- o elemento X é um metal alcalino, e o elemento Z é um gás nobre.
 - os números atômicos dos elementos X e Z são, respectivamente, 30 e 51.
 - o elemento X possui 2 elétrons de valência, e o elemento Z possui 5 elétrons.
 - a fórmula do composto formado por átomos de X e Z é XZ_2 .
 - os elementos X e Z pertencem à mesma família, mas a períodos diferentes.

Distribuição eletrônica; Paramagnetismo, diamagnetismo e ferromagnetismo; Características do átomo e semelhança atômica

Diagrama de Pauling e distribuição eletrônica

O cientista americano Linus Pauling (1901-1994) desenvolveu um método para distribuir os elétrons dos átomos e dos íons na eletrosfera. Tal método foi desenvolvido com base em estudos de Mecânica Quântica, principalmente os trabalhos de Bohr, Schrödinger e Heisenberg.

Linus Pauling demonstrou, experimentalmente, que os elétrons estão distribuídos nos átomos em ordem crescente de energia, visto que todas as vezes que o elétron recebe energia, ele salta para uma camada mais externa (mais energética) à qual ele se encontra, e, no momento da volta para sua camada de origem (menos energética), ele emite luz, em virtude da energia absorvida anteriormente.

Observe o diagrama de Pauling.

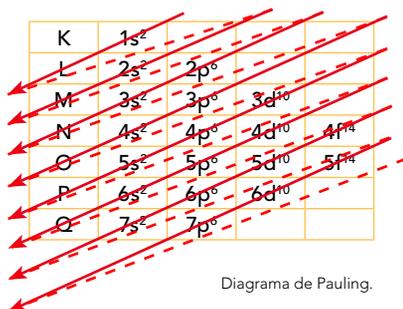


Diagrama de Pauling.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6 \dots$

Ordem crescente de energia →

Exemplos:

Cloro: ${}_{17}\text{Cl}^{\ominus}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Magnésio: ${}_{12}\text{Mg}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Cálcio: ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Distribuição eletrônica de íons

- **Ânions:** espécies químicas que ganharam elétrons.

Íons cloreto: ${}_{17}\text{Cl}^{\ominus}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (ganhou um elétron).

Íons sulfeto: ${}_{16}\text{S}^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (ganhou dois elétrons).

- **Cátions:** espécies químicas que perderam elétrons.

Distribuição eletrônica para o cálcio (Z = 20):

No estado neutro: ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Na forma de íon: ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (note que o íon perdeu dois elétrons da camada de valência).

Distribuição eletrônica para o ferro (Z = 26):

No estado neutro: ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Na forma de íon: ${}_{26}\text{Fe}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ (observe que o íon ferro perdeu dois elétrons da camada de valência: $4s^2$).

Distribuição anômala

Duas distribuições eletrônicas diferem do comportamento esperado:

- $n-1s^2 nd^4$ que passará a ser $n-1s^1 nd^5$

Exemplo para o crômio (Z = 24):

Esperado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

Correto: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

- $n-1s^2 nd^9$ que passará a ser $n-1s^1 nd^{10}$

Exemplo para o cobre (Z = 29):

Esperado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

Correto: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

A explicação para tais exceções é o motivo energético, ou seja, isso ocorre no intuito de tornar a distribuição eletrônica do átomo mais estável.

Paramagnetismo, diamagnetismo e ferromagnetismo

Qualquer matéria poderá exibir propriedades magnéticas quando submetida a um campo magnético externo. Até mesmo substâncias como zinco e alumínio, que normalmente são livres de propriedades magnéticas, são afetadas pela presença de um campo magnético produzido por qualquer polo de um ímã de barra. Dependendo se há ou não atração ou repulsão pelo polo de um ímã, a matéria é classificada como **paramagnética** ou **diamagnética**, respectivamente. Alguns materiais, notavelmente o ferro, mostram uma atração muito grande para o polo de uma barra permanente de ímã; materiais desse tipo são chamados de **ferromagnéticos**. O fato de um material apresentar propriedades magnéticas está relacionado com o emparelhamento e desemparelhamento dos elétrons nos orbitais.

Exemplos:

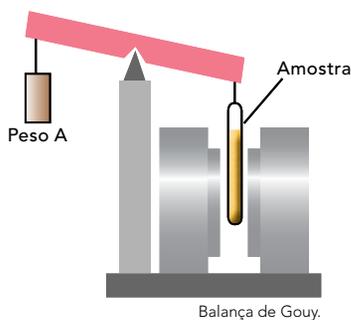
Elétrons emparelhados

Elétrons desemparelhados

- **Materiais paramagnéticos** – São materiais (átomos, moléculas ou íons) que possuem elétrons desemparelhados e que, na presença de um campo magnético, se alinham, fazendo surgir, dessa forma, um ímã que tem a capacidade de provocar um leve aumento na intensidade do valor do campo magnético em um ponto qualquer. Esses materiais são fracamente atraídos pelos ímãs. São materiais paramagnéticos o alumínio, o magnésio, o sulfato de cobre, entre outros.

- **Materiais diamagnéticos** – São materiais (átomos, moléculas ou íons) que, se colocados na presença de um campo magnético, têm seus ímãs elementares orientados no sentido contrário ao sentido do campo magnético aplicado. Assim, estabelece-se, na substância, um campo magnético que possui sentido contrário ao do campo aplicado. São substâncias diamagnéticas o bismuto, o cobre, a prata e o chumbo, entre outros.

Na natureza, os materiais mais comuns são diamagnéticos; logo, tendem a ser repelidos por um campo magnético externo. É possível observar esse efeito com uma balança de Gouy.



Compostos paramagnéticos tendem a se mover na direção do campo magnético e parecem pesar mais na presença de um campo magnético do que na ausência dele. Logo, caso a amostra seja de um material diamagnético, o peso A irá descer; se a amostra for de um material paramagnético, a amostra será atraída, e o peso A continuará no alto.

➤ **Materiais ferromagnéticos** – As substâncias que compõem esse grupo apresentam características bem diferentes daquelas dos materiais paramagnéticos e diamagnéticos. Esses materiais (átomos ou íons) se imantam fortemente se colocados na presença de um campo magnético. É possível verificar, experimentalmente, que a presença de um material ferromagnético altera fortemente o valor da intensidade do campo magnético. São substâncias ferromagnéticas somente o ferro, o cobalto, o níquel e as ligas que são formadas por essas substâncias. Os materiais ferromagnéticos são muito utilizados quando se deseja obter campos magnéticos de altas intensidades.

Atomística

Após vários modelos atômicos, aprendeu-se muito sobre a estrutura atômica. Desde o modelo atômico de Thomson, com a descoberta dos elétrons, e o modelo de Rutherford, no qual o átomo apresentava um núcleo positivo e denso, contendo prótons e uma eletrosfera negativa, a qual continha elétrons, até a descoberta dos nêutrons por Chadwick, o átomo começa a ser uma partícula minúscula e divisível.

A tabela a seguir mostra os valores para as cargas e as massas das partículas subatômicas fundamentais descobertas até então.

Representação esquemática do átomo		
Elétron (e⁻)	Próton (p⁺)	Nêutron (n⁰)
Massa (g): 9,109 · 10 ⁻²⁸	Massa (g): 1,673 · 10 ⁻²⁴	Massa (g): 1,675 · 10 ⁻²⁴
Massa (u.m.a.): 0,0005	Massa (u.m.a.): 1	Massa (u.m.a.): 1
Carga: -1	Carga: +1	Carga: 0

As partículas subatômicas são utilizadas como subsídios para a identificação do átomo, e, dessa forma, é necessário o entendimento de alguns conceitos fundamentais em relação ao átomo.

Número atômico (Z)

O número atômico representa a quantidade de prótons que um átomo possui em seu núcleo.

Vale ressaltar que, a partir do número atômico, um átomo no estado fundamental, ou seja, em estado neutro, possui o número de elétrons igual ao número de prótons. Desse modo, o átomo de ferro (Fe), por exemplo, tem número atômico igual a 26, ou seja, possui 26 prótons no núcleo e apresenta 26 elétrons na eletrosfera.

Número de massa (A)

O número de massa está relacionado com a soma do número de prótons (Z) e o número de nêutrons (n) de um átomo.

Considerando que os elétrons apresentam massa desprezível, em relação à massa do próton e do nêutron, pode-se utilizar uma expressão matemática que relaciona o número atômico (Z), o número de massa (A) e o número de nêutrons (n).

$$A = Z + n$$

Exemplo:

Um átomo apresenta número de massa igual a 50 e cerca de 20 nêutrons. Qual o seu número atômico?

Substituindo cada valor na fórmula, tem-se:

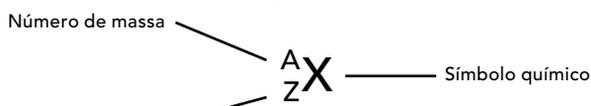
$$A = Z + n$$

$$50 = Z + 20$$

$$Z = 30$$

Representação de um átomo

Para representar o número de massa e o número atômico de um átomo, utiliza-se a seguinte notação:



Exemplo:



Número de massa 14 e número atômico 6.

Semelhança atômica

É muito comum dois ou mais átomos apresentarem o mesmo número atômico e o mesmo número de massa. Em decorrência disso, surgiram as semelhanças atômicas, a partir das quais as entidades químicas puderam ser denominadas como **isótopos**, **isoeletrônicos**, **isóbaros** e **isótonos**.

➤ **Isótopos** – São entidades químicas que possuem o mesmo número de prótons e diferentes números de nêutrons e de massa.

Exemplos:

Isótopos de hidrogênio: ${}^1_1\text{H}$ (prótio), ${}^2_1\text{H}$ (deutério) e ${}^3_1\text{H}$ (trítio).

Isótopos de oxigênio: ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$ e ${}^{18}_8\text{O}$.

➤ **Isoeletrônicos** – São aqueles átomos que possuem o mesmo número de elétrons.

Exemplos:

Íon do elemento alumínio: ${}_{13}\text{Al}^{3+}$ (apresenta 13 prótons e 10 elétrons).

Íon do elemento magnésio: ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ (apresenta 12 prótons e 10 elétrons).

Íon do elemento sódio: ${}_{11}\text{Na}^{+}$ (apresenta 11 prótons e 10 elétrons).

- ▶ **Isóbaros** – Apresentam o mesmo número de massa e diferentes números de nêutrons e de prótons.

Exemplos:

Átomo de carbono: ${}^{12}_6\text{C}$ (número atômico 6 e número de massa 12).

Átomo de nitrogênio: ${}^{12}_7\text{N}$ (número atômico 7 e número de massa 12).

- ▶ **Isótonos** – Apresentam o mesmo número de nêutrons e diferentes números de massa e de prótons.

Exemplos:

Átomo de flúor: ${}^{19}_9\text{F}$ (número atômico 9, número de massa 19 e nêutrons 10).

Átomo de neônio: ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ (número atômico 10, número de massa 20 e nêutrons 10).



Atividades para sala

- O alumínio é o metal mais abundante na crosta terrestre, sendo o principal componente da alumina (Al_2O_3), utilizada para a obtenção de alumínio metálico. No composto anterior, o alumínio está na forma de cátion trivalente. A distribuição eletrônica desse íon é
 - $1s^2 2s^2 2p^6$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
- Uma grande fabricante mundial de brinquedos anunciou, recentemente, uma chamada aos clientes devido à necessidade de substituição de alguns de seus produtos (*recall*), com elevados teores de chumbo presentes no pigmento utilizado nas tintas aplicadas nesses brinquedos. O chumbo, na sua forma catiônica, possui elevada toxicidade, afetando principalmente a síntese da hemoglobina nos organismos. Sabendo-se que o número atômico (Z) do chumbo é 82 e o do xenônio é 54, assinale a alternativa que apresenta a configuração eletrônica correta para o cátion bivalente do chumbo.
 - $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
 - $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
 - $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^9 6p^1$
 - $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$
 - $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^8 6p^2$
- Os portugueses introduziram hábitos que marcaram o paladar brasileiro: valorizaram o consumo do sal e revelaram o açúcar aos africanos e índios do Brasil. É de Portugal que nossa cozinha adotou os doces de ovos, goiabada, marmelada, bananada, figada e outras “adas” que constituem o arsenal energético das sobremesas. Muitos desses doces eram produzidos em tachos de cobre, possibilitando, assim, um melhor aproveitamento e armazenamento das frutas. Atualmente, a produção desses alimentos ocorre em recipientes de aço inoxidável.

UNIVERSIDADE FEDERAL DE BRASÍLIA. A contribuição dos portugueses. ATAN/DAB/SPS/MS.

Sobre o cobre, é correto afirmar que

- é um metal alcalino e está no quarto período, pois sua configuração eletrônica é $1s^2 1p^6 2s^2 2p^8 3s^2 3p^8 4s^1$.
- é um metal alcalinoterroso e está no terceiro período, pois sua configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- é um elemento de transição interna e está no quarto período, pois sua configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$.
- é um metal de transição externa e está no quarto período, pois sua configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$.
- é um ametal da família dos calcogênios (“formadores de cobre”) e está no terceiro período, pois sua configuração eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$.

4. Água coletada em Fukushima em 2013 revela radioatividade recorde

A empresa responsável pela operação da usina nuclear de Fukushima, Tokyo Electric Power (Tepco), informou que as amostras de água coletadas na central em julho de 2013 continham um nível recorde de radioatividade, cinco vezes maior que o detectado originalmente. A Tepco explicou que uma nova medição revelou que o líquido, coletado de um poço de observação entre os reatores 1 e 2 da fábrica, continha nível recorde do isótopo radioativo estrôncio-90.

Disponível em: <<http://www.folha.uol.com.br>>. (adaptado)

O estrôncio-90, ${}^{90}_{38}\text{Sr}$, é o principal isótopo desse elemento químico encontrado nos reatores nucleares. Sobre esse isótopo, é correto afirmar que seu cátion bivalente possui

- 38 prótons, 50 nêutrons e 36 elétrons.
 - 36 prótons, 52 nêutrons e 38 elétrons.
 - 38 prótons, 50 nêutrons e 38 elétrons.
 - 38 prótons, 52 nêutrons e 36 elétrons.
 - 36 prótons, 52 nêutrons e 36 elétrons.
- Uma amostra de um elemento E tem isótopos ${}^A\text{E}$ e ${}^B\text{E}$ com abundâncias 75% e 25%, respectivamente. Considerando que a massa atômica do isótopo ${}^A\text{E}$ é 34,97 e que a massa atômica média do elemento E, nessa amostra, é 35,47, o número de massa B é
 - 35.
 - 36.
 - 37.
 - 38.
 - 39.
 - As afirmações que se seguem dizem respeito a dois elementos, A e B.
 - B possui número de massa igual a 39.
 - O número atômico de A é igual a 20.
 - B é isoeletrônico do íon A^+ .
 - A e B são isótonos.
 Pode-se afirmar que
 - A e B^+ são isoeletrônicos.
 - o número de massa de A é igual a 40.
 - o número de elétrons de B é igual a 20.
 - o número de nêutrons de A é igual a 17.
 - A e B são isóbaros.



Atividades propostas

- Considerando-se um elemento M genérico qualquer, que apresenta configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, são feitas as seguintes afirmações:
 - Seu número atômico é 25.
 - Possui 7 elétrons na última camada.
 - Apresenta 5 elétrons desemparelhados.
 - Apresenta 20 elétrons emparelhados.

Estão corretas as afirmações

- I, III e IV, somente.
- I e III, somente.
- II e IV, somente.
- I e IV, somente.
- II, III e IV, somente.

2. Os implantes dentários estão mais seguros no Brasil e já atendem às normas internacionais de qualidade. O grande salto de qualidade aconteceu no processo de confecção dos parafusos e pinos de titânio que compõem as próteses. Feitas com ligas de titânio, essas próteses são usadas para fixar coroas dentárias, aparelhos ortodônticos e dentaduras nos ossos da mandíbula e do maxilar.

Jornal do Brasil, out. 2009.

Considerando que o número atômico do titânio é 22, sua configuração eletrônica será

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

3. A regra de Hund foi formulada pela primeira vez em 1927, pelo físico alemão Friedrich Hund. Ele partiu diretamente da estrutura nuclear das moléculas, já conhecida e medida, e tentou calcular os orbitais moleculares adequados por via direta, resultando na regra de Hund. Essa regra afirma que a energia de um orbital incompleto é menor quando nela existe o maior número possível de elétrons com *spins* paralelos.

Considerando a distribuição eletrônica do átomo de enxofre em seu estado fundamental ($Z = 16$), assinale a opção que apresenta a aplicação correta da regra de Hund.

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^0$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^0 3p_z^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^2 3p_z^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

4. O coração artificial colocado em Elói começou a ser desenvolvido há quatro anos nos Estados Unidos e já é usado por cerca de 500 pessoas. O conjunto, chamado de *Heartmate*, é formado por três peças principais. A mais importante é uma bolsa redonda com 1,2 quilo, 12 centímetros de diâmetro e 3 centímetros de espessura, feita de titânio – um metal branco-prateado, leve e resistente.

Veja, jul. 2009.

Entre os metais a seguir, aquele que apresenta, na última camada, número de elétrons igual ao do titânio é o

Dados: Ti ($Z = 22$); C ($Z = 6$); Na ($Z = 11$); Ga ($Z = 31$); Mg ($Z = 12$); Xe ($Z = 54$).

- C.
- Na.
- Ga.
- Mg.
- Xe.

5. Existem as seguintes configurações eletrônicas dos átomos A, B, C, D e E no estado fundamental:

- A: $1s^2 2s^2$
 B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 C: $1s^2 2s^2 2p^3$
 D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

É correto afirmar que

- o átomo que tem mais elétrons na última camada eletrônica é o D.
 - o átomo C apresenta 3 camadas eletrônicas ocupadas.
 - o átomo A tem o mesmo número de camadas eletrônicas que o átomo E.
 - o átomo B tem 3 elétrons na última camada eletrônica.
 - os átomos A e E têm suas últimas camadas eletrônicas completas.
6. Dadas as configurações eletrônicas finais de alguns elementos químicos, a que representa um cátion bivalente estável é
- $2s^2 2p^1$.
 - $2s^2 2p^3$.
 - $2s^2 2p^5$.
 - $3s^2 3p^4$.
 - $3s^2 3p^6$.
7. Isótopos radioativos de iodo são utilizados no diagnóstico e tratamento de problemas da glândula tireoide, sendo, em geral, ministrados na forma de sais de iodeto. Os números de prótons, nêutrons e elétrons no isótopo $^{131}_{53}\text{I}^-$ são, respectivamente,
- 53, 78 e 52.
 - 53, 78 e 54.
 - 53, 131 e 53.
 - 131, 53 e 131.
 - 52, 78 e 53.
8. Diferentes elementos químicos têm sido usados com a finalidade de avaliar a idade de objetos de interesse, entre os quais podemos citar urânio ($Z = 92$), C^{12} , C^{13} e C^{14} , K (19 prótons e 20 nêutrons) e $^{85}_{37}\text{Rb}$.
- A respeito do texto, assinale a alternativa correta.
- O tório ($Z = 90$) é isótopo do urânio.
 - Os elementos C^{12} , C^{13} e C^{14} são isótopos entre si.
 - O potássio apresenta massa atômica maior que o rubídio.
 - Se o número de massa do rubídio aumentar em sete unidades, ele se torna isóbaro do U^{92} .
 - O rubídio é isótono do potássio.
9. O íon magnésio, segundo cátion mais prevalente do corpo humano, forma complexos com uma ampla variedade de moléculas orgânicas que têm atividades biológicas. A deficiência de magnésio manifesta-se clinicamente por formigamento, paralisias (na face, nas mãos e nos pés), tremor, espasmo muscular, mudanças de personalidade, hipocalcemia associada à hipocalcemia sem outra causa óbvia, anorexia, náuseas e vômitos. Relativamente ao íon Mg^{2+} , de número atômico 12 e número de massa 24, é correto afirmar que
- apresenta 12 elétrons na eletrosfera.
 - apresenta 10 nêutrons no núcleo atômico.
 - apresenta 10 prótons no núcleo.
 - apresenta configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
 - tem configuração eletrônica idêntica ao íon Na^+ , de número atômico 11.

Lei das Oitavas de Newlands

Cientista e músico inglês, John Newlands propôs a organização dos elementos em linhas horizontais, de acordo com a ordem crescente de suas massas atômicas. Cada linha continha sete elementos, os quais estavam relacionados com notas musicais. Pela sua lógica, o oitavo elemento apresentava propriedades semelhantes ao primeiro.

A essa sequência de repetições de propriedades, Newlands deu o nome de **Lei das Oitavas**. Sua proposta de organização dos elementos foi muito criticada pelos membros da Sociedade de Química de Londres.

Após algumas décadas, o mérito do seu trabalho foi reconhecido por relacionar a ideia de periodicidade em função das massas atômicas dos elementos.

H	Li	Ga	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te
I	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au
Pt, Ir	Tl	Pb	Th	Hg	Bi	Th

Lei Periódica – Dmitri Mendeleev

Dmitri Mendeleev organizou os elementos em ordem crescente de massa atômica. Ele observou uma periodicidade entre os elementos, ou seja, uma repetição nas propriedades deles.

Em 1869, Mendeleev organizou os elementos em uma tabela, deixando, em uma mesma coluna, aqueles que apresentavam as mesmas propriedades. Estudando ainda mais sua descoberta, ele percebeu que pareciam estar faltando alguns elementos para que ela se tornasse completa. O químico russo resolveu, então, deixar alguns espaços em branco nessa tabela, julgando que esses elementos seriam descobertos futuramente. Mesmo sem saber quais elementos seriam descobertos, ele previu algumas das propriedades que esses elementos teriam.

Um dos elementos que sugeriu foi o eka-silício, elemento que ficaria abaixo do silício. Esse elemento foi descoberto em 1886 pelo alemão Clemens Winkler, que o chamou de **germânio**. As propriedades do germânio estão muito próximas das previstas por Mendeleev.

Mendeleev também percebeu que, em alguns locais da tabela, seria melhor fazer pequenas inversões na ordem dos elementos. Ele publicou uma versão aprimorada de seu trabalho em 1871.

Por ter deixado, em seu modelo de tabela periódica, espaços vazios que, mais tarde, seriam ocupados por novos elementos, o químico russo obteve mais sucesso do que Newlands.

Em sua tabela, Mendeleev dividiu os elementos em oito colunas e doze linhas. Veja a seguir.

	I R ₂ O	II RO	III R ₂ O ₃	IV RH ₄ RO ₂	V RH ₃ R ₂ O ₃	VI RH ₂ RO ₃	VII RH R ₂ O ₇	VIII RO ₄
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni, Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	?Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh, Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	?Di 138	?Ce 140	? ?	? ?	? ?	? ? ? ?
9	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	
10	? ?	? ?	?Er 178	??La 180	Ta 182	W 184	? ?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	? ?	? ?	
12	? ?	? ?	? ?	Th 231	? ?	U 240	? ?	

Lei Periódica Atual – Lei de Moseley

Mendeleev desenvolveu a base da tabela atual. Em sua tabela periódica, os elementos com propriedades semelhantes estavam organizados em grupos ou famílias. Mendeleev utilizou como parâmetro para a sua classificação a massa atômica dos elementos, porém, em alguns casos, ela não obedecia a uma sequência crescente. Em sua tabela, ele teve que inverter a ordem, colocando o elemento telúrio (massa = 127,6) antes do iodo (massa = 126,9).

O cientista Moseley, baseando o seu estudo nos trabalhos de Van den Broek (que acreditava que o número de prótons seria responsável pela periodicidade dos elementos) desenvolveu e comprovou, por meio de espectros de emissão de vários elementos, que a periodicidade destes está relacionada diretamente com os números atômicos.

Com base nessa comprovação, foi publicada a Lei Periódica atual (Lei de Moseley): “As propriedades químicas e físicas dos elementos químicos variam conforme a ordem crescente do número atômico”.

Forma da tabela periódica

Hoje, a tabela periódica é estruturada em 18 famílias e 7 períodos, que são organizados em ordem crescente de número atômico. A tabela é organizada de acordo com a distribuição eletrônica, seguindo o diagrama de Linus Pauling.

A tabela atual tem o seguinte formato:

1 IA																		18 O																	
1 * H Hidrogênio 1,008																		2 He Hélio 4,0026																	
3 Li Lítio 6,941	4 Be Berílio 9,0122																	5 B Boro 10,811	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrogênio 14,007	8 O Oxigênio 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neônio 20,180												
11 Na Sódio 22,990	12 Mg Magnésio 24,305																	13 Al Alumínio 26,982	14 Si Silício 28,086	15 P Fósforo 30,974	16 S Enxofre 32,066	17 Cl Cloro 35,453	18 Ar Argônio 39,948												
19 K Potássio 39,098	20 Ca Cálcio 40,078	21 Sc Escândio 44,956	22 Ti Titânio 47,867	23 V Vanádio 50,942	24 Cr Cromio 51,996	25 Mn Manganês 54,938	26 Fe Ferro 55,845	27 Co Cobalto 58,933	28 Ni Níquel 58,693	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Zinco 65,39	31 Ga Gálio 69,723	32 Ge Germânio 72,61	33 As Arsênio 74,922	34 Se Selênio 78,96	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Criptônio 83,80																		
37 Rb Rubídio 85,468	38 Sr Estrôncio 87,62	39 Y Ítrio 88,906	40 Zr Zircônio 91,224	41 Nb Nióbio 92,906	42 Mo Molibdênio 95,94	43 Tc Tecnécio [98]	44 Ru Rutênio 101,07	45 Rh Ródio 102,91	46 Pd Paládio 106,42	47 Ag Prata 107,87	48 Cd Cádmio 112,41	49 In Índio 114,82	50 Sn Estanho 118,71	51 Sb Antimônio 121,76	52 Te Telúrio 127,60	53 I Iodo 126,90	54 Xe Xenônio 131,29																		
55 Cs Césio 132,91	56 Ba Bário 137,33	57 – 71 Série dos Lantanídeos	72 Hf Háfnio 178,49	73 Ta Tântalo 180,95	74 W Tungstênio 183,84	75 Re Rênio 186,21	76 Os Ósmio 190,23	77 Ir Iridio 192,22	78 Pt Platina 195,08	79 Au Ouro 196,97	80 Hg Mercúrio 200,59	81 Tl Tálio 204,38	82 Pb Chumbo 207,2	83 Bi Bismuto 208,98	84 Po Polônio [209]	85 At Astató [210]	86 Rn Radônio [222]																		
87 Fr Frâncio [223]	88 Ra Rádio [226]	89 – 103 Série dos Actinídeos	104 Rf Rutherfordório [261]	105 Db Dúbnio [262]	106 Sg Seabórgio [263]	107 Bh Bóhrio [262]	108 Hs Hássio [265]	109 Mt Meitnério [266]	110 Ds Darmstácio [281]	111 Rg Roentgênio [280]	112 Cn Copernício [285]	113 Nh Nihonímio [286]	114 Fl Fleróvio [289]	115 Mc Moscóvio [289]	116 Lv Livermório [293]	117 Ts Tennessee [294]	118 Og Oganessônio [294]																		
[Massa atômica do isótopo mais estável]																																			
■ Metais ■ Ametais ■ Ametal / Hidrogênio ■ Ametais / Gases Nobres																																			
Série dos Lantanídeos: 57 La (138,91), 58 Ce (140,12), 59 Pr (140,91), 60 Nd (144,24), 61 Pm ([145]), 62 Sm (150,36), 63 Eu (151,96), 64 Gd (157,25), 65 Tb (158,93), 66 Dy (162,50), 67 Ho (164,93), 68 Er (167,26), 69 Tm (168,93), 70 Yb (173,04), 71 Lu (174,97)																																			
Série dos Actinídeos: 89 Ac ([227]), 90 Th (232,04), 91 Pa (231,04), 92 U (238,03), 93 Np ([237]), 94 Pu ([244]), 95 Am ([243]), 96 Cm ([247]), 97 Bk ([247]), 98 Cf ([251]), 99 Es ([252]), 100 Fm ([257]), 101 Md ([258]), 102 No ([259]), 103 Lr ([262])																																			

Classificação dos elementos

Distribuição eletrônica

A tabela periódica atual é dividida em grandes grupos: elementos representativos e elementos de transição (externa ou interna).

➤ **Elementos representativos** – São todos os elementos que apresentam, em sua distribuição eletrônica, o subnível **s** ou **p** como o mais energético. São constituídos das famílias: 1 (1A), 2 (2A), 13 (3A), 14 (4A), 15 (5A), 16 (6A), 17 (7A), 18 (8A).

Exemplos:

${}_3\text{Li}$: $1s^2 2s^1$ (elemento da família 1 e do 2º período).

${}_8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$ (elemento da família 16 e do 2º período).

➤ **Elementos de transição externa** – São todos os elementos que apresentam, em sua distribuição eletrônica, o subnível **d** como o mais energético. São formados pelas famílias: 3 (3B), 4 (4B), 5 (5B), 6 (6B), 7 (7B), 8 (8B), 9 (8B), 10 (8B), 11 (1B), 12 (2B).

Exemplo:

${}_{22}\text{Ti}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ (elemento da família 4 e do 4º período).

➤ **Elementos de transição interna** – São elementos que apresentam o subnível **f** como o mais energético.

Exemplo:

${}_{57}\text{La}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1$ (elemento da família 3 (3B) e do 6º período).

Propriedades dos elementos

Outra maneira de classificar os elementos químicos é agrupá-los, segundo suas propriedades físicas e químicas, em metais, ametais e gases nobres.

Metais

- Formam quase 80% da tabela periódica.
- Apresentam facilidade de formar cátions.
- São bons condutores de eletricidade e calor quando se encontram em estado sólido.
- São maleáveis (utilizados na produção de chapas) e dúcteis (utilizados na produção de fios).
- Apresentam brilho característico.
- São sólidos à temperatura ambiente (25 °C e 1 atm), com exceção do mercúrio, que é líquido.

Não metais

- São maus condutores de calor e eletricidade (exceto o carbono na forma de grafite).
- À temperatura ambiente (25 °C e 1 atm), podem ser encontrados nos três estados físicos da matéria.
- Estão presentes em um total de 15 elementos.

Gases nobres

- São formados por seis elementos (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og).
- Apresentam inércia química.
- São encontrados em pequena quantidade na natureza.
- Hoje, existem compostos com gases nobres (XeF_4 e XeF_2).

Hidrogênio

- É o elemento mais abundante da natureza (cerca de 90%).
- É altamente inflamável.
- É o gás mais leve.

Outra forma de classificação dos elementos

Existe, ainda, outra forma de classificar os elementos químicos:

- **Elementos cisurânicos** – São elementos naturais que vêm antes do urânio, com número atômico menor que 92, exceto ${}_{47}\text{Tc}$, ${}_{61}\text{Pm}$, ${}_{85}\text{At}$ e ${}_{87}\text{Fr}$, que são artificiais.
- **Elementos transurânicos** – São elementos artificiais que vêm depois do urânio, com número atômico maior que 92.
- **Elementos radioativos** – Na tabela periódica, o divisor é o átomo bismuto ($Z = 83$). Após esse elemento, todos os elementos são considerados radioativos.

Períodos e famílias dos elementos

Períodos da tabela periódica

A tabela periódica é formada por 7 linhas chamadas de **períodos**. O número de períodos é determinado pelo número de níveis que o elemento apresenta na sua distribuição eletrônica, quando está no estado fundamental.

Os períodos são classificados de acordo com o número de elementos que eles possuem.

Período	Número de camadas	Classificação
1	1 (K)	2 elementos – muito curto
2	2 (K e L)	8 elementos – curto
3	3 (K, L, M)	8 elementos – curto
4	4 (K, L, M, N)	18 elementos – longo
5	5 (K, L, M, N, O)	18 elementos – longo
6	6 (K, L, M, N, O, P)	32 elementos – muito longo
7	7 (K, L, M, N, O, P, Q)	32 elementos – muito longo

Famílias da tabela periódica

A tabela periódica é constituída por 18 colunas chamadas **famílias** ou **grupos**. As denominações das famílias são feitas de acordo com dois órgãos: Chemical Abstracts Service Group e IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada). Os grandes vestibulares e o ENEM utilizam principalmente a recomendação sugerida pela IUPAC.

Classificação das famílias de acordo com o Chemical Abstracts Service Group

As famílias são divididas em dois grupos:

- **Grupo A** – São as famílias IA até VIIIA; engloba os elementos representativos.
- **Grupo B** – São as famílias IB até VIIB; engloba os elementos de transição.

Classificação das famílias de acordo com a IUPAC

Na classificação da IUPAC, as famílias são numeradas de 1 até 18, com algarismos arábicos, da esquerda para a direita.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
s^1	s^2	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	s^2	p^1	s^2	p^2	s^2	p^3	s^2	p^4	s^2	p^5	s^2	p^6
		+	+	+	+	+	+	+	+	+	+												
		s^2																					
		=	=	=	=	=	=	=	=	=	=												
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12												

- **Família 1 (metais alcalinos)** – Os elementos dessa família são chamados de metais alcalinos. O significado de *álcali* é “cinzas de plantas”, pois em toda cinza são encontrados tanto o sódio como o potássio. Os elementos que formam essa família são: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr. Todos esses elementos apresentam como subnível mais energético o ns^1 e são classificados como representativos.
- **Família 2 (metais alcalinoterrosos)** – É formada pelos elementos Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra. O nome **alcalinoterroso** significa “encontrados na terra”. Todos os elementos dessa família apresentam como subnível mais energético o ns^2 e são classificados como representativos.
- **Família 3 até a 12 (elementos de transição)** – Nessas famílias, estão incluídos os elementos de transição externa, que apresentam como subnível mais energético o **d**, e os elementos de transição interna, que apresentam como subnível mais energético o **f**.
Os elementos de transição interna são divididos em **lan-tanídeos** e **actinídeos**.
- **Família 13 (família do boro)** – É constituída pelos elementos B, Al, Ga, In, Tl e Nh. Esses elementos são classificados como representativos e apresentam como subnível mais energético o $ns^2 np^1$.
- **Família 14 (família do carbono)** – Os elementos que formam essa família são: C, Si, Ge, Sn, Pb e Fl. Todos os elementos são classificados como representativos e apresentam como subnível mais energético o $ns^2 np^2$.
- **Família 15 (família do nitrogênio)** – É formada pelos elementos N, P, As, Sb, Bi e Mc. Esses elementos são classificados como representativos e apresentam como o subnível mais energético o $ns^2 np^3$.
- **Família 16 (família dos calcogênios)** – A palavra **calcogênio** vem do grego e significa “formador de cobre”. Para a obtenção de cobre, é utilizada uma reação com enxofre e oxigênio. Os elementos que formam essa família são: O, S, Se, Te, Po e Lv, que são classificados como elementos representativos e apresentam como subnível mais energético o $ns^2 np^4$.
- **Família 17 (família dos halogênios)** – A palavra **halogênio** significa “formador de sais”. Os elementos que constituem essa família são: F, Cl, Br, I, At e Ts, que são classificados como elementos representativos e apresentam como subnível mais energético o $ns^2 np^5$.
- **Família 18 (família dos gases nobres)** – É formada pelos elementos He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn e Og. Esses elementos apresentam como subnível mais energético o $ns^2 np^6$.

Tome nota

Existem elementos cujas configurações não seguem o padrão determinado por Linus Pauling; são os elementos terminados em $ns^2, (n-1)d^4$ e $ns^2, (n-1)d^9$.

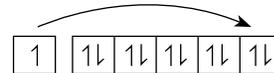
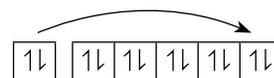
Veja:



Sabendo-se que os subníveis são mais estáveis quando estão totalmente preenchidos ou totalmente semipreenchidos e que o subnível **d**, por conter mais elétrons, possui maior energia, a configuração eletrônica do cromo será:



O mesmo ocorre com o cobre, veja:



Propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos

As propriedades dos elementos podem ser classificadas em **periódicas** ou **aperiódicas**. Para que se possa classificar as propriedades, tem-se que analisar os seus gráficos em relação a um parâmetro. Uma propriedade é periódica quando o gráfico desta, em função do parâmetro determinado, formar uma curva com oscilações ascendente e descendente em intervalos determinados. Uma propriedade é aperiódica quando o esboço de seu gráfico, em função do parâmetro determinado, formar uma curva ascendente ou descendente.

Propriedades periódicas dos elementos químicos

O estudo da posição dos elementos na tabela periódica pode ser usado para relacionar as suas propriedades com suas estruturas atômicas.

Nas propriedades periódicas, os seus gráficos em relação ao número atômico apresentam uma curva com oscilações ascendente e descendente em intervalos determinados.

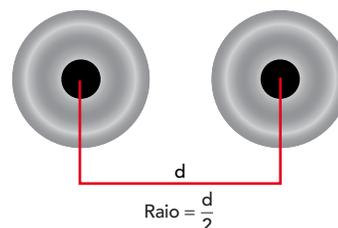
As propriedades periódicas são: raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, densidade, pontos de fusão e ebulição, volume atômico, eletronegatividade e eletropositividade.

Raio atômico

A medida de um raio atômico é feita com base em uma técnica de difração de raios X. Essa técnica funciona pelo bombardeamento, com raios X, de uma amostra pura e sólida contendo átomos de um único elemento químico. Esses raios são desviados e registrados em uma chapa fotográfica. Com base na imagem registrada, é possível determinar a posição dos núcleos dos átomos.

A distância entre dois núcleos de um átomo é o diâmetro entre eles. O raio é calculado dividindo-se o diâmetro por 2.

Raio atômico médio



Vale ressaltar que essa medida não é precisa, pois a eletrosfera não possui um limite totalmente exato. A unidade de medida do raio é o picômetro (pm): $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$.

Varição do raio atômico na tabela periódica

- **Nas famílias** – Nas famílias, o raio aumenta de cima para baixo. A explicação para esse fenômeno é que, na medida em que o elemento muda de período, ocorre um aumento no número de camadas, ou seja, um elemento do 1º período terá apenas uma camada, o elemento do 2º período terá duas camadas, e assim sucessivamente.
- **Nos períodos** – Como nos períodos, os elementos apresentam o mesmo número de camadas. A explicação para a variação no raio atômico está relacionada com as forças de atração do núcleo sobre os elétrons.
 - **Carga nuclear efetiva (Z_{ef}):** é a carga que o núcleo exerce sobre os elétrons externos. É determinada principalmente pela diferença entre a carga do núcleo e a carga total dos elétrons internos. Essa carga é calculada de acordo com a equação:

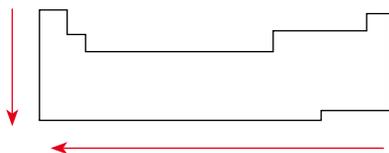
$$Z_{ef} = Z - B$$

Em que Z = número atômico e B = constante de blindagem. Quanto maior o valor do Z_{ef}, menor será o raio atômico e vice-versa.

O raio atômico, em um período, aumenta da direita para a esquerda, conforme o número atômico vai diminuindo.

Essa regra não vale para os gases nobres. Como eles são estáveis na natureza, seus átomos preferem ficar o mais afastados possível.

Em resumo, a variação será assim:



Raio de íons (cátions e ânions)

Quando um átomo neutro recebe ou perde elétrons, o seu raio sofre modificação.

- **Raio do átomo neutro e raio do cátion** – Quando um átomo neutro perde elétron, ele se transforma em um cátion. A atração do núcleo sobre os elétrons aumenta, e seu raio diminui.

Exemplo:

 $_{11}\text{Na}$: 11 prótons atraindo 11 elétrons (atração menor = raio maior).
 $_{11}\text{Na}^+$: 11 prótons atraindo 10 elétrons (atração maior = raio menor).
- **Raio do átomo neutro e raio do ânion** – Quando um átomo neutro ganha elétron, ele se transforma em um ânion. A atração do núcleo sobre os elétrons diminui, e seu raio aumenta.

Exemplo:

 $_{9}\text{F}$: 9 prótons atraindo 9 elétrons (atração maior = raio menor).
 $_{9}\text{F}^-$: 9 prótons atraindo 10 elétrons (atração menor = raio maior).
- **Íons isoeletrônicos** – Quando átomos ou íons apresentam o mesmo número de elétrons, são classificados como isoeletrônicos. A diferença entre eles é somente o número de prótons. Quanto maior o número de prótons, maior será a atração nos elétrons das espécies isoeletrônicas, logo, o raio diminuirá.

Exemplos:

 $_{13}\text{Al}^{3+}$, $_{12}\text{Mg}^{2+}$, $_{10}\text{Ne}$.

Todas as espécies apresentam 10 elétrons, entretanto, o íon $_{13}\text{Al}^{3+}$ terá o menor raio. Isso ocorre devido ao fato de a atração dos prótons sobre os elétrons ser maior.

Em resumo:

- O raio do átomo neutro é sempre maior que o do seu cátion.
- O raio do átomo neutro é sempre menor que o do seu ânion.
- Em espécies isoeletrônicas, terá o maior raio aquela que apresentar o menor número de prótons (número atômico).

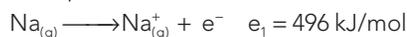
Energia de ionização ou potencial de ionização

Energia de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado na fase gasosa.

Observe as energias de ionização para o átomo de sódio.

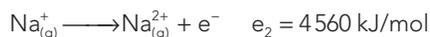
- **1ª energia de ionização** – É a energia necessária para remover o elétron mais distante do núcleo.

Exemplo:



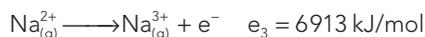
- **2ª energia de ionização** – É a energia necessária para remover o segundo elétron do átomo.

Exemplo:



- **3ª energia de ionização** – É a energia necessária para remover o terceiro elétron do átomo.

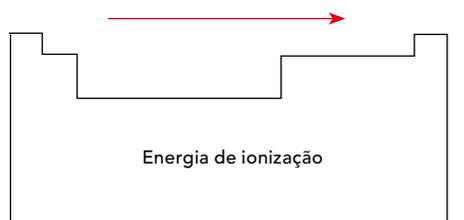
Exemplo:



O aumento considerável da energia pode ser explicado a partir da retirada de elétrons. Com a retirada de 1 elétron, a força de atração núcleo/elétron aumenta, tornando maior a energia necessária para a retirada do próximo elétron.

Na tabela, a energia de ionização varia de acordo com a seguinte forma.

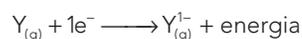
- Nas famílias ou grupos: de baixo para cima.
- Nos períodos: da esquerda para a direita.



Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

Afinidade eletrônica é definida como sendo a quantidade de energia liberada quando um átomo neutro, isolado e gasoso ganha um elétron.

Observe o esquema a seguir:



Esse ganho de elétrons está relacionado com a instabilidade de um átomo. Para conseguir certa estabilidade eletrônica, um átomo recebe elétron, transformando-se em um ânion e liberando energia.

O valor da afinidade eletrônica está relacionado com o tamanho do átomo, ou seja, quanto maior for o raio do átomo, mais distante o elétron estará do núcleo e menor será a sua afinidade eletrônica. De forma mais resumida, pode-se dizer que a afinidade eletrônica aumenta quando o raio diminui e vice-versa.

Observe a seguir a variação da afinidade eletrônica na tabela periódica.

- Nas famílias ou grupos: de baixo para cima.
- Nos períodos: da esquerda para a direita.



Devido à estabilidade eletrônica dos gases nobres, eles são excluídos dessa propriedade.

Eletronegatividade

A eletronegatividade é definida como a tendência de um átomo atrair elétrons em uma ligação química. O seu valor não é uma grandeza absoluta, mas, sim, relativa. Ao determiná-la, compara-se a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação.

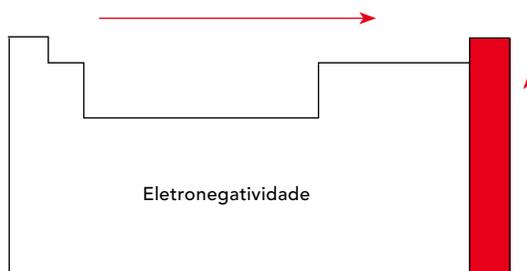
Essa propriedade está relacionada com o raio atômico, pois quanto maior for o raio atômico, menor será a força de atração, porque a distância núcleo-elétron da ligação é maior.

Linus Pauling atribuiu arbitrariamente o valor de 4,0 para o elemento flúor. Fazendo comparações, foi possível determinar os valores de eletronegatividade para os outros elementos da tabela.

Como os gases apresentam estabilidade eletrônica, eles não são inseridos nessa propriedade, embora alguns gases nobres apresentem valores de eletronegatividade.

Observe a seguir a variação da eletronegatividade na tabela periódica.

- Nas famílias ou grupos: de baixo para cima.
- Nos períodos: da esquerda para a direita.



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

	Metais
	Não metais

Tabela de eletronegatividade de cada elemento segundo Linus Pauling.

Eletropositividade ou caráter metálico

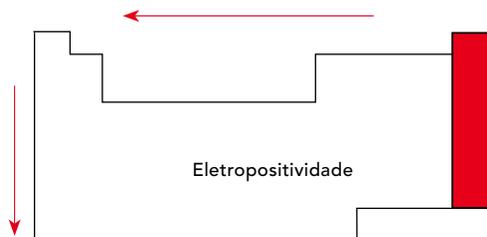
A eletropositividade é definida como a tendência de um átomo para perder elétrons. Essa propriedade é mais acentuada para os metais.

Os metais apresentam elevadas eletropositividades, pois possuem grande tendência a perder elétrons. Quanto maior o tamanho do átomo, menor a atração núcleo-elétron e, portanto, maior a facilidade do metal em perder elétrons.

A eletropositividade não inclui os gases nobres, devido às suas estabilidades eletrônicas.

A variação da eletropositividade obedece à seguinte ordem.

- Nas famílias ou grupos: de cima para baixo.
- Nos períodos: da direita para a esquerda.

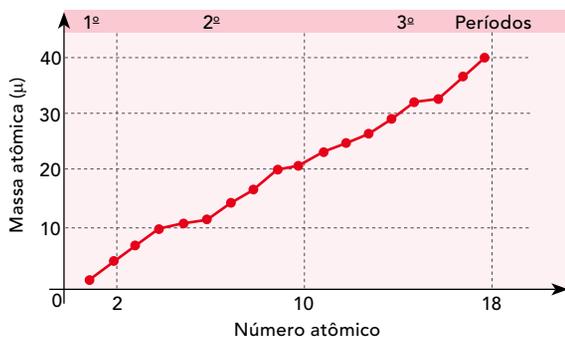


Propriedades aperiódicas dos elementos químicos

As propriedades aperiódicas apresentam sempre em seus gráficos uma curva ascendente ou descendente. As principais são massa atômica e calor específico.

Massa atômica

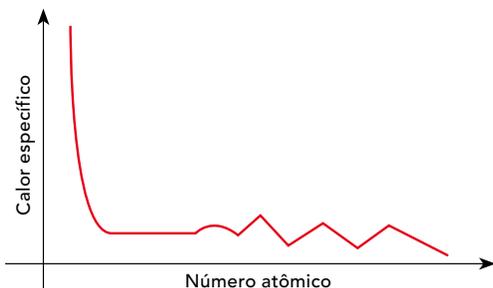
A massa atômica é uma propriedade aperiódica. O seu gráfico em relação ao número atômico mostra uma curva ascendente.



Calor específico

O calor específico também é classificado como uma propriedade aperiódica. Essa propriedade é definida como a quantidade de calor necessária para aumentar em 1 °C a temperatura de certa quantidade de massa de uma substância.

O gráfico do calor específico em função do número atômico apresenta uma curva descendente.



Propriedades periódicas físicas

Foi visto até aqui que as propriedades periódicas dos elementos químicos variam conforme o número atômico. As propriedades físicas, como densidade, volume atômico, ponto de fusão e ponto de ebulição, também podem ser relacionadas com a variação do número atômico, embora não sejam tão regulares.

Massa específica ou densidade

A massa específica ou a densidade é calculada pela razão entre a massa (m) e o volume (V) ocupado por um material.

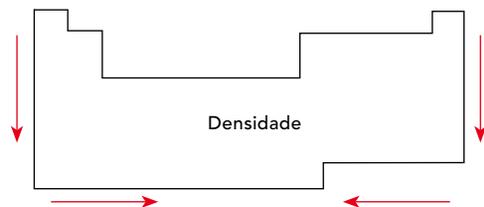
$$d = \frac{m}{V} \text{ (g/ml ou g/cm}^3\text{)}$$

Exemplo:

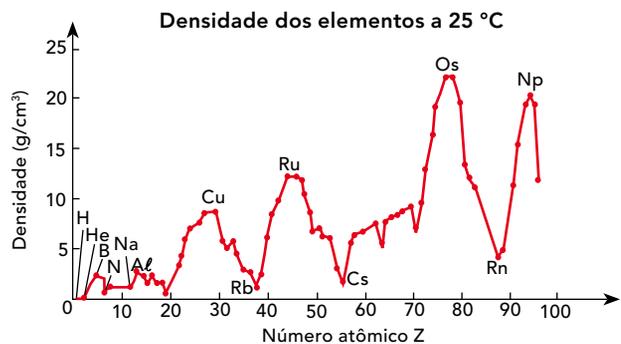
Para a água, a densidade é 1 g/cm³, a 25 °C e 1 atm. Isso representa que, para cada 1 g de água, o volume ocupado por essa massa é de 1 cm³ ou 1 mL.

Observe a seguir como varia a densidade.

- Nas famílias ou nos grupos: de cima para baixo.
- Nos períodos: das extremidades da tabela para o centro.



Observe que o elemento de maior densidade é o ósmio (d = 22,5 g/mL).



Volume atômico

Essa propriedade é definida como o volume, expresso em mL ou cm³, presente em 1 mol de um elemento no estado sólido, ou seja, em 6,02 · 10²³ átomos.

Pode-se calcular o volume usando a expressão da densidade:

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

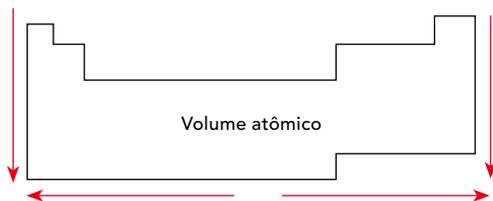
Em que:

- m = massa de 1 mol (6,02 · 10²³ átomos);
- d = densidade do elemento no estado sólido;
- VA = volume atômico no estado sólido.

Esse valor expressa o volume de 6,02 · 10²³ átomos (1 mol) de ferro no estado sólido.

O volume atômico varia da seguinte forma na tabela periódica.

- Nas famílias e nos grupos: de cima para baixo.
- Nos períodos: aumenta do centro da tabela para as extremidades.



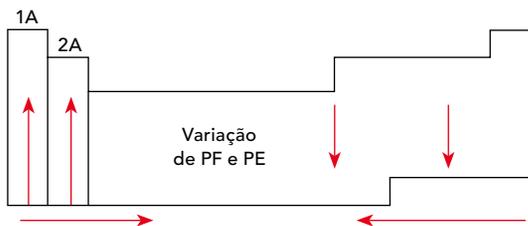
Pontos de fusão e ebulição

Define-se como **ponto de fusão (PF)** a temperatura na qual a substância, a determinada pressão, passa de sólido para líquido.

Define-se como **ponto de ebulição (PE)** a temperatura na qual a substância, a determinada pressão, passa de líquido para vapor.

Os pontos de fusão e ebulição variam da seguinte forma na tabela periódica.

- Nas famílias ou nos grupos: de cima para baixo (exceto metais alcalinos e alcalinoterrosos).
- Nos períodos: das extremidades da tabela para o centro.



Atividades para sala

1. A apresentação dos elementos na tabela periódica moderna é feita de forma que a principal característica de cada um determine sua posição relativa aos demais elementos. Quanto à ordenação dos elementos na tabela e ao significado da característica que determina sua posição, é correto afirmar que a organização se dá em ordem
 - a) crescente de massa atômica, pois o aumento de prótons determina o aumento também da quantidade de nêutrons.
 - b) crescente de carga nuclear, pois não há átomos de elementos diferentes com o mesmo número de prótons.
 - c) decrescente de estabilidade dos elementos, pois quanto mais para baixo na tabela, maior a quantidade de elementos artificiais.
 - d) decrescente de tempo de identificação dos elementos, pois na parte inferior da tabela estão os elementos de descoberta mais recente.
 - e) aleatória de massa atômica, uma vez que diferentes átomos de um mesmo elemento podem apresentar diferentes cargas nucleares.
2. Para melhorar a tenacidade, a resistência à corrosão e também a resistência mecânica, costuma-se colocar vanádio como constituinte do aço.

O vanádio ($Z = 23$) é um metal de transição, pois

- a) é gasoso à temperatura e pressão ambiente.
- b) sua camada de valência pode ser representada por ns^2np^3 .
- c) apresenta o elétron mais energético no subnível **d**.
- d) apresenta estado gasoso à temperatura ambiente (25°C).
- e) na classificação periódica, situa-se no 3º período.

3. Observe a posição do elemento químico ródio (Rh) na tabela periódica.

	1																		18
1	H	2																	He
2	Li	Be																	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	X	
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg								

* La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

** Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

Assinale a alternativa correta a respeito do ródio.

- a) Possui massa atômica menor que a do cobalto (Co).
 - b) Apresenta reatividade semelhante à do estrôncio (Sr), característica do 5º período.
 - c) É um elemento não metálico.
 - d) É uma substância gasosa à temperatura ambiente.
 - e) É uma substância boa condutora de eletricidade.
4. O elemento químico A apresenta os subníveis mais energéticos iguais a $4s^23d^1$. O cátion A^{3+} é isoeletrônico do elemento químico B. Com relação a esse texto, pode-se afirmar que
 - a) o elemento químico A apresenta menor eletronegatividade que o elemento químico rubídio (Rb).
 - b) o elemento químico A apresenta menor raio atômico que o elemento químico selênio (Se).
 - c) o elemento químico B pertence à família dos gases nobres, sendo $B = \text{Kr}$ (criptônio).
 - d) o elemento químico A apresenta maior energia de ionização que o elemento químico potássio (K).
 - e) o elemento químico B, por ser isoeletrônico ao íon A^{3+} , possui o mesmo raio atômico que este íon.
 5. O efeito fotoelétrico está presente no cotidiano, por exemplo, no mecanismo que permite o funcionamento das portas dos *shoppings* e nos sistemas de iluminação pública, por meio dos quais as lâmpadas acendem e apagam. Esse efeito acontece porque, nas células fotoelétricas, os metais emitem elétrons quando são iluminados em determinadas condições. O potássio e o sódio são usados na produção de determinadas células fotoelétricas pela relativa facilidade de seus átomos emitirem elétrons quando ganham energia. Segundo sua posição na tabela periódica, o uso desses metais está relacionado com
 - a) o baixo valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
 - b) o alto valor da afinidade eletrônica dos átomos desses metais.
 - c) o alto valor da eletronegatividade dos átomos desses metais.
 - d) o alto valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
 - e) o baixo valor da eletropositividade dos átomos desses metais.

- c) uma hipótese científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos pelas suas posições na tabela periódica (no mesmo período).
- d) uma lei científica, fundamentada nas semelhanças existentes entre esses dois elementos pelas suas posições na tabela periódica (no mesmo período).
- e) uma hipótese científica, visto que se trata de elementos da mesma família e com mesmo período.
4. Um elemento químico, representativo, cujos átomos possuem, em seu último nível, a configuração eletrônica $4s^2 4p^3$, está localizado na tabela periódica dos elementos nos seguintes grupo e período, respectivamente:
- 4 e 5^a.
 - 12 e 3^a.
 - 13 e 4^a.
 - 14 e 3^a.
 - 15 e 4^a.
5. Um elemento químico cuja distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ está presente em diversos utensílios domésticos. Sobre esse elemento químico, analise as afirmações a seguir e assinale a correta.
- Encontra-se no terceiro período da tabela periódica.
 - É classificado como ametal.
 - Tem tendência a formar ligações iônicas com metais.
 - Possui 1 elétron na camada de valência.
 - Forma cátion estável monovalente.

6.



O quadrinho, de forma humorada, revela um aspecto da presença do elemento químico hidrogênio na tabela periódica. Essa alusão deve-se ao fato de o hidrogênio não ter "família" e de

- possuir tendência em formar ligações covalentes com os elementos metálicos, como o sódio, o potássio e o alumínio.
- possuir, preponderantemente, a mesma tendência de ligação química que os metais do primeiro grupo, formando o íon H^+ .
- ser um elemento representativo, do tipo metal, cujas características se assemelham aos metais alcalinos.
- ser inserido no grupo I da tabela periódica devido à sua configuração eletrônica, porém com tendências de ligação química semelhantes ao flúor.
- possuir tendência a formar ânion não metálico, assim como o flúor, sendo o ânion do hidrogênio sua forma mais abundante e estável.

7. Na tabela periódica dos elementos, estes estão organizados segundo
- a ordem crescente de energia de ionização.
 - a ordem crescente de massa atômica.
 - a ordem decrescente de caráter metálico.
 - a ordem crescente de raio atômico.
 - a ordem crescente de número atômico.
8. A eletropositividade e a eletronegatividade são propriedades _____, sendo a eletronegatividade definida como a força de _____ sobre os elétrons de uma ligação. Assim, quanto _____ o raio atômico de um elemento _____ será sua eletronegatividade.
- Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do trecho anterior.
- aperiódicas – atração – menor – maior
 - aperiódicas – repulsão – menor – menor
 - periódicas – repulsão – maior – maior
 - periódicas – atração – menor – maior
 - periódicas – atração – menor – menor
9. A classificação periódica dos elementos é feita com base na tabela periódica. A tabela periódica relaciona os elementos em linhas chamadas períodos e colunas chamadas grupos ou famílias, em ordem crescente de seus números atômicos.

Com relação à classificação periódica dos elementos, pode-se afirmar que

- o rubídio ($_{37}Rb$) é o elemento de menor raio do 5^a período.
 - o silício ($_{14}Si$) é mais eletronegativo que o enxofre ($_{16}S$).
 - o xenônio ($_{54}Xe$) é o elemento de maior energia de ionização do 5^a período.
 - o chumbo ($_{82}Pb$) tem o maior raio se comparado com o bário ($_{56}Ba$).
 - o magnésio ($_{12}Mg$) é menos reativo que o alumínio ($_{13}Al$).
10. Dois ou mais íons ou, então, um átomo e um íon que apresentam o mesmo número de elétrons denominam-se espécies isoeletrônicas.
- Comparando-se as espécies isoeletrônicas F^- , Na^+ , Mg^{2+} e Al^{3+} , conclui-se que
- Dados:** números atômicos: $F = 9$; $Na = 11$; $Mg = 12$; $Al = 13$.
- a espécie Mg^{2+} apresenta o menor raio iônico.
 - a espécie Na^+ apresenta o menor raio iônico.
 - a espécie F^- apresenta o maior raio iônico.
 - a espécie Al^{3+} apresenta o maior raio iônico.
 - a espécie Na^+ apresenta o maior raio iônico.
11. Os elementos químicos são distribuídos na tabela periódica de acordo com o crescimento do número atômico. Tal distribuição faz com que os elementos com propriedades semelhantes fiquem reunidos em uma mesma coluna e regiões específicas da tabela. Sobre a periodicidade química dos elementos, pode-se afirmar corretamente que
- os elementos da família dos metais alcalinos são os elementos químicos que apresentam maior energia de ionização.
 - o raio atômico é a distância medida entre dois núcleos em uma ligação química.
 - os elementos da família dos halogênios são os elementos químicos que apresentam maior afinidade eletrônica.

- d) a eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair os elétrons de outro átomo em uma ligação química.
- e) o potencial de ionização dos metais alcalinos é menor que o potencial de ionização dos alcalinoterrosos.
12. O Brasil detém 98% das reservas mundiais de nióbio, que apresenta numerosas aplicações industriais, como em fabricação de joias, implantes hiperalérgicos, eletrocêrâmicas, ímãs supercondutores, máquinas de ressonância magnética, ligas metálicas, moedas especiais e na produção de aço. Sobre o nióbio, analise as afirmações abaixo e assinale a única alternativa verdadeira.

Dados: Nb = 41; V = 23.

- a) Seu elétron diferencial se localiza na penúltima camada.
- b) Trata-se de um elemento representativo.
- c) Sua eletronegatividade é inferior à do vanádio.
- d) Pertence ao quarto período da tabela periódica.
- e) Possuem o mesmo número de camada, por isso estão no mesmo grupo.
13. Considere os elementos E_1 , E_2 , E_3 , E_4 e E_5 com suas respectivas distribuições eletrônicas.
- E_1 : $1s^2 2s^1$
- E_2 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- E_3 : $1s^2 2s^2 2p^5$
- E_4 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- E_5 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Analise as alternativas a seguir e assinale a verdadeira.

- a) O elemento E_5 é um gás de baixa energia de ionização e se combina facilmente com o $O_{2(g)}$ do ar.
- b) Entre os elementos E_1 , E_2 e E_4 , o de maior ponto de ebulição é o elemento E_1 .
- c) O elemento E_3 é um sólido nas condições ambientes de temperatura e pressão e é menos eletronegativo que o elemento E_2 .
- d) Apenas os elementos E_1 , E_2 e E_5 são gasosos, enquanto E_3 e E_4 são líquidos nas condições ambientes.
- e) Os elementos E_1 , E_2 e E_5 ocupam, respectivamente, as famílias 1, 17 e 2.
14. Considere as proposições a seguir:
- I. Para elemento da coluna 1 (1A), os pontos de fusão aumentam de baixo para cima.
- II. Os elementos de potenciais de ionização mais elevados são da coluna 17 (7A).
- III. Para elementos de uma mesma coluna, o raio atômico cresce com o aumento do número de camadas.
- IV. O cátion de metal alcalino tem a mesma configuração eletrônica que o gás nobre do mesmo período.
- V. Na coluna 16 (6A), à medida que aumenta o número atômico dos elementos, a afinidade eletrônica diminui.
- São proposições corretas
- a) I, II e V.
- b) I, III e IV.
- c) I, III e V.
- d) II, III e V.
- e) III, IV e V.
15. O duralumínio é uma liga metálica formada pela mistura de vários metais, principalmente o alumínio e o cobre. Por ser leve, mas resistente ao desgaste, é usado na fabricação de peças de bicicletas, carros e aviões.

Analisando as afirmativas em relação aos elementos alumínio e cobre, assinale a alternativa correta.

- a) Os dois são classificados como metais de transição.
- b) Os dois são elementos com alta eletronegatividade.
- c) O alumínio se ioniza facilmente, formando íons positivos.
- d) O alumínio é mais denso.
- e) O cobre e o alumínio possuem a mesma eletronegatividade.
16. A osteoporose é uma doença que atinge os ossos. Caracteriza-se quando a quantidade de massa óssea diminui substancialmente e desenvolve ossos ociosos, finos e de extrema sensibilidade, mais sujeitos a fraturas. Faz parte do processo normal de envelhecimento, e é mais comum em mulheres do que em homens. A doença progride lentamente e raramente apresenta sintomas antes que aconteça algo de maior gravidade, como uma fratura, que costuma ser espontânea, isto é, não relacionada a trauma. Tanto os compostos de cálcio ($Z = 20$) como os de magnésio ($Z = 12$) podem ser utilizados no tratamento da osteoporose. Com relação a esses elementos, pode-se afirmar que apresentam semelhanças quanto ao
- a) número de camadas.
- b) número de elétrons na camada de valência.
- c) valor de eletropositividade.
- d) valor de raios iônicos.
- e) valor das propriedades físicas.
17. O flúor é um mineral natural encontrado em toda a crosta terrestre e largamente distribuído pela natureza. Alguns alimentos contêm flúor, assim como a água fornecida por algumas empresas de serviço público. O flúor é geralmente adicionado à água potável para ajudar a reduzir a incidência de cáries nos dentes. Na década de 1930, pesquisadores encontraram pessoas que cresceram bebendo água naturalmente fluoretada. Desde então, os estudos têm mostrado repetidamente que quando o flúor é adicionado ao suprimento de água da comunidade, a incidência de cárie diminui. A Associação Brasileira de Odontologia, a Organização Mundial de Saúde e o Ministério da Saúde, entre muitas outras organizações, têm endossado o uso de flúor nos suprimentos de água, devido ao seu efeito preventivo contra a cárie.
- O elemento químico flúor, de número atômico 9, possui
- a) alta eletronegatividade.
- b) baixo potencial de ionização.
- c) grande ponto de fusão.
- d) características metálicas.
- e) grande facilidade de conduzir corrente elétrica.
18. O sal de cozinha é uma mistura de alguns sais: $NaCl$ (cloreto de sódio – o constituinte principal, acima de 99%), KI (iodeto de potássio – responsável pela presença de iodo no sal), ferrocianeto de sódio e alumínio silicato de sódio (responsáveis pela diminuição da umidade do produto, evita que o sal empedre). O sal de cozinha, quando dissolvido em água, forma uma solução turva, que é decorrente da não solubilidade desses antiemectantes em água. Uma solução de $NaCl$ puro, ou melhor, de $NaCl$ utilizado como reagente em laboratórios químicos, é transparente, pois não apresenta antiemectantes. Comparando o cloro e o sódio, os dois elementos químicos formadores do sal de cozinha, pode-se afirmar que o cloro
- a) é mais denso.
- b) é menos volátil.
- c) tem maior caráter metálico.
- d) tem menor energia de ionização.
- e) tem menor raio atômico.

Neste livro:

Módulo 1: Estudo das dispersões e dos coloides..... 89
Módulo 2: Estudo e concentração das soluções.....95
Módulo 3: Diluição e misturas sem reação química; Mistura de soluções com reação química e titulação107

Água		Módulo 1	Estudo das dispersões e dos coloides
C	5,7		
H	17,24		

Dispersão

Dispersão é todo sistema no qual uma ou mais substâncias estão disseminadas (difundidas) sob a forma de pequenas partículas em outra substância, de maneira uniforme e em toda a sua extensão.

A substância que está disseminada constitui o **disperso**, e a substância que dissolve o disperso é chamada **dispersante** ou **dispergente**.

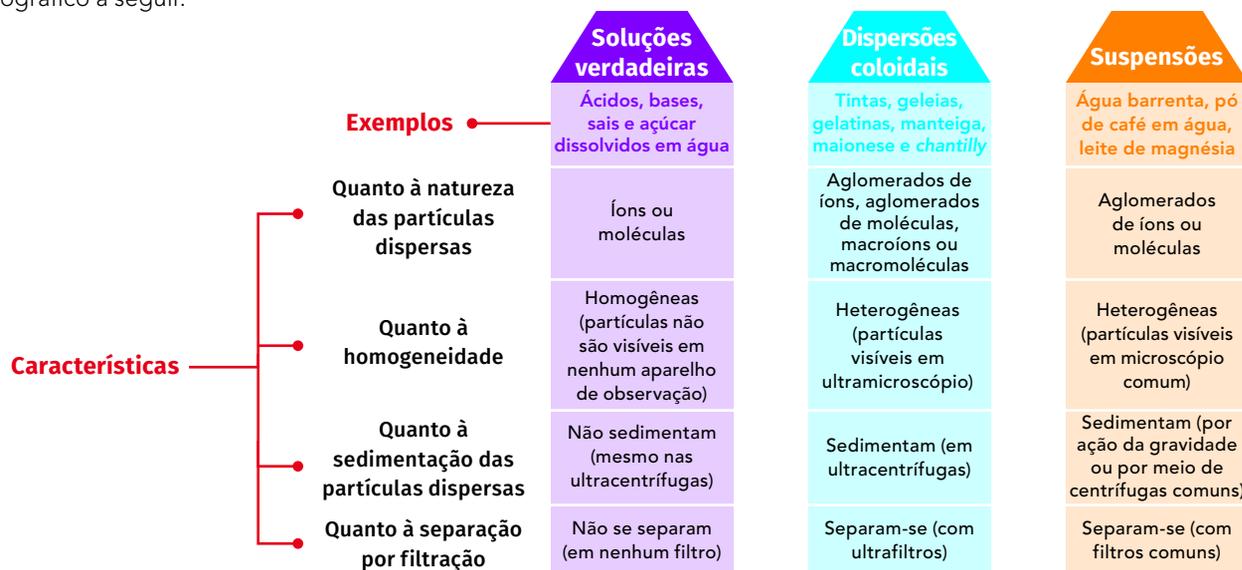
Exemplo: adição de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água.

Disperso: sacarose/Dispersante: água

De acordo com o tamanho médio das partículas dispersas, as dispersões são classificadas em: **soluções verdadeiras** (partículas menores que 1 nm), **dispersões coloidais** (partículas de 1 a 1000 nm) e **suspensões** (partículas maiores que 1000 nm).

Principais características das dispersões

Além do tamanho médio das partículas, é possível distinguir as dispersões por uma série de outras características. Observe o infográfico a seguir.



Tome nota

Havia sido proposto que o diâmetro das partículas coloidais variava entre 1 nm e 100 nm, mas evidências experimentais levaram, atualmente, a ampliar esse intervalo para 1 nm e 1000 nm, o que será levado em consideração nos estudos sobre esse assunto.

- 1 nm = 1 nanômetro
- 1 nm = 10^{-9} m
- 1 Å (angstrom) = 10^{-10} m
- 1 nm = 10 Å

Dos três tipos de dispersão, somente a solução é um sistema monofásico (homogêneo), sendo, por isso, na prática, a mais importante das dispersões.



Solução

Soluções são misturas homogêneas de dois ou mais componentes. Nas soluções, a substância dispersa chama-se **soluto**, e o dispersante, **solvente**.

Identificação do soluto e do solvente

Em algumas soluções, para identificar entre os componentes qual é o soluto e qual é o solvente, são usadas as seguintes regras genéricas:

- Geralmente, quando um dos componentes da solução for a água, ela será tida como o solvente, pois a água é considerada um **solvente universal**.
- Quando o soluto e o solvente estiverem no mesmo estado de agregação, o solvente é o que possui maior quantidade de matéria.
- Na maioria das misturas de sólidos e gases em líquido, o líquido é o solvente.

Classificação das soluções

Quanto ao estado físico (fase de agregação) da solução

- **Soluções sólidas** – Exemplo: ligas metálicas.
- **Soluções líquidas** – Exemplo: glicose em água.
- **Soluções gasosas** – Exemplo: ar atmosférico.

Quanto ao estado de agregação do soluto e do solvente

Soluto	Solvente	Exemplos
*Sólido	Sólido	Liga metálica de Ag e Au
*Sólido	Líquido	Açúcar em água
Sólido	Gás	Naftalina no ar
Líquido	Sólido	Mercúrio + ouro
*Líquido	Líquido	Álcool em água
Líquido	Gás	Umidade do ar
Gás	Sólido	Hidrogênio + platina em pó
*Gás	Líquido	Gás carbônico em bebidas
*Gás	Gás	Ar atmosférico limpo e seco

*Soluções mais importantes.

Tome nota

O solvente condiciona o estado de agregação de uma solução.

Quanto à natureza das partículas dispersas

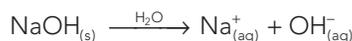
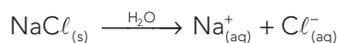
- **Soluções moleculares ou não eletrolíticas** – As partículas dispersas são somente moléculas, logo não conduzem corrente elétrica.
Exemplo: sacarose em água.



- **Soluções iônicas ou eletrolíticas** – As partículas dispersas são íons e moléculas ou somente íons, logo conduzem corrente elétrica.
Exemplo: soluções aquosas de ácidos, bases e sais.

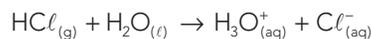
Tome nota

- **Dissociação iônica** – É a separação dos íons positivos e negativos do retículo cristalino de um **composto iônico** provocada pela ação de um **solvente polar**.



(Sais e bases sofrem dissociação iônica)

- **Ionização** – É a formação de íons que ocorre quando um **composto covalente** é colocado em contato com um **solvente polar**.



(Ácidos sofrem ionização)

Muitas soluções apresentam, ao mesmo tempo, moléculas e íons dispersos; por exemplo, em uma solução aquosa de ácido acético (ácido fraco), existem muitas moléculas do ácido não ionizadas (CH_3COOH) e poucos íons (CH_3COO^- e H^+).

Quanto à proporção do soluto e do solvente

- **Solução diluída** – Quando a proporção do soluto é pequena em relação à do solvente.
Exemplo: 1,0 g de NaOH em 1 litro de água.
- **Solução concentrada** – Quando a proporção do soluto é grande em relação à do solvente.
Exemplo: 100 g de NaOH em 1 litro de água.

Tome nota

Existe o seguinte parâmetro para se diferenciar uma solução diluída de uma concentrada:

- **Solução diluída** – É a que possui no máximo 0,1 mol de soluto por litro de solução. Para o $NaOH_{(s)}$ (40,0 g/mol), uma solução com até 4,0 g de $NaOH_{(s)}$ para cada litro de solução é considerada diluída.
- **Solução concentrada** – É a que possui mais que 0,1 mol de soluto por litro de solução. Para o $NaOH_{(s)}$, uma solução com mais de 4,0 g de $NaOH_{(s)}$ para cada litro de solução é considerada concentrada.

Estudo dos coloides

Tipos de coloides

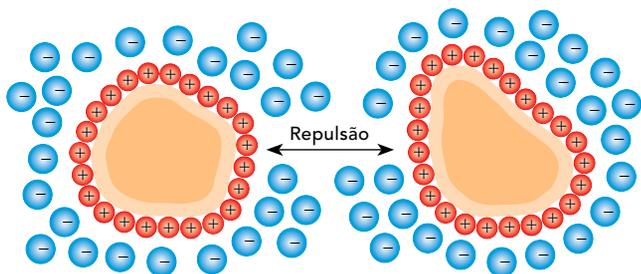
Tipos de coloides	Disperso	Dispersante	Exemplos
Sol-sólido	Sólido	Sólido	Pedras preciosas coloridas (rubí: CrO_3 em Al_2O_3 ; safira: FeO e Fe_2O_3 em Al_2O_3).
Sol (hidrossol)	Sólido	Líquido	Goma-arábica (goma em água), gelatina (proteína em água).
Aerossol sólido	Sólido	Gás	Fumaça de cigarro, partículas de poeira ou fuligem dispersas no ar.
Aerossol líquido	Líquido	Gás	Minúsculas gotas de um líquido dispersas em um gás: neblina (água em ar), <i>spray</i> de perfumes e inseticidas.

Tipos de colóides	Disperso	Dispersante	Exemplos
Gel	Líquido	Sólido	Manteiga e margarina (água em gordura), geleia (água em pectina), tintas tixotrópicas.
Emulsão	Líquido	Líquido	Água e óleo com detergente, leite (gordura e água estabilizados pela caseína), maionese (vinagre e azeite estabilizados pela lecitina).
Espuma sólida	Gás	Sólido	Maria-mole (ar disperso em clara de ovo), pedra-pomes (ar disperso na rocha), polímeros expandidos, isopor (poliestireno), poliuretano.
Espuma líquida	Gás	Líquido	Creme <i>chantilly</i> (ar disperso em creme de leite).

Classificação dos colóides

Coloide hidrofóbico

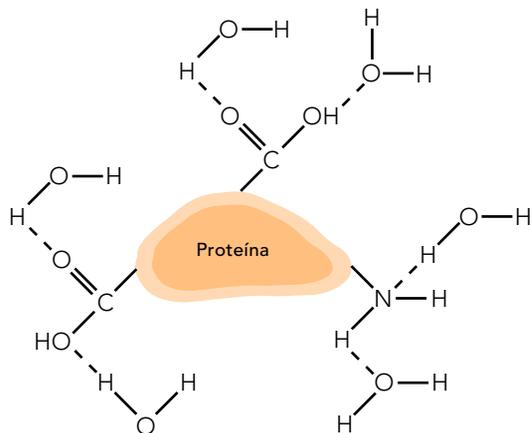
Em um coloide hidrofóbico, as forças atrativas entre a água e a superfície coloidal são fracas. É o caso da dispersão de metais e de sais pouco solúveis em água.



Colóides hidrofóbicos. Um coloide hidrofóbico é estabilizado pelos íons positivos adsorvidos em cada partícula e por uma segunda camada de íons negativos. Como as partículas têm cargas iguais, elas se repelem e, com isso, a precipitação não ocorre.

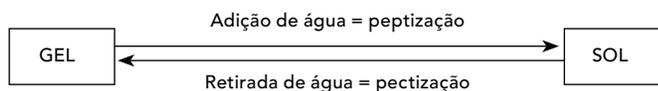
Coloide hidrofílico

Em um coloide hidrofílico, as forças atrativas entre a água e a superfície coloidal são fortes; geralmente existem grupos —OH ou —NH₂ nas partículas coloidais. Formam-se pontes de hidrogênio com a água, como acontece com as proteínas e o amido.



Colóides hidrofílicos. Uma partícula coloidal hidrofílica é estabilizada pela formação de ligações de hidrogênio com a água.

Peptização e peptização

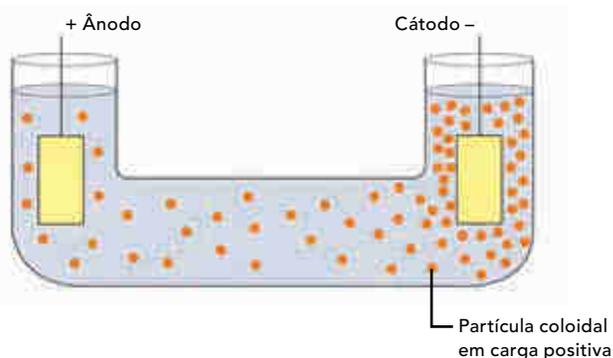


Tixotropia

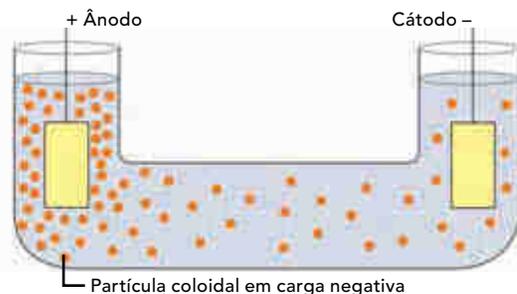
Tixotropia é a propriedade que alguns géis possuem de se reverterem temporariamente a sol quando submetidos à ação de uma força ou agitação. Com o fim da ação, o sol se reverte a gel. Alguns tipos de tintas são géis tixotrópicos.

Eletroforese

➤ **Cataforese** – Ocorre quando as partículas do disperso possuem carga positiva. Essas partículas irão migrar para o polo negativo do campo elétrico, que é denominado **cátodo**.

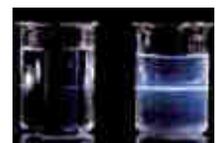


➤ **Anaforese** – Ocorre quando as partículas do disperso possuem carga negativa. Essas partículas irão migrar para o polo positivo do campo elétrico, que é denominado **ânodo**.



Efeito Tyndall

O efeito Tyndall é o efeito óptico de espalhamento ou dispersão de luz, provocado pelas partículas de uma dispersão coloidal. Esse efeito é perceptível em algumas ações do dia a dia, como na observação de partículas de poeira suspensas no ar, nas gotículas de água que formam a neblina e no feixe luminoso de uma lanterna em um recipiente contendo gelatina.

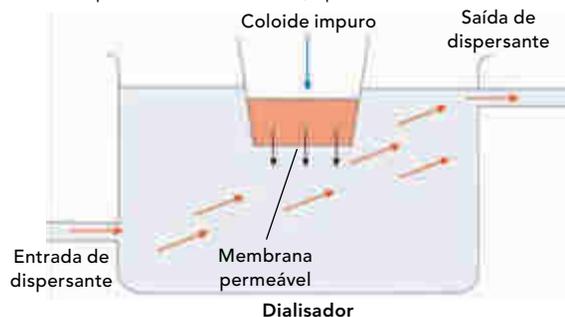


À esquerda, tem-se uma solução não coloidal, e, à direita, tem-se um coloide, no qual se percebe o efeito Tyndall.

Diálise

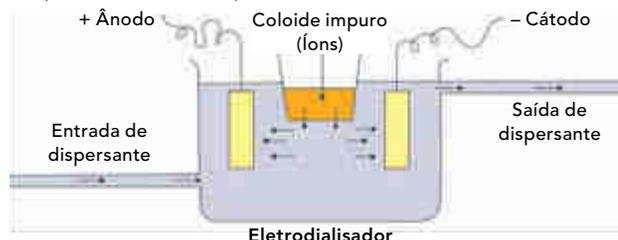
A diálise é um método de purificação de colóides usado especificamente para separar impurezas altamente solúveis no dispersante.

A diálise é realizada colocando-se o coloide impuro dentro do dialisador, que possui uma membrana permeável e facilitadora da passagem de impurezas, retendo as partículas coloidais, que são maiores.



Eletrodiálise

A eletrodiálise é um processo de diálise realizado sob a aplicação de um campo elétrico que favorece a passagem de impurezas detentoras de carga elétrica (cátions ou ânions).



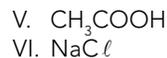
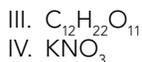
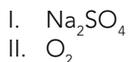
Movimento browniano

As partículas do dispersante estão constantemente colidindo com as partículas do disperso, assim as partículas do disperso possuem um movimento em zigue-zague desordenado e ininterrupto observável por um ultramicroscópio. Esse movimento é conhecido como movimento browniano.



Atividades para sala

1. Alguns compostos, quando solubilizados em água, geram uma solução aquosa que conduz eletricidade.



Dos compostos apresentados, formam solução aquosa que conduz eletricidade

- a) apenas I, IV e VI. c) todos. e) apenas VI.
b) apenas I, IV, V e VI. d) apenas I e VI.

Texto para a questão 2.

O hidróxido de alumínio é utilizado como medicamento para hiperacidez gástrica, gastrites e úlceras gastroduodenais. Portanto, age como um antiácido, reagindo com o ácido clorídrico, principal componente do suco gástrico. Pode ser encontrado comercialmente na forma de suspensão oral, e sua posologia (dose recomendada) é, para adultos, 1 colher de sobremesa após as refeições.

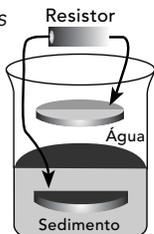
2. A bula do medicamento recomenda que se deve agitar o produto antes de consumi-lo

- a) para evitar que ocorra evaporação do hidróxido de alumínio.
b) porque é uma suspensão na qual ocorre separação das fases do hidróxido de alumínio com o solvente utilizado.
c) para permitir a formação da solução de hidróxido de alumínio.
d) para que a suspensão se torne uma solução.
e) para que a suspensão se torne heterogênea.

3. (ENEM) As propriedades físicas e químicas de uma certa substância estão relacionadas às interações entre as unidades que a constituem, isto é, as ligações químicas entre átomos ou íons e as forças intermoleculares que a compõem. No quadro, estão relacionadas algumas propriedades de cinco substâncias.

Substâncias	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)	Solubilidade em água a 25 °C	Condutividade elétrica	
				Em solução	No estado sólido
I	3550	4287	Insolúvel	–	Não conduz
II	801	1413	Solúvel	Conduz	Não conduz
III	1808	3023	Insolúvel	–	Conduz
IV	2850	3700	Insolúvel	–	Não conduz
V	–81	49	Solúvel	Não conduz	Não conduz

3. Um organismo marinho, o *Desulfuromonas acetoxidans*, pode transferir elétrons para um elétrodo de grafite a partir de acetato produzido em sedimentos marinhos por outros organismos. O resultado é uma corrente elétrica que passa pela água até o outro elétrodo. Essas “baterias de sedimento” poderiam ser usadas para a biorremediação de dejetos tóxicos.



Scientific American Brasil, fev. 2008, p. 81. (adaptado)

A corrente elétrica que passa pela água de um elétrodo para outro deve-se ao movimento de

- elétrons solvatados.
 - moléculas de água livres.
 - gases dissolvidos.
 - sólidos sedimentados.
 - cátions e ânions solvatados.
4. Uma amostra de água do Rio Tietê, que apresentava partículas em suspensão, foi submetida a processos de purificação, obtendo-se, ao final do tratamento, uma solução límpida e cristalina. Em relação às amostras de água, antes e após o tratamento, é possível afirmar que correspondem, respectivamente, a
- substâncias composta e simples.
 - substâncias simples e composta.
 - misturas homogênea e heterogênea.
 - misturas heterogênea e homogênea.
 - mistura heterogênea e substância simples.
5. Solução, dispersão coloidal e suspensão são tipos de dispersões. Essas dispersões podem ser caracterizadas por técnicas físicas. Assinale a opção na qual todas as dispersões estão caracterizadas corretamente pela técnica física indicada.

Técnica física	Tipos de dispersões		
	Solução	Dispersão coloidal	Suspensão
a) Ação de filtro comum	O disperso não é retido	O disperso não é retido	O disperso não é retido
b) Ação de filtro comum	O disperso não é retido	O disperso não é retido	O disperso é retido
c) Ação da gravidade	O disperso não sedimenta	O disperso não sedimenta	O disperso não sedimenta
d) Ação da gravidade	O disperso não sedimenta	O disperso sedimenta	O disperso sedimenta

6. O colágeno é a proteína mais abundante no corpo humano, fazendo parte da composição de órgãos e tecidos de sustentação. Apesar de não ser comestível, seu aquecimento em água produz uma mistura de outras proteínas comestíveis, denominadas gelatinas. Essas proteínas possuem diâmetros médios entre 1,0 nm e 1000 nm e, quando em solução aquosa, formam sistemas caracterizados como
- soluções verdadeiras.
 - dispersantes.
 - coagulantes.
 - homogêneos.
 - coloides.

7. (ENEM) Um método para determinação do teor de etanol na gasolina consiste em misturar volumes conhecidos de água e de gasolina em um frasco específico. Após agitar o frasco e aguardar um período de tempo, medem-se os volumes das duas fases imiscíveis que são obtidas: uma orgânica e outra aquosa. O etanol, antes miscível com a gasolina, encontra-se agora miscível com a água.

Para explicar o comportamento do etanol antes e depois da adição da água, é necessário conhecer

- a densidade dos líquidos.
 - o tamanho das moléculas.
 - o ponto de ebulição dos líquidos.
 - os átomos presentes nas moléculas.
 - o tipo de interação entre as moléculas.
8. (ENEM) Em uma planície, ocorreu um acidente ambiental em decorrência do derramamento de grande quantidade de um hidrocarboneto que se apresenta na forma pastosa à temperatura ambiente. Um químico ambiental utilizou uma quantidade apropriada de uma solução de para-dodecil-benzenossulfonato de sódio, um agente tensoativo sintético, para diminuir os impactos desse acidente.

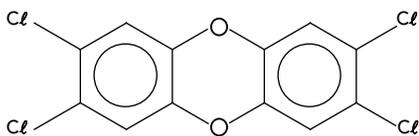
Essa intervenção produz resultados positivos para o ambiente porque

- promove uma reação de substituição no hidrocarboneto, tornando-o menos letal ao ambiente.
 - a hidrólise do para-dodecil-benzenossulfonato de sódio produz energia térmica suficiente para vaporizar o hidrocarboneto.
 - a mistura desses reagentes provoca a combustão do hidrocarboneto, o que diminui a quantidade dessa substância na natureza.
 - a solução de para-dodecil-benzenossulfonato possibilita a solubilização do hidrocarboneto.
 - o reagente adicionado provoca uma solidificação do hidrocarboneto, o que facilita sua retirada do ambiente.
9. (ENEM) No processo de industrialização da mamona, além do óleo que contém vários ácidos graxos, é obtida uma massa orgânica, conhecida como torta de mamona. Essa massa tem potencial para ser utilizada como fertilizante para o solo e como complemento em rações animais devido a seu elevado valor proteico. No entanto, a torta apresenta compostos tóxicos e alergênicos, diferentemente do óleo da mamona. Para que a torta possa ser utilizada na alimentação animal, é necessário um processo de descontaminação.

Química nova na escola, v. 32, n. 1, 2010. (adaptado)

A característica presente nas substâncias tóxicas e alergênicas, que inviabiliza sua solubilização no óleo de mamona, é a

- lipofilia.
 - hidrofilia.
 - hipocromia.
 - cromatofilia.
 - hiperpolarização.
10. (ENEM) Vários materiais, quando queimados, podem levar à formação de dioxinas, um composto do grupo dos organoclorados. Mesmo quando a queima ocorre em incineradores, há liberação de substâncias derivadas das dioxinas no ambiente. Tais compostos são produzidos em baixas concentrações, como resíduos da queima de matéria orgânica em presença de produtos que contenham cloro. Como consequência de seu amplo espalhamento no meio ambiente, bem como de suas propriedades estruturais, as dioxinas sofrem magnificação trófica na cadeia alimentar. Mais de 90% da exposição humana às dioxinas é atribuída aos alimentos contaminados ingeridos. A estrutura típica de uma dioxina está apresentada a seguir.



2,3,7,8-tetraclorodibenzo-p-dioxina (2,3,7,8-TCDD)

A molécula do 2,3,7,8-TCDD é popularmente conhecida pelo nome dioxina, sendo a mais tóxica dos 75 isômeros de compostos clorado de dibenzo-p-dioxina existentes.

FADINI, Pedro Sérgio; FADINI, Almerinda Antonia Barbosa. Lixo: desafios e compromisso. Cadernos temáticos de Química nova na escola, São Paulo, n. 1, maio 2001. (adaptado)

Com base no texto e na estrutura apresentada, as propriedades químicas das dioxinas que permitem sua bioacumulação nos organismos estão relacionadas ao seu caráter

- básico, pois a eliminação de materiais alcalinos é mais lenta do que a dos ácidos.
- ácido, pois a eliminação de materiais ácidos é mais lenta do que a dos alcalinos.
- reduzidor, pois a eliminação de materiais redutores é mais lenta do que a dos oxidantes.
- lipofílico, pois a eliminação de materiais lipossolúveis é mais lenta do que a dos hidrossolúveis.
- hidrofílico, pois a eliminação de materiais hidrossolúveis é mais lenta do que a dos lipossolúveis.

11. (ENEM) O efeito Tyndall é um efeito óptico de turbidez provocado pelas partículas de uma dispersão coloidal. Foi observado pela primeira vez por Michael Faraday em 1857 e, posteriormente, investigado pelo físico inglês John Tyndall.

Esse efeito é o que torna possível, por exemplo, observar as partículas de poeira suspensas no ar por meio de uma réstia de luz, observar gotículas de água que formam a neblina por meio do farol do carro ou, ainda, observar o feixe luminoso de uma lanterna por meio de um recipiente contendo gelatina.

REIS, Martha. *Completamente Química: Físico-Química*. São Paulo: FTD, 2001. (adaptado)

Ao passar por um meio contendo partículas dispersas, um feixe de luz sofre o efeito Tyndall devido ao(a)

- absorção do feixe de luz por esse meio.
- interferência do feixe de luz nesse meio.
- transmissão do feixe de luz nesse meio.
- polarização do feixe de luz por esse meio.
- espalhamento do feixe de luz nesse meio.

12. O químico britânico Thomas Graham descobriu que algumas dispersões presentes no cotidiano, como o amido, a gelatina, a cola e a albumina, difundiam-se lentamente na água, e as denominou de coloides. Em relação a esse tipo de dispersão, assinale o correto.

- Os gases formam coloides quando misturados com outros gases, com líquidos ou com sólidos.
- São exemplos de coloide o creme dental, a maionese, a gelatina e a espuma de sabão.
- As partículas de um coloide podem ser retiradas por um filtro comum.
- Os componentes de qualquer coloide podem ser vistos a olho nu.
- Os coloides são exemplos de misturas homogêneas.

Água

Módulo

2

Estudo e concentração das soluções

Coefficiente de solubilidade (C_s)

O coeficiente de solubilidade indica a quantidade máxima de uma substância que, em determinadas condições de temperatura e pressão, pode dissolver-se em uma quantidade fixa de solvente.

A capacidade de uma substância de se dissolver em outra é chamada de **solubilidade**. Em geral, o solvente utilizado é a água, e a quantidade fixa é de 100 g de H_2O .

Exemplo 1:

$$C_s(NH_4NO_3) = 192 \text{ g } NH_4NO_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (20 } ^\circ C)$$

$$C_s(NH_4NO_3) = 242 \text{ g } NH_4NO_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (30 } ^\circ C)$$

$$C_s(NH_4NO_3) = 297 \text{ g } NH_4NO_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (40 } ^\circ C)$$

Exemplo 2:

$$C_s(Ce_2(SO_4)_3) = 9,84 \text{ g } Ce_2(SO_4)_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (20 } ^\circ C)$$

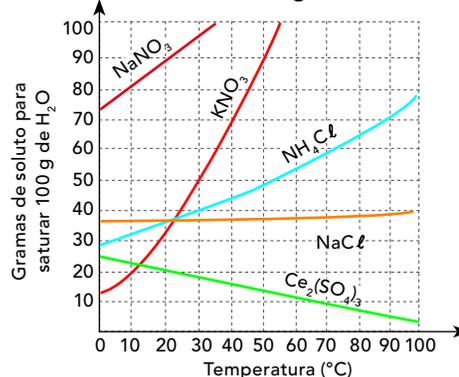
$$C_s(Ce_2(SO_4)_3) = 7,24 \text{ g } Ce_2(SO_4)_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (30 } ^\circ C)$$

$$C_s(Ce_2(SO_4)_3) = 5,63 \text{ g } Ce_2(SO_4)_3 / 100 \text{ g } H_2O \text{ (40 } ^\circ C)$$

Gráfico de solubilidade

O gráfico de solubilidade mostra a variação do coeficiente de solubilidade (C_s) de uma ou mais substâncias em função da temperatura.

Gráfico de solubilidade de algumas substâncias



Tome nota

Em geral, a solubilidade dos sólidos aumenta com a temperatura (curvas ascendentes), mas existem algumas substâncias cuja solubilidade diminui com o aumento da temperatura (curvas descendentes).

➤ **Dissolução endotérmica** – O soluto se dissolve absorvendo calor do solvente.

- O aumento da temperatura favorece a dissolução do soluto.
- A solubilidade geralmente aumenta com a elevação da temperatura (curvas ascendentes).
- A solução se resfria em uma dissolução endotérmica.

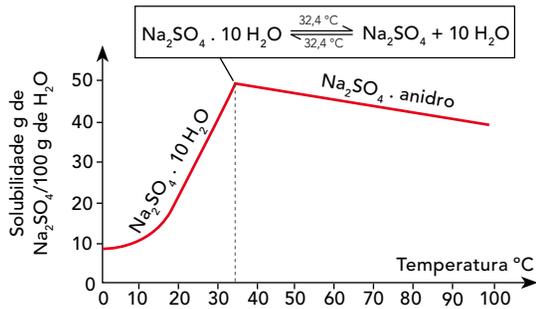
➤ **Dissolução exotérmica** – O soluto se dissolve liberando calor para o solvente.

- O aumento da temperatura desfavorece a dissolução do soluto.
- A solubilidade geralmente diminui com o aumento da temperatura (curvas descendentes).
- A solução se aquece em uma dissolução exotérmica.

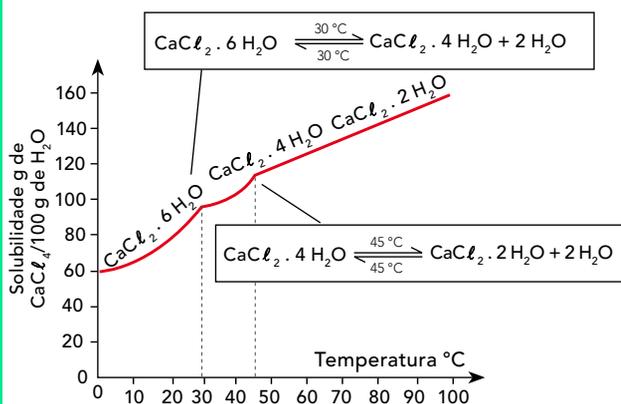
Quando a curva de solubilidade apresenta pontos de inflexão, significa que o soluto forma hidratos definidos, e esses pontos de inflexão correspondem à temperatura de dissociação de sais hidratados.

Exemplos:

Curva de solubilidade do sulfato de sódio



Curva de solubilidade do cloreto de cálcio

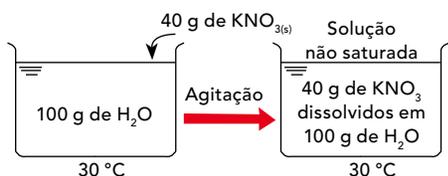


Classificação das soluções quanto ao coeficiente de solubilidade (C_s)

As soluções, além de serem classificadas quanto à fase de agregação (sólida, líquida ou gasosa), quanto à natureza das partículas dispersas (iônica ou molecular) e quanto à proporção entre soluto e solvente (diluída ou concentrada), podem ser classificadas quanto ao coeficiente de solubilidade em:

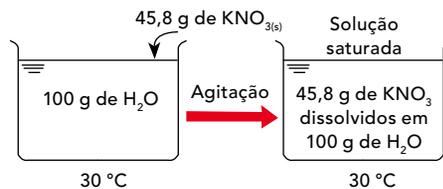
➤ **Soluções insaturadas (não saturadas)** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) não atinge o coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 < C_s$.

Exemplo: $C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g de KNO}_3 / 100 \text{ g H}_2\text{O}$ (30 °C)
Dissolva 40 g de KNO_3 em 100 g de H_2O a 30 °C.



➤ **Soluções saturadas** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) é igual ao coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 = C_s$.

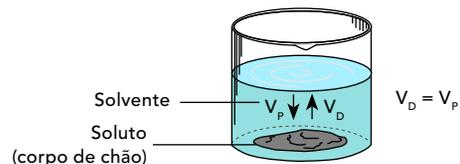
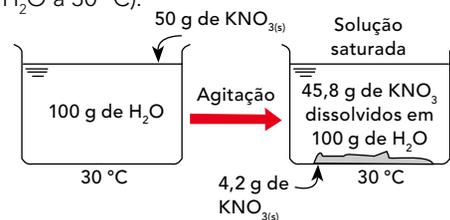
Exemplo: dissolva 45,8 g de KNO_3 em 100 g de H_2O a 30 °C.



Saiba mais

Em soluções saturadas com precipitado (corpo de chão), ocorre um equilíbrio dinâmico entre o corpo de chão e a solução saturada, ou seja, a velocidade com que o sólido se dissolve é igual à velocidade com que o sólido se precipita no fundo do recipiente.

Exemplo: dissolva 50 g de KNO_3 em 100 g de água a 30 °C. (Não esqueça que o $C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g KNO}_3$ em 100 g H_2O a 30 °C).



$V_D =$ velocidade de dissolução $V_P =$ velocidade de precipitação

Existe um equilíbrio dinâmico entre o corpo de chão e a massa dissolvida.

➤ **Soluções supersaturadas** – São aquelas em que a quantidade de soluto dissolvida (m_1) é superior ao coeficiente de solubilidade (C_s), ou seja, $m_1 > C_s$. É uma solução instável, podendo, por qualquer perturbação do sistema, se tornar uma solução saturada com precipitado.

Há duas formas de se preparar uma solução supersaturada.

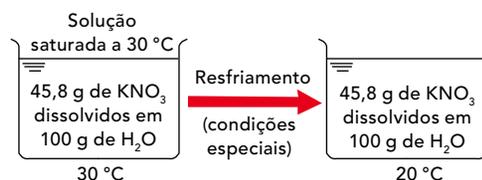
- Preparação de uma solução supersaturada usando uma substância de dissolução endotérmica:

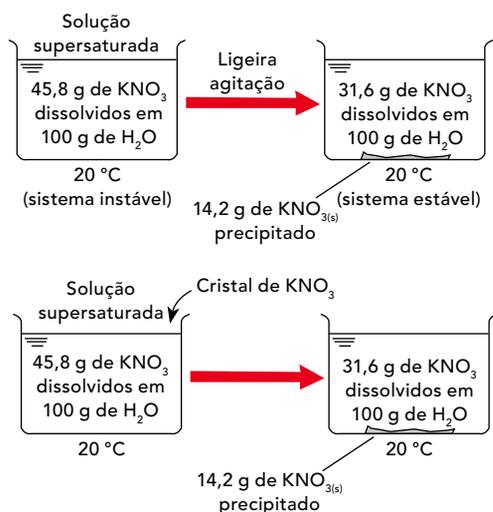
Pode-se, por exemplo, pegar uma solução saturada de KNO_3 a 30 °C e resfriá-la sob condições especiais a 20 °C, obtendo uma solução supersaturada de KNO_3 .

$C_s(\text{KNO}_3) = 45,8 \text{ g KNO}_3 / 100 \text{ g H}_2\text{O}$ (30 °C)

$C_s(\text{KNO}_3) = 31,6 \text{ g KNO}_3 / 100 \text{ g H}_2\text{O}$ (20 °C)

Observe, atentamente, o esquema a seguir.



A solução supersaturada é instável


- Preparação de uma solução supersaturada usando uma substância de dissolução exotérmica:

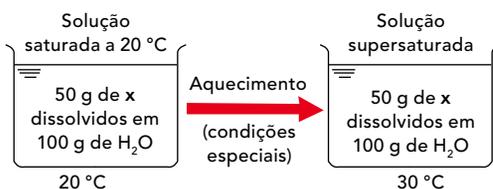
Deve-se preparar uma solução saturada e depois aquecê-la em condições especiais, pois, assim, será obtida uma solução supersaturada.

Dissolução exotérmica:

$$C_s(x) = 50 \text{ g de } x/100 \text{ g de } H_2O (20^\circ C)$$

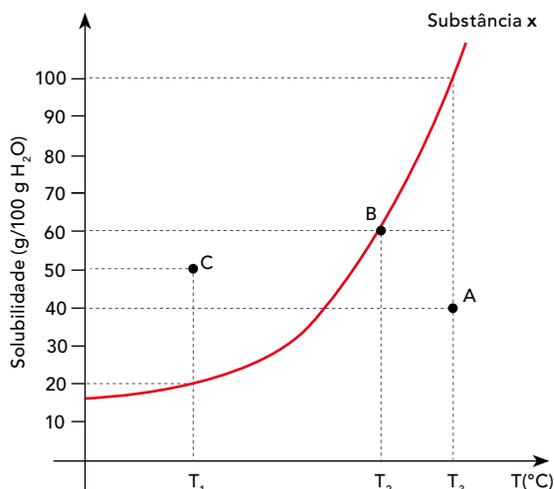
$$C_s(x) = 40 \text{ g de } x/100 \text{ g de } H_2O (30^\circ C)$$

Observe o esquema a seguir:



Classificação das soluções quanto ao coeficiente de solubilidade em um gráfico de solubilidade

Dado o gráfico de solubilidade de uma substância hipotética:



- Ponto A** – Representa uma solução não saturada (insaturada), pois, nesse ponto, existem 40 g de x dissolvidos em 100 g de água na temperatura T_3 , portanto a massa de soluto dissolvido é menor que o C_s de x nessa temperatura, correspondente a 100 g de $x/100 \text{ g } H_2O$ ($m_1 < C_s$).
- Ponto B** – Representa uma solução saturada, pois, nesse ponto, existem 60 g de x dissolvidos em 100 g de H_2O na temperatura T_2 , portanto a massa de soluto dissolvido é igual ao C_s de x nessa temperatura, referente a 60 g de $x/100 \text{ g } H_2O$ ($m_1 = C_s$).
- Ponto C** – Representa uma solução supersaturada, pois nesse ponto existem 50 g de x dissolvidos em 100 g de H_2O na temperatura T_1 , portanto a massa de soluto dissolvido é maior que C_s de x nessa temperatura, equivalente a 20 g de $x/100 \text{ g } H_2O$ ($m_1 > C_s$).

Conclusões:

- qualquer ponto em uma região acima da curva de solubilidade indica que a solução é supersaturada;
- qualquer ponto coincidente com a curva de solubilidade indica que a solução é saturada;
- qualquer ponto em uma região abaixo da curva de solubilidade indica que a solução é insaturada.

Tome nota

Um solvente pode estar saturado de um soluto e ainda conseguir dissolver outro soluto.

Exemplo: a água saturada de sal de cozinha ainda é capaz de dissolver certa quantidade de açúcar.

Nem sempre se observa a correspondência entre solução diluída e solução insaturada. Observe o exemplo a seguir:

- Uma solução com 2 g de $CaSO_4$ em 1 litro de água é considerada diluída, mas já está saturada, pois o coeficiente de solubilidade do $CaSO_4$ é muito baixo.

$$C_s(CaSO_4) = 2 \text{ g } CaSO_4/1 \text{ L } H_2O$$

Nem sempre se observa a correspondência entre solução concentrada e solução saturada. Observe o exemplo:

- Uma solução de $AgNO_3$ com 1200 g de $AgNO_3$ em 1 litro de água é considerada concentrada, mas ainda é uma solução insaturada, pois o C_s do $AgNO_3$ é muito alto.

$$C_s(AgNO_3) = 1220 \text{ g } AgNO_3/1 \text{ L } H_2O$$

Regra de solubilidade

Uma substância polar tende a se dissolver em um solvente polar, enquanto uma substância apolar tende a se dissolver em um solvente apolar.

Semelhante dissolve semelhante.

Solubilidade de gases em líquidos

Quando o gás não reage com o líquido, em geral, a sua solubilidade é pequena no líquido.

A solubilidade dos gases nos líquidos aumenta com:

- a diminuição da temperatura (baixas temperaturas);
- o aumento da pressão (altas pressões).

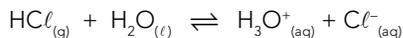
Quando o gás não reage com o líquido, a influência da pressão sobre a solubilidade é estabelecida pela **Lei de Henry**: "a uma determinada temperatura, a solubilidade dos gases nos líquidos é diretamente proporcional à pressão do gás".

$$S = K \cdot P$$

Sendo K = **constante de proporcionalidade** que depende da natureza do gás, do líquido e também da temperatura.

A solubilidade dos gases nos líquidos é maior quando ocorre reação entre o gás e o líquido.

Exemplo: é possível dissolver 450 L de cloreto de hidrogênio (HCl) em 1 litro de água, em condições ambientes, devido à reação:



Concentração das soluções I

A **concentração** de uma solução é qualquer expressão da proporção entre as quantidades de soluto e de solvente, ou então, entre as quantidades de soluto e de solução.

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

"Quantidade" = mols, massa ou volume.

Tome nota

Convenção:

- Índice 1 – soluto. Exemplo: m_1 = massa do soluto.
- Índice 2 – solvente. Exemplo: m_2 = massa do solvente.
- Sem índice – solução. Exemplo: m = massa da solução. ($m = m_1 + m_2$).

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

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

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

Em qualquer parte da solução, a concentração é a mesma.

$$\text{L} \xleftarrow{\div 1000} \xrightarrow{\times 1000} \text{mL}$$

Concentração em massa/volume ou concentração comum (C)

A concentração em massa/volume, ou concentração comum, é a razão estabelecida entre a massa do soluto (m_1) e o volume da solução (V).

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

Geralmente, o soluto é medido em gramas (g), e o solvente, em litros (L); logo, adota-se a unidade: g/L. A unidade g/cm³ também é utilizada, porém com pouca frequência.

Concentração massa/massa ou título em massa (T)

A concentração massa/massa, ou título em massa, é a razão estabelecida entre a massa do soluto (m_1) e a massa da solução (m), ambas na mesma unidade (geralmente em gramas).

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

Como $m = m_1 + m_2$, tem-se:

$$T = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Tome nota

$$0 < T < 1$$

- O título em massa comumente é expresso em porcentagem de soluto; assim, tem-se o título percentual em massa (T%).

$$T\% = T \cdot 100$$

- O título em massa não possui unidade.
- % massa/massa (%m/m): indica a massa de soluto (m_1) em gramas, contida em 100 g de solução.
Exemplo: 40% m/m indica 40 g de soluto em 100 g de solução.

Concentração volume/volume ou título em volume (T_v)

A concentração volume/volume, ou título em volume, é a razão estabelecida entre o volume do soluto (V_1) e o volume da solução (V), ambos na mesma unidade:

$$T_v = \frac{V_1}{V}$$

De um modo geral, o volume da solução (V) não é necessariamente a soma do volume do soluto (V_1) com o volume do solvente (V_2).

$$0 < T_v < 1$$

O título em volume comumente é expresso em porcentagem de soluto. Assim, tem-se o título percentual em volume (T_v%) ⇒ $T_v\% = T_v \cdot 100$.

O título em volume não possui unidade e só é usado para exprimir concentrações em que os componentes das soluções são todos gasosos ou todos líquidos.

Tome nota

- % volume/volume (%V/V): indica o volume de soluto (V_1), em mL, contido em 100 mL de solução.
Exemplo: 20% V/V indica 20 mL de soluto em 100 mL de solução.
- Álcool a 96% (significa 96 volumes de álcool para cada 100 volumes da solução).
O grau Gay-Lussac (°GL) indica a % V/V para soluções alcoólicas.
Exemplo: 10,6 °GL (significa 10,6 volumes de álcool para cada 100 volumes da solução).
- % massa/volume (%m/V): indica a massa do soluto (m_1), em gramas, contida em 100 mL de solução.
Exemplo: 0,80% m/V indica 0,80 g de soluto em 100 mL de solução.

Concentração em partes por milhão ou p.p.m.

Soluções muito diluídas, ou seja, soluções que possuem concentração muito pequena, costumam ter essa concentração expressa em partes por milhão (p.p.m.).

➤ **Concentração em massa/massa expressa em p.p.m.**

Exemplo: 1 p.p.m. quer dizer que, para cada parte em massa do soluto, existe um milhão de partes em massa de solução.

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{m_1 \text{ (em mg)}}{m \text{ (em kg)}} \left. \begin{array}{l} \rightarrow 10^{-3} \text{ g} \\ \rightarrow 10^3 \text{ g} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{m_1 \text{ (em g)}}{m \text{ (em t)}} \left. \begin{array}{l} \rightarrow 1 \text{ g} \\ \rightarrow 10^6 \text{ g} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

Tome nota

$$\text{p.p.m.} = T \cdot 10^6 \quad \text{ou} \quad \text{p.p.m.} = T\% \cdot 10^4$$

Exemplo: $T = 0,00005 \Rightarrow T\% = 0,005\% \text{ p.p.m.} \Rightarrow 50 \text{ p.p.m.}$

Concentração em volume/volume expresso em p.p.m.

Exemplo: 1 p.p.m. quer dizer que, para cada parte em volume do soluto, tem-se um milhão de partes de solução.

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{V_1 \text{ (em mL)}}{V \text{ (em m}^3\text{)}} \left. \begin{array}{l} \rightarrow 10^{-3} \text{ L} \\ \rightarrow 10^3 \text{ L} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

ou

$$\text{Concentração em p.p.m.} = \frac{V_1 \text{ (em } \mu\text{L)}}{V \text{ (em L)}} \left. \begin{array}{l} \rightarrow 10^{-6} \text{ L} \\ \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

Tome nota

$$\mu\text{L} = \text{microlitros} = 10^{-6} \text{ L}$$

$$\text{p.p.m.} = T_V \cdot 10^6 \quad \text{ou} \quad \text{p.p.m.} = T_V\% \cdot 10^4$$

Concentração em massa/volume expressa em p.p.m.

Os químicos costumam expressar a concentração de sólidos em líquidos utilizando p.p.m.

Concentração em p.p.m.

$$\frac{m_1 \text{ (em mg)}}{V \text{ (em L)}} \left. \begin{array}{l} \rightarrow 10^{-3} \text{ g} \\ \rightarrow 1 \text{ L H}_2\text{O} = 1 \text{ kg H}_2\text{O} = 10^3 \text{ g} \end{array} \right\} 10^6 \text{ partes}$$

Exemplo: A água contendo 0,05 p.p.m. de Pb^{2+} é imprópria para o consumo (0,05 mg de Pb^{2+} por litro de água), pois é igual a 0,05 mg de Pb^{2+} por kg de água.

Densidade de uma solução (d)

A densidade de uma solução é a razão estabelecida entre a massa da solução (m) e o volume dessa solução (V):

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

Como $m = m_1 + m_2$, tem-se:

$$d = \frac{m_1 + m_2}{V}$$

Unidades: $\text{g/mL} = \text{g/cm}^3$ etc.

Tome nota

$$\begin{array}{ccc} \text{g/mL} & \xrightarrow{\times 1000} & \text{g/L} \\ \text{ou} & & \\ \text{g/cm}^3 & \xleftarrow{\div 1000} & \text{g/dm}^3 \end{array}$$

O volume, ao ser relacionado com a densidade, deve estar na mesma unidade de volume da densidade. Exemplo: $V = 100 \text{ cm}^3$ e $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$.

Como a densidade da água é igual a 1 g/mL, 1 mL de água = 1 g de água; 1 L de água é igual a 1 kg de água.

Vale ressaltar que essas relações são válidas somente para a água, devido à sua densidade ser igual a 1 g/mL.

Concentração em mol/L

A concentração em mol/L, também chamada de **concentração em quantidade de matéria** ou **concentração em quantidade de substância**, é a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e o volume da solução (V), em litros.

$$M = \frac{n_1}{V}$$

Em que: $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$

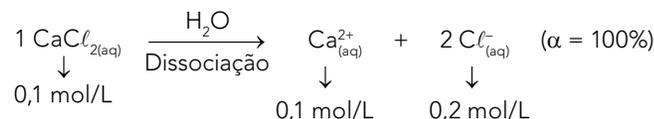
Tome nota

- A Sociedade Brasileira de Química (SBQ) não recomenda o uso das expressões "molaridade" nem "concentração molar".
- O número de mols do soluto (n_1) é a razão entre a massa do soluto (m_1) e a massa molar desse soluto (M_1).
- Unidade: mol/L escrito após o valor numérico da concentração.
- A SBQ não recomenda o uso das unidades "molar" nem "M" para indicar a unidade de mol/L.

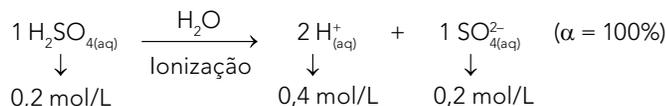
Concentração em mol/L de íons

Em certos casos, é necessário relacionar a concentração em mol/L de íons da substância à concentração em mol/L de íons dos seus íons em solução. Observe:

Exemplo 1: Calcule a concentração em mol/L dos íons $\text{Ca}_{(\text{aq})}^{2+}$ e $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ em uma solução 0,1 mol/L de $\text{CaCl}_{2(\text{aq})}$.



Exemplo 2: Calcule a concentração em mol/L de íons dos íons $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ e $\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$ em uma solução 0,2 mol/L de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$.



O cálculo da concentração em mol/L de íons dos íons deve ser feito a partir da equação de dissociação ou de ionização do soluto seguindo a proporção estequiométrica.

Tome nota

Nos exemplos anteriores, considerou-se que as substâncias sofreram dissociação ou ionização total.

Fração em quantidade de matéria (X)

Também conhecida como **concentração em quantidade de matéria por quantidade de matéria**.

► **Fração em quantidade de matéria do soluto (X_1)** – É a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e a quantidade de matéria da solução (n).

$$X_1 = \frac{n_1}{n}, \text{ como } n = n_1 + n_2 \therefore X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

➤ **Fração em quantidade de matéria do solvente (X_2)** – É a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do solvente (n_2) e a quantidade de matéria da solução (n).

$$X_2 = \frac{n_2}{n}, \text{ como } n = n_1 + n_2 \therefore X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Tome nota

- $X_1 + X_2 = 1$
- A fração em quantidade de matéria não possui unidade.
- $0 < X < 1$
- Lembre-se:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \text{ e } n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

Em que: M_1 = massa molar do soluto
 M_2 = massa molar do solvente

Concentração molar (W)

Também conhecida como **concentração em quantidade de matéria por massa** ou **molalidade**, concentração molar é a razão estabelecida entre a quantidade de matéria do soluto (n_1) e a massa, em quilogramas, do solvente (m_2).

$$W = \frac{n_1}{m_2(\text{kg})}$$

Unidade: mol/kg ou molal

Em que: $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$

Tome nota

Em uma solução aquosa diluída, 1 L de solução contém aproximadamente 1 L de água, ou seja, 1 kg de água. Dessa forma, a quantidade de matéria de soluto por litro de solução (concentração em mol/L) é aproximadamente igual à quantidade de matéria do soluto por quilograma de água (molalidade) ($\mathcal{M} \cong W$).

Relações entre as principais unidades de concentração das soluções

Relação entre a concentração comum (C) e o título em massa (T)

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ (I)} \quad T = \frac{m_1}{m} \text{ (II)}$$

Dividindo (I) por (II), tem-se:

$$\frac{C}{T} = \frac{\frac{m_1}{V}}{\frac{m_1}{m}} \Rightarrow \frac{C}{T} = \frac{\cancel{m_1}}{V} \cdot \frac{m}{\cancel{m_1}} \Rightarrow \frac{C}{T} = \frac{m}{V} \rightarrow d$$

$$\Rightarrow \frac{C}{T} = d \Rightarrow C = d \cdot T \quad \begin{array}{l} \text{— Título em massa} \\ \text{— Densidade de (g/L)} \\ \text{— Concentração comum (g/L)} \end{array}$$

Como geralmente a densidade é dada em g/mL, tem-se:

$$C = 1000 \cdot d \cdot T \quad \begin{array}{l} \text{— Título em massa} \\ \text{— Densidade de (g/mL)} \\ \text{— Concentração comum (g/L)} \end{array}$$

Relação entre a concentração comum (C) e a concentração em mol/L (\mathcal{M})

$$C = \frac{m_1}{V} \text{ (I)} \quad \mathcal{M} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} \text{ (II)}$$

Dividindo (I) por (II), tem-se:

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

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

— Massa molar do soluto
— Concentração em mol/L
— Concentração comum

Igualando as relações (I) e (II), tem-se:

$$C = 1000 \cdot d \cdot T \text{ (I)}$$

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1 \text{ (II)}$$

$$C = \mathcal{M} \cdot M_1 = 1000 \cdot d \cdot T \quad \text{ou} \quad C = \mathcal{M} \cdot M_1 = d \cdot T$$

g/mL ou g/cm³ g/L ou g/dm³



Atividades para sala

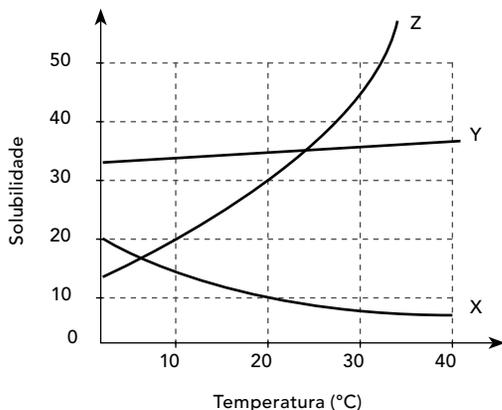
1. A tabela a seguir fornece as solubilidades do KCl e do Li_2CO_3 a várias temperaturas.

Temperatura (°C)	Solubilidade g/100 g H ₂ O	
	KCl	Li ₂ CO ₃
0	27,6	0,154
10	31,0	0,143
20	34,0	0,133
30	37,0	0,125
40	40,0	0,117
50	42,6	0,108

Assinale a alternativa verdadeira.

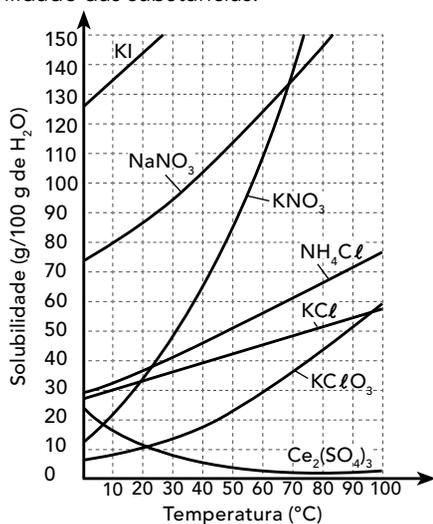
- a) A dissolução do KCl em água é exotérmica.
- b) O aquecimento aumenta a solubilidade do Li_2CO_3 em água.
- c) A massa de KCl capaz de saturar 50 g de água, a 40 °C, é 20 g.
- d) Ao resfriar, de 50 °C até 20 °C, uma solução que contém inicialmente 108 mg de Li_2CO_3 em 100 g de água, haverá precipitação de 25 mg de Li_2CO_3 .
- e) A 10 °C, a solubilidade do KCl é menor do que a do Li_2CO_3 .

2. 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.
e) 400.
3. As curvas de solubilidade têm grande importância no estudo das soluções, já que a temperatura influi decisivamente na solubilidade das substâncias.



Considerando as curvas de solubilidade dadas pelo gráfico, é correto afirmar que

- a) há um aumento da solubilidade do sulfato de cério com o aumento da temperatura.
b) a 0 °C, o nitrato de sódio é menos solúvel do que o cloreto de potássio.
c) o nitrato de sódio é a substância que apresenta a maior solubilidade a 20 °C.
d) resfriando-se uma solução saturada de $KClO_3$, preparada com 100 g de água, de 90 °C para 20 °C, observa-se a precipitação de 30 g desse sal.
e) dissolvendo-se 15 g de cloreto de potássio em 50 g de água a 40 °C, obtém-se uma solução insaturada.

4. (ENEM) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96% em massa.

Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa

- a) de 0%.
b) de 8,0%.
c) entre 8,4% e 8,6%.
d) entre 9,0% e 9,2%.
e) entre 13% e 14%.
5. O problema de escassez de água em São Paulo é um tema polêmico em discussão que envolve governo e especialistas. O "volume morto", que passou a ser utilizado em maio de 2014, é um reservatório com 400 milhões de metros cúbicos de água situado abaixo das comportas das represas do Sistema Cantareira.



Considere um reservatório hipotético com água de densidade 1 g/mL e volume igual ao do "volume morto" do Sistema Cantareira. Se a água desse reservatório encontra-se contaminada com 20 p.p.m. de chumbo, a massa total desse metal na água do reservatório hipotético é

- a) 2000 kg.
b) 8000 kg.
c) 4000 kg.
d) 8000 t.
e) 2000 t.
6. (ENEM) Um dos grandes problemas nas grandes cidades é a poluição atmosférica por material particulado. Os automóveis, ônibus e caminhões são os principais responsáveis pela poluição. Vamos supor que uma atmosfera poluída apresente $2 \cdot 10^{-6}$ mg/L de material particulado e que 20% da massa é hidrocarboneto absorvido. Uma pessoa respira, em média, 9 m³ de ar por dia e retém nos pulmões 30% das partículas inaladas.

A massa de hidrocarboneto absorvida pelos pulmões de uma pessoa em um dia é

- $2 \cdot 10^{-6}$ mg.
- 3,6 mg.
- $1,08 \cdot 10^{-6}$ g.
- $2 \cdot 10^{-3}$ g.
- $10,8 \cdot 10^{-3}$ g.

Texto para a questão 7.

Alguns cheiros nos provocam fascínio e atração. Outros trazem recordações agradáveis, até de momentos da infância. Aromas podem causar sensação de bem-estar ou dar a impressão de que alguém está mais atraente. Os perfumes têm sua composição aromática distribuída em um modelo conhecido como pirâmide olfativa, dividida horizontalmente em três partes e caracterizada pelo termo nota. As notas de saída, constituídas por substâncias bem voláteis, dão a primeira impressão do perfume. As de coração demoram um pouco mais para serem sentidas. São as notas de fundo que permanecem mais tempo na pele.

REZENDE, Claudia M.
Ciência hoje. jul. 2011. (adaptado)



7. Um químico, ao desenvolver um perfume, decidiu incluir entre os componentes um aroma de frutas com concentração máxima de 10^{-4} mol/L. Ele dispõe de um frasco da substância aromatizante, em solução hidroalcoólica, com concentração de 0,01 mol/L.

Para a preparação de uma amostra de 0,50 L do novo perfume, contendo o aroma de frutas na concentração desejada, o volume da solução hidroalcoólica que o químico deverá utilizar será igual a

- 5,0 mL.
- 2,0 mL.
- 1,0 mL.
- 0,50 mL.
- 0,20 mL.

8. Uma determinada solução contém apenas concentrações apreciáveis das seguintes espécies iônicas: 0,10 mol/L de $H^+_{(aq)}$, 0,15 mol/L de $Mg^{2+}_{(aq)}$, 0,20 mol/L de $Fe^{3+}_{(aq)}$, 0,20 mol/L de $SO^{2-}_{4(aq)}$ e X mol/L de $Cl^-_{(aq)}$. Pode-se afirmar que o valor de X é igual a

- 0,15 mol/L.
- 0,20 mol/L.
- 0,30 mol/L.
- 0,40 mol/L.
- 0,60 mol/L.

Texto para a questão 9.

Com as chuvas intensas que caíram na cidade do Rio de Janeiro em março de 2013, grande quantidade de matéria orgânica se depositou na lagoa Rodrigo de Freitas. O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água, provocando a mortandade dos peixes.

9. O volume médio de água na lagoa é igual a $6,2 \cdot 10^6$ L. Imediatamente antes de ocorrer a mortandade dos peixes, a concentração de gás oxigênio dissolvido na água correspondia a $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol \cdot L $^{-1}$.

Ao final da mortandade, a quantidade consumida, em quilogramas, de gás oxigênio dissolvido foi igual a

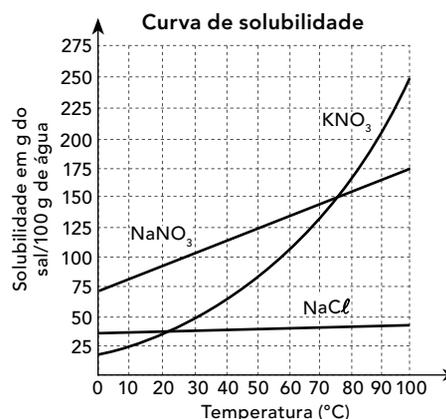
Dado: O = 16 g/mol

- 24,8.
- 49,6.
- 74,4.
- 99,2.
- 124,6.



Atividades propostas

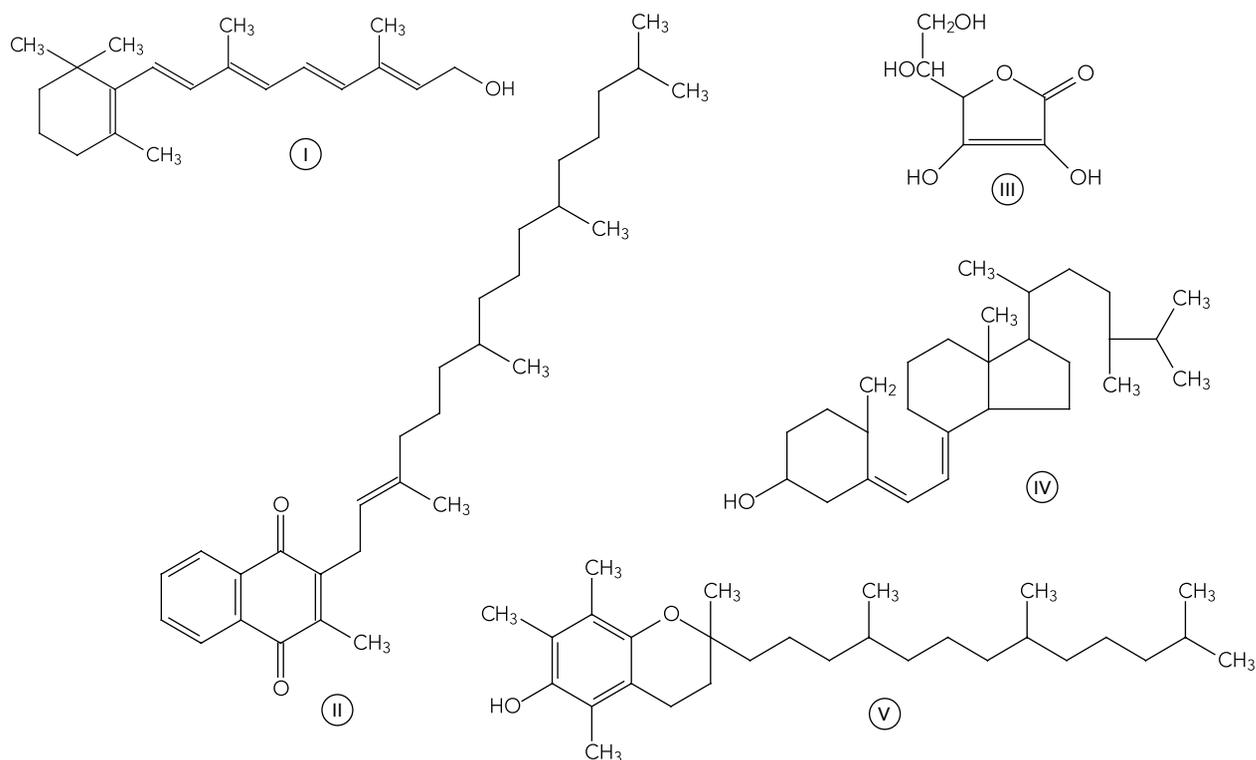
1. O gráfico a seguir mostra curvas de solubilidade para substâncias nas condições indicadas e pressão de 1 atm.



A interpretação dos dados desse gráfico permite afirmar corretamente que

- compostos iônicos são insolúveis em água, na temperatura de 0 °C.
 - o cloreto de sódio é pouco solúvel em água à medida que a temperatura aumenta.
 - sais diferentes podem apresentar a mesma solubilidade em uma dada temperatura.
 - a solubilidade de um sal depende, principalmente, da espécie catiônica presente no composto.
 - a solubilidade do cloreto de sódio é menor do que a dos outros sais para qualquer temperatura.
2. (ENEM) O armazenamento de certas vitaminas no organismo apresenta grande dependência de sua solubilidade. Por exemplo, vitaminas hidrossolúveis devem ser incluídas na dieta diária, enquanto vitaminas lipossolúveis são armazenadas em quantidades suficientes para evitar doenças causadas por sua carência.

A seguir são apresentadas as estruturas químicas de cinco vitaminas necessárias ao organismo.



Dentre as vitaminas apresentadas na figura, aquela que necessita de maior suplementação diária é a

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

3. (ENEM) A poluição térmica provocada principalmente pela má utilização da água na refrigeração das turbinas e caldeiras de usinas hidrelétricas e termelétricas, respectivamente, afeta o aspecto físico-químico e biológico dos cursos hídricos. A água empregada na manutenção dessas usinas deveria ser tratada termicamente, promovendo a liberação do calor, para posterior devolução ao meio ambiente. Contudo, ao ser despejada nas lagoas e nos rios, sem qualquer controle ou fiscalização, causa sérios danos à vida aquática, pois reduz significativamente o tempo de vida de algumas espécies, afetando seu ciclo de reprodução.

Disponível em: <<http://www.brasilescola.com>>. Acesso em: 11 set. 2014. (adaptado)

Um dos efeitos nocivos produzidos pela poluição térmica dos corpos hídricos pode ser identificado pelo(a)

- a) desenvolvimento excessivo do fitoplâncton, devido à eutrofização do meio aquático.
 b) prejuízo à respiração dos seres vivos, devido à redução da pressão parcial de oxigênio na água.
 c) bloqueio da entrada de raios solares na água, devido ao acúmulo de sedimentos na superfície.
 d) potenciação dos poluentes presentes, devido à diminuição da velocidade de degradação desses materiais.
 e) desequilíbrio dos organismos desses ecossistemas, devido ao aumento da concentração de dióxido de carbono na água.
4. (ENEM) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

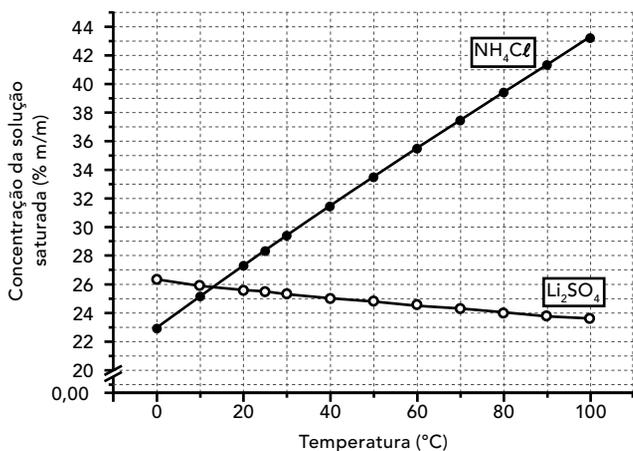
Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 °C		
Soluto	Fórmula	Solubilidade (g/kg de H ₂ O)
Brometo de sódio	NaBr	1,20 · 10 ³
Carbonato de cálcio	CaCO ₃	1,30 · 10 ⁻²
Cloreto de sódio	NaCl	3,60 · 10 ²
Cloreto de magnésio	MgCl ₂	5,41 · 10 ²
Sulfato de magnésio	MgSO ₄	3,60 · 10 ²
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	6,80 · 10 ⁻¹

PITOMBO, L. R. M.; MARCONDES, M. E. R.; GEPEQ. Grupo de Pesquisa em Educação em Química. *Química e sobrevivência: hidrosfera – fonte de materiais*. São Paulo: EDUSP, 2005. (adaptado)

Suponha que uma indústria objetive separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
- brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
- cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.
- brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.
- cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

5. O gráfico a seguir mostra a variação nas concentrações de soluções saturadas de dois sais em água, Li_2SO_4 (reta descendente) e NH_4Cl (reta ascendente), individualmente, em função da variação na temperatura da solução. A concentração é expressa em termos de percentual massa/massa, ou seja, a massa do sal dissolvido em 100 g da solução.



Assinale a alternativa correta.

- O sulfato de lítio é menos solúvel que o cloreto de amônio.
 - Em água, a 30 °C, é possível dissolver uma massa menor de cloreto de amônio do que de sulfato de lítio.
 - O gráfico sugere que a dissolução do sulfato de lítio constitui um processo endotérmico, ao passo que a dissolução do cloreto de amônio tem caráter exotérmico.
 - A solubilidade do sulfato de lítio seria menor em uma solução contendo Na_2SO_4 do que em água pura.
 - Em água, a 50 °C, é possível dissolver 30 g de sulfato de lítio, mas não é possível dissolver completamente 30 g de cloreto de amônio.
6. A solubilidade do cloreto de potássio (KCl) em 100 g de água, em função da temperatura, é mostrada na tabela a seguir.

Temperatura (°C)	Solubilidade (g KCl em 100 g de água)
0	27,6
10	31,0
20	34,0
30	37,0
40	40,0
50	42,6

Ao preparar-se uma solução saturada de KCl em 500 g de água, a 40 °C e, posteriormente, ao resfriá-la, sob agitação, até 20 °C, é correto afirmar que

- nada precipitará.
 - precipitarão 6 g de KCl .
 - precipitarão 9 g de KCl .
 - precipitarão 30 g de KCl .
 - precipitarão 45 g de KCl .
7. (ENEM) Em um experimento, foram separados três recipientes A, B e C, contendo 200 mL de líquidos distintos: o recipiente A continha água, com densidade de 1,00 g/mL; o recipiente B, álcool etílico, com densidade de 0,79 g/mL; e o recipiente C, clorofórmio, com densidade de 1,48 g/mL. Em cada um desses recipientes foi adicionada uma pedra de gelo, com densidade próxima a 0,90 g/mL.

No experimento apresentado, observou-se que a pedra de gelo

- flutuou em A, flutuou em B e flutuou em C.
 - flutuou em A, afundou em B e flutuou em C.
 - afundou em A, afundou em B e flutuou em C.
 - afundou em A, flutuou em B e afundou em C.
 - flutuou em A, afundou em B e afundou em C.
8. (ENEM) O quadro apresenta o teor de cafeína em diferentes bebidas comumente consumidas pela população.

Bebida	Volume (mL)	Quantidade média de cafeína (mg)
Café expresso	80,0	120
Café filtrado	50,0	35
Chá preto	180,0	45
Refrigerante de cola	250,0	80
Chocolate quente	60,0	25

Da análise do quadro conclui-se que o menor teor de cafeína por unidade de volume está presente no

- café expresso.
 - café filtrado.
 - chá preto.
 - refrigerante de cola.
 - chocolate quente.
9. A osteoporose é uma doença que leva ao enfraquecimento dos ossos. É assintomática, lenta e progressiva. Seu caráter silencioso faz com que, usualmente, não seja diagnosticada até que ocorram fraturas, principalmente nos ossos do punho, do quadril e da coluna vertebral. As mulheres são mais frequentemente atingidas, uma vez que as alterações hormonais da menopausa aceleram o processo de enfraquecimento dos ossos. A doença pode ser prevenida

e tratada com alimentação rica em cálcio. Suponha que o limite máximo de ingestão diária aceitável (IDA) de cálcio para um adolescente seja de 1,2 mg/kg de peso corporal. Pode-se afirmar que o volume de leite contendo cálcio na concentração de $0,6 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ que uma pessoa de 60 kg pode ingerir para que a IDA máxima seja alcançada é

- a) 0,05 L. c) 0,15 L. e) 0,30 L.
b) 0,12 L. d) 0,25 L.

10. O uso de flúor é eficaz no combate à cárie dentária. Por isso, foram estabelecidos protocolos de utilização do flúor na área de saúde bucal como a adição de flúor na água de abastecimento público e em pastas dentais. A escovação dental é considerada um dos métodos mais eficazes na prevenção da cárie, ao aliar a remoção da placa à exposição constante ao flúor. Todavia, a exposição excessiva pode causar alguns malefícios à saúde. Para isso, foram estabelecidos níveis seguros de consumo do flúor, quando este oferece o máximo benefício sem risco à saúde. As pastas de dente apresentam uma concentração de flúor que varia entre 1 100 e 1 500 ppm. É importante ressaltar que as pastas de dente com flúor devem ser utilizadas durante a escovação e não ingeridas.

Disponível em: <http://arcata.com.br>. Acesso em: 29 ago. 2014. (adaptado)

A concentração máxima de flúor presente nas pastas de dente mencionadas no texto, em porcentagem em massa, corresponde a

- a) 0,0015%. c) 0,15%. e) 15%.
b) 0,015%. d) 1,5%.

11. (ENEM) A água potável precisa ser límpida, ou seja, não deve conter partículas em suspensão, tais como terra ou restos de plantas, comuns nas águas de rios e lagoas. A remoção das partículas é feita em estações de tratamento, onde $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em excesso e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ são adicionados em um tanque para formar sulfato de cálcio e hidróxido de alumínio. Esse último se forma como flocos gelatinosos insolúveis em água, que são capazes de agregar partículas em suspensão. Em uma estação de tratamento, cada 10 gramas de hidróxido de alumínio são capazes de carregar 2 gramas de partículas. Após decantação e filtração, a água límpida é tratada com cloro e distribuída para as residências. As massas molares dos elementos H, O, Al, S e Ca são, respectivamente, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol, Al = 27 g/mol, S = 32 g/mol, Ca = 40 g/mol.

Considerando que 1 000 litros da água de um rio possuem 45 gramas de partículas em suspensão, a quantidade mínima de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que deve ser utilizada na estação de tratamento de água, capaz de tratar 3 000 litros de água de uma só vez, para garantir que todas as partículas em suspensão sejam precipitadas, é mais próxima de

- a) 59 g.
b) 493 g.
c) 987 g.
d) 1 480 g.
e) 2 960 g.

12. No Brasil, o transporte de cargas é feito quase que totalmente em rodovias por caminhões movidos a diesel. Para diminuir os poluentes atmosféricos, foi implantado desde 2009 o uso do Diesel 50S (densidade média $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$), que tem o teor máximo de 50 p.p.m. (partes por milhão) de enxofre.

A quantidade máxima de enxofre, em gramas, contida no tanque cheio de um caminhão com capacidade de 1 200 L, abastecido somente com Diesel 50S, é

- a) 5,1. d) $5,1 \cdot 10^{+3}$.
b) $5,1 \cdot 10^{-3}$. e) $5,1 \cdot \text{cm}^{+4}$.
c) $5,1 \cdot 10^{+1}$.

13. O fosfato de magnésio $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_{2(s)}$ é encontrado na forma de um pó branco, denso, inodoro e insípido. É utilizado como agente polidor em cremes dentais, como antiácido, como estabilizador para plásticos, como aditivo em alimentos e suplementos dietéticos. Considerando a substância fosfato de magnésio, a massa necessária para preparar uma solução com concentração em quantidade de matéria igual a $0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para um volume de solução de 250 mL deve ser de

Dados: Mg = 24,3; P = 31; O = 16.

- a) 12,70 g. d) 16,43 g.
b) 14,95 g. e) 18,15 g.
c) 16,00 g.

Texto para a questão 14.

Em 2012, o inverno foi uma estação muito seca, em que a umidade relativa do ar esteve várias vezes abaixo do índice recomendado pela OMS (Organização Mundial da Saúde). Por isso, recomendou-se que as práticas esportivas fossem realizadas pela manhã e suspensas no período da tarde, quando a situação era mais grave. Entre outros problemas, houve também o acúmulo de poluentes atmosféricos, como observado na tabela a seguir.

Poluente	Principal fonte	Comentários
Monóxido de carbono (CO)	Escape dos veículos motorizados; alguns processos industriais.	Limite máximo suportado: 10 mg/m ³ em 8 h (9 p.p.m.); 40 mg/m ³ em 1 h (35 p.p.m.).
Dióxido de enxofre (SO ₂)	Centrais termoeletricas a petróleo ou carvão; fábricas de ácido sulfúrico.	Limite máximo suportado: 80 mg/m ³ em um ano (0,03 p.p.m.); 365 mg/m ³ em 24 h (0,14 p.p.m.).
Partículas em suspensão	Escapamento dos veículos motorizados; processos industriais; centrais termoeletricas; reação dos gases poluentes na atmosfera.	Limite máximo suportado: 75 mg/m ³ em um ano; 260 mg/m ³ em 24 h; compostas de carbono, nitratos, sulfatos e vários metais, como chumbo, cobre e ferro.
Óxidos de azoto (NO, NO ₂)	Escapamento dos veículos motorizados; centrais termoeletricas; fábricas de fertilizantes, explosivos ou ácido nítrico.	Limite máximo suportado: 100 mg/m ³ em um ano (0,05 p.p.m.) – para o NO ₂ ; reage com hidrocarbonetos e luz solar para formar oxidantes fotoquímicos.

Poluente	Principal fonte	Comentários
Oxidantes fotoquímicos – ozônio (O ₃)	Formados na atmosfera devido à reação de óxidos de azoto, hidrocarbonetos e luz solar.	Limite máximo suportado: 235 mg/m ³ em 1 h (0,12 p.p.m.).
Etano, etileno, propano, butano, acetileno, pentano	Escapamento dos veículos motorizados; evaporação de solventes; processos industriais; lixos sólidos; utilização de combustíveis.	Reagem com óxidos de azoto e com a luz solar para formar oxidantes fotoquímicos.
Dióxido de carbono (CO ₂)	Todas as combustões.	Perigo para a saúde quando em concentrações superiores a 5000 p.p.m. em 2-8 h; os níveis atmosféricos aumentaram de cerca de 280 p.p.m., há um século, para 350 p.p.m. atualmente, o que pode estar contribuindo para o efeito de estufa.

Disponível em: <<http://www.educar.sc.usp.br>>. Acesso em: 11 set. 2012. (adaptado)

14. A concentração de monóxido de carbono no limite máximo suportado em uma hora, em mol/m³, é, aproximadamente,

Dado: massa molar do CO = 28 g/mol.

- a) $2,8 \cdot 10^{-3}$.
- b) $1,4 \cdot 10^{-3}$.
- c) $7,0 \cdot 10^{-4}$.
- d) 1,4.
- e) 2,8.

15. Bebidas isotônicas são desenvolvidas com a finalidade de prevenir a desidratação, repondo líquidos e sais minerais que são eliminados por meio do suor durante o processo de transpiração. Considere um isotônico que apresenta as seguintes informações no seu rótulo.

Tabela nutricional (porção de 200 mL)	
Energia	21,1 kcal
Glicídios	6,02 g
Proteínas	0,0 g
Lipídios	0,0 g
Fibra alimentar	0,0 g
Sódio	69 mg
Potássio	78 mg

Assinale a alternativa que corresponde à concentração, em quantidade de matéria (mol/L), de sódio e potássio, respectivamente, nesse recipiente de 200 mL.

Dados: massas molares, em g/mol: Na = 23 e K = 39.

- a) 0,020 e 0,020.
- b) 0,015 e 0,010.
- c) 0,220 e 0,120.
- d) 0,340 e 0,980.
- e) 0,029 e 0,003.

16. O rótulo da embalagem de uma marca de leite integral comercializada na cidade de São Paulo apresenta a seguinte informação nutricional:

1 copo (200 mL) contém 248 mg de cálcio.

A concentração de cálcio nesse leite integral, em mol/L, é

Dado: massa molar em g · mol⁻¹: Ca = 40.

- a) $3,1 \cdot 10^{-1}$.
- b) $3,1 \cdot 10^{-2}$.
- c) $3,1 \cdot 10^{-3}$.
- d) $8,2 \cdot 10^{-2}$.
- e) $8,2 \cdot 10^{-3}$.

Texto para a questão 17.

O hidróxido de sódio, NaOH (soda cáustica), é bastante solúvel em água e utilizado para a remoção de resíduos de matéria orgânica na limpeza dos equipamentos usados na fabricação de alimentos.

Disponível em: <<http://www.anvisa.gov.br>>.

Acesso em: 3 maio 2013.

17. Uma empresa alimentícia usou uma solução de NaOH a 2,5% (m/v) para a limpeza de seus equipamentos. Essa solução apresenta pH elevado, aproximadamente 13, a 25 °C, e que pode representar risco de queimadura ou sensação de forte ardência na boca, caso venha a ser ingerida.

A solução de NaOH, descrita no texto, apresenta concentração em mol/L de, aproximadamente,

Dados: massas molares, em g/mol: H = 1; O = 16 e Na = 23.

- a) 0,6.
- b) 1,0.
- c) 2,5.
- d) 13.
- e) 25.

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

Disponível em: <<http://www.boaspraticasfarmaceuticas.blogspot.com.br>>.

Acesso em: 27 jul. 2015.

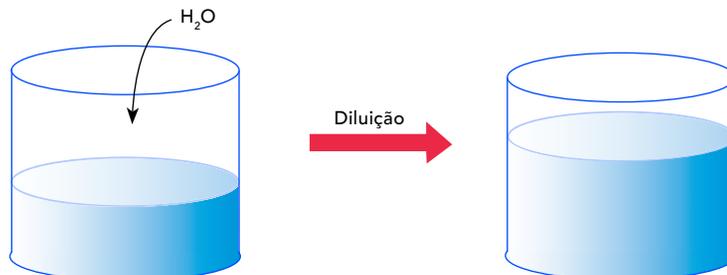
Com base nas informações do texto, a quantidade máxima recomendada de aspartame, em mol, que uma pessoa de 70 kg de massa corporal pode ingerir por dia é mais próxima de

Dado: massa molar do aspartame = 294 g/mol.

- a) $1,3 \cdot 10^{-4}$.
- b) $9,5 \cdot 10^{-3}$.
- c) $4 \cdot 10^{-2}$.
- d) 2,6.
- e) 823.

Diluição de soluções

Diluir uma solução significa diminuir a sua concentração, o que pode ser feito pela retirada de uma parcela do soluto ou pelo acréscimo de solvente. Geralmente, a diluição ocorre com acréscimo de solvente (em geral, H_2O). Fazendo esse acréscimo a uma solução, tem-se:



- a concentração da solução (qualquer que seja ela) diminui;
- o volume da solução aumenta;
- a “quantidade” de soluto (número de mols, massa, volume) não se altera, ou seja, permanece constante.

Assim, tem-se as seguintes relações:

Concentração da solução antes da diluição	Concentração da solução depois da diluição	Conclusão
$T = \frac{m_1}{m}$; logo $m_1 = T \cdot m$	$T' = \frac{m_1}{m'}$; logo $m_1 = T' \cdot m'$	$T \cdot m = T' \cdot m' *$
$T_V = \frac{V_1}{V}$; logo $V_1 = T_V \cdot V$	$T'_V = \frac{V_1}{V'}$; logo $V_1 = T'_V \cdot V'$	$T_V \cdot V = T'_V \cdot V'$
$C = \frac{m_1}{V}$; logo $m_1 = C \cdot V$	$C' = \frac{m_1}{V'}$; logo $m_1 = C' \cdot V'$	$C \cdot V = C' \cdot V' *$
$x_1 = \frac{n_1}{n}$; logo $n_1 = x_1 \cdot n$	$x'_1 = \frac{n_1}{n'}$; logo $n_1 = x'_1 \cdot n'$	$x_1 \cdot n = x'_1 \cdot n'$
$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$; logo $n_1 = \mathcal{M} \cdot V$ (L)	$\mathcal{M}' = \frac{n_1}{V'}$; logo $n_1 = \mathcal{M}' \cdot V'$ (L)	$\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V' *$
$W = \frac{n_1}{m_2 \text{ (kg)}}$; logo $n_1 = W \cdot m_2 \text{ (kg)}$	$W' = \frac{n_1}{m'_2 \text{ (kg)}}$; logo $n_1 = W' \cdot m'_2 \text{ (kg)}$	$W \cdot m_2 = W' \cdot m'_2$

* Unidades de concentração mais usadas nas diluições.

O volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais. O volume (V_2), a massa (m_2) e a quantidade de matéria (n_2) do solvente adicionado em uma diluição podem ser calculados pelas seguintes relações:

$$\begin{aligned} V_2 &= V_f - V_i \\ m_2 &= m_f - m_i \\ n_2 &= n_f - n_i \end{aligned}$$

f → final
i → inicial

A operação inversa à **diluição** chama-se **concentração**. Pode-se concentrar uma solução aumentando a quantidade de soluto ou diminuindo a quantidade de solvente.

Quando se faz a concentração de uma solução pela diminuição da quantidade de solvente, as mesmas relações vistas para a diluição valem também para a concentração. Observa-se que:

- a concentração da solução (qualquer que seja ela) aumenta;
- o volume da solução diminui.

O volume (V_2), a massa (m_2) e a quantidade de matéria (n_2) do solvente evaporado em uma concentração podem ser obtidos pelas relações a seguir:

$$\begin{aligned} V_2 &= V_i - V_f \\ m_2 &= m_i - m_f \\ n_2 &= n_i - n_f \end{aligned}$$

i → inicial
f → final

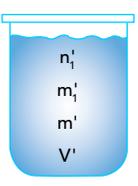
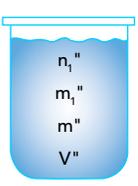
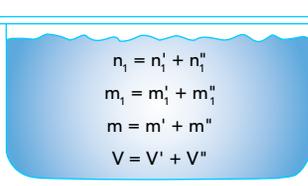
Mistura de soluções

Mistura de soluções de mesmo soluto e mesmo solvente

Nesse caso, no qual misturam-se soluções de mesmo soluto com concentrações diferentes, obtém-se uma nova solução com concentração intermediária às concentrações das soluções misturadas. Isso também ocorre em outros casos de misturas de soluções, os quais serão vistos a seguir.

Nesse sentido, serão trabalhadas soluções nas quais o solvente é sempre o mesmo e as soluções são relativamente diluídas, pois somente nessas condições é que o volume final será igual à soma dos volumes iniciais das soluções que foram misturadas. Como o soluto é o mesmo, a sua quantidade na solução resultante é igual à soma das quantidades de soluto que havia em cada uma das soluções iniciais. O volume da solução final (V) nem sempre é igual à soma dos volumes das soluções misturadas. Contudo, esse volume poderá, na prática, ser medido facilmente.

Em problemas, não sendo dado o volume final da solução, este deve ser considerado como sendo igual à soma dos volumes das soluções misturadas. Uma demonstração é dada na tabela a seguir:

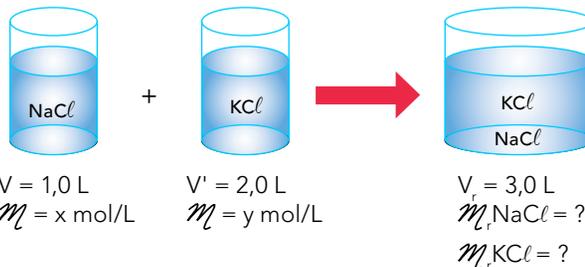
Solução I	Solução II	Solução final (mistura) = solução I + solução II
		
n_1' m_1' m' V'	n_1'' m_1'' m'' V''	$n_1 = n_1' + n_1''$ $m_1 = m_1' + m_1''$ $m = m' + m''$ $V = V' + V''$
$C' = \frac{m_1'}{V'}$ $m_1' = C' \cdot V'$	$C'' = \frac{m_1''}{V''}$ $m_1'' = C'' \cdot V''$	$C = \frac{m_1}{V}$ $m_1 = m_1' + m_1''$ $m_1 = C \cdot V$ $C \cdot V = C' \cdot V' + C'' \cdot V''$
$\mathcal{M}' = \frac{n_1'}{V'}$ $n_1' = \mathcal{M}' \cdot V'$	$\mathcal{M}'' = \frac{n_1''}{V''}$ $n_1'' = \mathcal{M}'' \cdot V''$	$\mathcal{M} = \frac{n_1}{V}$ $n_1 = n_1' + n_1''$ $n_1 = \mathcal{M} \cdot V$ $\mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}' \cdot V' + \mathcal{M}'' \cdot V''$
$T' = \frac{m_1'}{m'}$ $m_1' = T' \cdot m'$	$T'' = \frac{m_1''}{m''}$ $m_1'' = T'' \cdot m''$	$T = \frac{m_1}{m}$ $m_1 = m_1' + m_1''$ $m_1 = T \cdot m$ $T \cdot m = T' \cdot m' + T'' \cdot m''$
$W' = \frac{n_1'}{m_2' \text{ (kg)}}$ $n_1' = W' \cdot m_2'$	$W'' = \frac{n_1''}{m_2'' \text{ (kg)}}$ $n_1'' = W'' \cdot m_2''$	$W = \frac{n_1}{m_2 \text{ (kg)}}$ $n_1 = n_1' + n_1''$ $n_1 = W \cdot m_2$ $W \cdot m_2 = W' \cdot m_2' + W'' \cdot m_2''$

Mistura de soluções de solutos diferentes (e mesmo solvente) que não reagem entre si

Nesse tipo de mistura, tudo acontece como se estivesse ocorrendo uma diluição de cada solução.

Exemplo: mistura-se 1,0 L de solução NaCl, de concentração x mol/L, com 2,0 L de solução de KCl de concentração y mol/L.

Para calcular a concentração final do NaCl na mistura, tudo ocorre como se 2 L de água tivessem sido adicionados à mistura do NaCl. Do mesmo modo, para calcular a concentração do KCl na mistura, tudo se passa como se 1,0 L de água tivesse sido adicionado à solução de KCl.

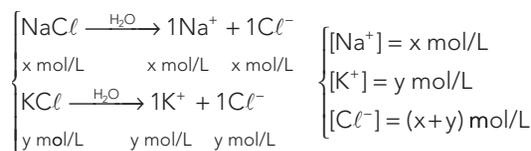


$$\text{NaCl} \quad \mathcal{M} \cdot V = \mathcal{M}_r \cdot V_r$$

$$\text{KCl} \quad \mathcal{M}' \cdot V' = \mathcal{M}'_r \cdot V_r$$

Tome nota

Comumente, pede-se a concentração da solução resultante em relação aos íons. Utilizando o exemplo anterior (considerando o grau de dissociação dos sais igual a 100%):



O mesmo raciocínio visto para a concentração em mol/L vale para as outras unidades de concentração estudadas até aqui.

Mistura de soluções com reação química e titulação

Mistura de soluções de solutos diferentes (e mesmo solvente) que reagem entre si

Nesse caso de mistura de soluções, devido aos solutos reagirem entre si, é necessário examinar a estequiometria da reação.

- I. Escrever a equação química balanceada que representa a mistura das soluções.
- II. Determinar a quantidade de matéria de cada soluto nas soluções iniciais.

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

- III. Verificar se existe excesso de reagente, ou seja, verificar se os reagentes estão em proporções estequiométricas ou não.

- Caso os reagentes estejam em proporções estequiométricas, os dois solutos reagirão integralmente e não estarão mais presentes na solução resultante.
- Caso os reagentes não estejam em proporções estequiométricas, sobrá o excesso de um dos solutos na solução resultante.

IV. Resolver a questão com o que foi aprendido sobre cálculo estequiométrico (especialmente nos casos em que exista reagente em excesso).

Tome nota

Os casos mais comuns desse tipo de mistura de soluções ocorrem quando se mistura uma solução de um ácido com uma base, uma solução de um oxidante com solução de um redutor, ou outras reações envolvendo as funções inorgânicas.

Titulação

Uma aplicação importante da mistura de soluções com reação química é a titulação.

Titulação é o processo que consiste em adicionar, lentamente, uma solução de concentração já conhecida a outra solução de concentração desconhecida, até o término da reação entre os seus solutos, com a finalidade de determinar a concentração da primeira solução. Uma das dificuldades que se deve superar durante o processo de titulação é saber o momento exato do término da reação. Esse problema pode ser resolvido com o aparecimento de um precipitado ou mudança de cor, indicando que a reação já foi completada. No caso da determinação da concentração de soluções ácidas ou básicas, por meio da reação de neutralização, usam-se os **indicadores**, que são substâncias que mudam de cor no chamado **ponto de equivalência** ou **ponto de viragem da reação**, momento em que a quantidade de mol de $H^+_{(aq)}$ é igual à quantidade em mol de $OH^-_{(aq)}$.

Existem muitos indicadores ácido-base. Os mais usados são a fenolftaleína, o tornassol e o alaranjado de metila (metilorange). A fenolftaleína, por exemplo, é incolor quando está em uma solução ácida e apresenta coloração vermelha quando está em uma solução básica.

O processo de análise química quantitativa, na qual determina-se a concentração de uma solução (ou a massa ou o número de mol de soluto existente) pela medida do volume de uma solução de concentração já conhecida, é denominado **análise volumétrica**.


Tome nota

A solução de concentração já conhecida é chamada de **solução-padrão** ou **solução titulada**, enquanto a solução de concentração desconhecida é chamada de **solução-problema**.

De acordo com o tipo de reação química envolvida na titulação, a volumetria classifica-se em:

- **Acidimetria** – É a determinação da concentração de uma solução ácida, por meio da titulação, com uma solução-padrão básica. Exemplo: dosar a quantidade de ácido acético (H_3CCOOH) em um vinagre.

- **Alcalimetria** – Consiste na determinação da concentração de uma solução básica, por meio da titulação, com uma solução-padrão ácida.
- **Volumetria de precipitação** – Consequente da determinação da concentração de uma solução de um composto **x**, mediante a titulação, com uma solução de um composto **y**, de concentração conhecida, capaz de reagir com **x**, formando um precipitado. Exemplo: titulação de uma solução-padrão de $NaCl_{(aq)}$ com uma solução-problema de $AgNO_{3(aq)}$, formando o precipitado (sólido formado na reação química) $AgCl_{(s)}$.
- **Volumetria de oxirredução** – Decorre da determinação da concentração de uma solução de um oxidante pela titulação com uma solução de um redutor de concentração conhecida ou vice-versa.

Tome nota

A acidimetria e a alcalimetria são chamadas indistintamente de **volumetria de neutralização**.

Para resolução de problemas envolvendo titulação de soluções, serão usados os mesmos princípios vistos para a mistura de soluções com reação química.

Principais vidrarias utilizadas na titulação

- **Bureta** – Tubo de vidro graduado em mililitros, provido de uma torneira de vidro em sua parte inferior.



- **Erlenmeyer** – Recipiente de vidro usado em titulação, no qual ocorre a reação da solução-problema com a solução-padrão.



- **Pipeta** – Tubo de vidro que permite retirar, por aspiração, um volume definido de solução de um recipiente.



Atividades para sala

1. (ENEM) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração de íon nitrato (NO_3^-) para $0,009 \text{ mol/L}$ em um tanque de 5000 L e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L .

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

Dados: massas molares, em g/mol : $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$ e $\text{Ca} = 40$.

- a) 26 c) 45 e) 82
b) 41 d) 21
2. Em laboratório, é possível misturar duas soluções com os mesmos componentes e concentrações variadas para produzir uma nova solução de concentração diferente das anteriores.

Para obter uma solução de ácido sulfúrico, de concentração 4 mol/L , a partir de uma solução do mesmo ácido que contém $19,6 \text{ g}$ de soluto em 400 mL de solução, foram utilizados 700 mL de uma solução do referido ácido, cuja concentração comum, em g/L , era

- a) 147. c) 441. e) 650.
b) 294. d) 588.

3. 1 L de uma solução, de concentração $0,5 \text{ mol/L}$ de CaCl_2 , é adicionado a 4 L de solução, de concentração $0,1 \text{ mol/L}$, de NaCl . As concentrações em quantidade de matéria dos íons Ca^{2+} , Na^+ e Cl^- na mistura são, respectivamente,

- a) 0,16; 0,04 e 0,25. d) 0,20; 0,25 e 0,16.
b) 0,10; 0,08 e 0,28. e) 0,10; 0,08 e 0,04.
c) 0,04; 0,08 e 0,25.

4. (ENEM) Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no estômago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia.

O leite de magnésia possui $64,8 \text{ g}$ de hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

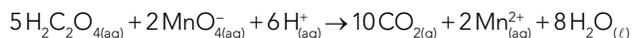
Dados: massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{Cl} = 35,4$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

- a) 20 mol c) 0,2 mol e) 0,01 mol
b) 0,58 mol d) 0,02 mol

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

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

6. O ácido oxálico é encontrado, em baixa concentração, em alguns vegetais importantes na alimentação humana, tal como o espinafre. Apesar de ser uma substância tóxica, é bem tolerado pelo organismo humano em concentrações abaixo do limite de toxicidade. Os sucos concentrados de espinafre, entretanto, podem conter quantidades excessivas do ácido oxálico, que ultrapassam tais limites. Por esse motivo, a indústria de sucos de espinafre exerce um controle rigoroso em seus produtos, analisando os teores de ácido oxálico, por meio de titulação com íon permanganato, de acordo com a seguinte reação:

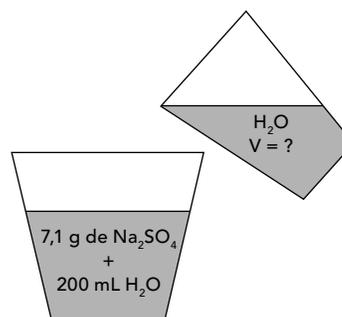


Sabendo-se que uma amostra de 20 mL de suco de espinafre reagiu completamente com 24 mL de uma solução de concentração $0,20 \text{ mol/L}$ em íons permanganato, a concentração, em mol/L , do ácido oxálico, nesse suco, é

- a) 0,4. c) 0,8. e) 1,2.
b) 0,6. d) 1,0.

Atividades propostas

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



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

Dado: massa molar: $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol}$.

- a) 25 mL. c) 100 mL. e) 250 mL.
b) 50 mL. d) 200 mL.
2. Uma alíquota de $15,0 \text{ mL}$ de uma solução $0,80 \text{ g/L}$ (solução 1) de uma substância foi transferida para um balão volumétrico de $100,0 \text{ mL}$ (solução 2). Após completar o volume total do balão com água destilada, transferiu-se uma alíquota de $5,0 \text{ mL}$ para outro balão volumétrico de $100,0 \text{ mL}$ (solução 3). Ao completar-se o balão com água destilada, obteve-se uma solução com concentração diferente das demais. Com base nas diluições sequenciais, os valores das concentrações das soluções 2 e 3 são, respectivamente,
- a) 0,08 g/L e $0,0080 \text{ g/L}$. d) 0,12 g/L e $0,0012 \text{ g/L}$.
b) 0,12 g/L e $0,0120 \text{ g/L}$. e) 0,60 g/L e $0,0060 \text{ g/L}$.
c) 0,12 g/L e $0,0060 \text{ g/L}$.
3. Foram misturados 100 mL de solução aquosa, de concentração $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de sulfato de potássio (K_2SO_4) com 100 mL de solução aquosa, de concentração $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de sulfato de alumínio [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$], admitindo-se a solubilidade total das espécies.

A concentração, em mol · L⁻¹, dos íons sulfato (SO₄²⁻) presentes na solução final é

- a) 0,28. c) 0,40. e) 0,85.
b) 0,36. d) 0,63.

4. Um dentista precisava obter uma solução aquosa de fluoreto de sódio (flúor) na concentração de 20 g/L para ser usada por um paciente no combate e na prevenção da cárie. Ele dispunha no consultório de 250 mL de uma solução aquosa a 40 g/L. Para obter a solução desejada, ele deveria

- a) dobrar o volume da solução disponível em seu consultório com água destilada.
b) adicionar à sua solução somente meio litro de água destilada.
c) tomar 100 mL da solução disponível e reduzir o volume de água à metade pela evaporação.
d) tomar 50 mL da solução disponível e adicionar mais 250 mL de água destilada.
e) usar diretamente no paciente 125 mL da solução já disponível.

5. Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de KCl com 100 mL de solução aquosa 0,1 mol/L de MgCl₂, as concentrações de íons K⁺, Mg²⁺ e Cl⁻ na solução resultante, serão, respectivamente,

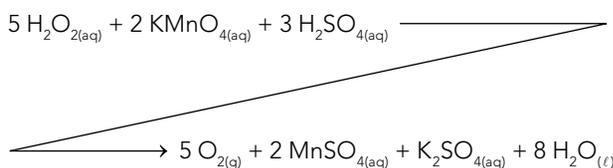
- a) 0,05 mol/L, 0,05 mol/L e 0,10 mol/L.
b) 0,04 mol/L, 0,04 mol/L e 0,12 mol/L.
c) 0,05 mol/L, 0,05 mol/L e 0,20 mol/L.
d) 0,10 mol/L, 0,15 mol/L e 0,20 mol/L.
e) 0,05 mol/L, 0,05 mol/L e 0,15 mol/L.

6. Acrescenta-se a 10 mL de solução, de concentração 3 mol/L, de H₂SO₄, 0,245 g do mesmo ácido e água, completando-se o volume da solução a 65 mL. A solução resultante será

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; S = 32 g/mol.

- a) 5 mol/L. c) 2 mol/L. e) 0,5 mol/L.
b) 2,5 mol/L. d) 1 mol/L.

7. (ENEM) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



ROCHA-FILHO, R. C. R.; SILVA, R. R. *Introdução aos cálculos da Química*. São Paulo: McGraw-Hill, 1992.

De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 mL de uma solução 0,1 mol/L de peróxido de hidrogênio é igual a

- a) 2,0 · 10⁰ mol.
b) 2,0 · 10⁻³ mol.
c) 8,0 · 10⁻¹ mol.
d) 8,0 · 10⁻⁴ mol.
e) 5,0 · 10⁻³ mol.

8. O bicarbonato de sódio frequentemente é usado como antiácido estomacal. Considerando que o suco gástrico contenha cerca de 250,0 mL de solução de HCl de concentração 0,1 mol/L, conclui-se que a massa, em gramas, de NaHCO₃ necessária para neutralizar o ácido clorídrico existente no suco gástrico é

- a) 1,2. b) 1,4. c) 1,8. d) 2,1. e) 2,6.

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

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

Dados: massas molares, em g/mol: NaOH = 40 e HCl = 36,5; reação: NaOH + HCl → NaCl + H₂O.

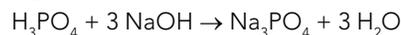
- a) não procede, pois o grau de pureza é de 40%.
b) não procede, pois o grau de pureza é de 60%.
c) procede, pois o grau de pureza é de 80%.
d) procede, pois o teor de impurezas é de 80%.
e) procede, pois o teor de impurezas é de 40%.

10. Um tablete de antiácido contém 0,45 g de hidróxido de magnésio. O volume de solução de HCl, de concentração 0,1 mol/L, que corresponde à neutralização total do ácido pela base, é

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; Mg = 24 g/mol.

- a) 0,155 L. c) 0,375 L. e) 0,725 L.
b) 0,250 L. d) 0,500 L.

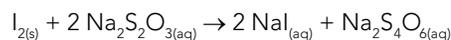
11. A hidrólise do DNA (ácido desoxirribonucleico) libera, entre outros compostos, ácido fosfórico, H₃PO₄. A quantidade desse ácido pode ser determinada por sua reação com NaOH, em água:



Para isso, gastou-se 30 mL de solução aquosa 1,0 mol/L de NaOH. A quantidade de H₃PO₄ assim determinada é igual a

- a) 0,01 mol. c) 0,03 mol. e) 0,05 mol.
b) 0,02 mol. d) 0,04 mol.

12. Os alvejantes são comumente constituídos de agentes oxidantes, que retiram elétrons dos materiais coloridos, transformando-os em outras substâncias incolores, normalmente solúveis em água. Por exemplo, na limpeza de uma peça de roupa branca manchada de iodo (cor púrpura), pode-se aplicar uma solução aquosa de tiosulfato de sódio (Na₂S₂O₃), que originará produtos incolores e solúveis em água, conforme indicado a seguir.



O valor aproximado do volume mínimo, em mL, de uma solução 1,0 mol/L de Na₂S₂O₃, necessário para reagir completamente com 2,54 g de I₂, será

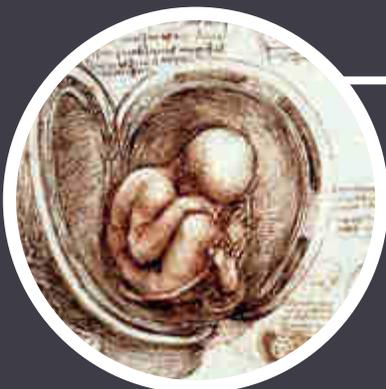
Dados: massas molares: I₂ = 254 g/mol; Na₂S₂O₃ = 158 g/mol.

- a) 40.
b) 20.
c) 10.
d) 0,04.
e) 0,01.

+ + + Conhecimentos

Alquimia

A Alquimia surgiu provavelmente no Egito, como sugere a raiz grega do nome (*khemia*, transmutação, fusão, mistura) e corresponde à língua copta do Egito (*Khem*, terra negra), segundo Plutarco. Alguns estudiosos indicam que a palavra está associada ao vocábulo grego *chyma*, que se relaciona com a fundição de metais. Os árabes, que invadiram o Egito em 640 d.C., incorporaram esse vocábulo na forma *Al-Kimiya* (transformação através de Alá). A alquimia possui três objetivos principais:



Estudos de Embriologia (1498 a 1513),
Leonardo da Vinci.

O homúnculo (do latim, *homunculus*, pequeno homem) parece ter sido usado pela primeira vez pelo alquimista Paracelso (1493-1541) para designar uma criatura que tinha cerca de 30 centímetros de altura. No entanto, também é possível que o homúnculo seja uma alegoria, uma interpretação demasiado literal das imagens alquímicas referentes à criação.



O alquimista em busca da pedra filosofal (1771),
quadro de Joseph Wright.

A pedra filosofal (ou mercúrio dos filósofos, como também era chamada) era o principal objetivo dos alquimistas ocidentais, pois poderia transmutar metais inferiores em ouro. A busca pela pedra filosofal é uma das maiores lendas da história da humanidade, aparecendo no primeiro livro da saga *Harry Potter* e, posteriormente, no filme *Harry Potter e a Pedra Filosofal*. Nesse universo, Voldemort tentou obter a pedra filosofal para fazer o elixir da vida e recuperar a sua existência física.



O Alquimista (1855),
Sir William Fettes Douglas.

O elixir da longa vida é uma poção universal que prolongaria a vida indefinidamente. Isso demonstra as preocupações dos alquimistas com a saúde e a medicina; muitos deles, inclusive, são de fato considerados precursores da moderna medicina, entre os quais Paracelso. Segundo os alquimistas europeus, o elixir da longa vida poderia ser sintetizado por meio da pedra filosofal. Também segundo eles, o elixir poderia prolongar a vida somente até que um acidente os matasse, ou seja, não é um elixir da imortalidade.

QUÍMICA

Ciências da Natureza e suas Tecnologias

QUÍMICA 1

Módulo 1

1. C 2. E 3. B 4. A 5. D
6. E 7. C 8. C 9. C 10. A
11. A 12. B 13. E 14. E 15. B
16. A 17. E 18. A

Módulo 2

1. C 2. C 3. D 4. A 5. A
6. A 7. D 8. B 9. B 10. B
11. B 12. B

Módulo 3

1. E 2. E 3. A 4. A 5. A
6. A 7. C 8. C 9. A 10. E
11. B 12. C 13. B 14. D 15. B
16. A 17. B 18. B

QUÍMICA 2

Módulo 1

1. A 2. E 3. A 4. D 5. A
6. C 7. E 8. B 9. B 10. D
11. B 12. B 13. E 14. D 15. B
16. D 17. C 18. E

Módulo 2

1. E 2. C 3. E 4. E 5. C
6. D 7. B 8. E 9. D 10. A
11. E 12. D 13. E 14. C 15. B
16. A 17. D 18. B

Módulo 3

1. C 2. C 3. D 4. D 5. A
6. D 7. E 8. E 9. A 10. C
11. B 12. C

QUÍMICA 3

Módulo 1

1. B 2. B 3. A 4. A 5. D
6. D 7. E 8. B 9. C 10. A
11. B 12. E 13. A 14. C 15. E
16. C 17. C 18. D

Módulo 2

1. A 2. D 3. B 4. D 5. A
6. E 7. B 8. B 9. E 10. E
11. E 12. E

Módulo 3

1. E 2. B 3. A 4. E 5. A
6. D 7. E 8. D 9. C 10. C
11. C 12. A 13. B 14. C 15. C
16. B 17. A 18. E

QUÍMICA 4

Módulo 1

1. E 2. E 3. E 4. D 5. B
6. E 7. E 8. D 9. B 10. D
11. E 12. B

Módulo 2

1. C 2. C 3. B 4. A 5. D
6. D 7. B 8. C 9. B 10. C
11. D 12. C 13. D 14. B 15. B
16. B 17. A 18. B

Módulo 3

1. B 2. C 3. E 4. A 5. E
6. E 7. D 8. D 9. A 10. A
11. A 12. B



Utilize um leitor de QR Code do seu tablet ou smartphone e faça download do aplicativo SAS App.



Utilize um leitor de QR Code ou acesse www.portalsas.com.br para visualizar os gabaritos.



Referências

Constam, em nosso material didático, atividades escolhidas dos exames vestibulares das seguintes instituições de ensino:

AFA – Academia da Força Aérea Brasileira
CEFET-AL – Centro Federal de Educação Tecnológica de Alagoas
CEFET-MG – Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais
CEFET-PE – Centro Federal de Educação Tecnológica de Pernambuco
CEFET-PR – Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
CESGRANRIO – Centro de Ensino Superior do Grande Rio
CN – Colégio Naval
CPS – Centro de Políticas Sociais
EEM-SP – Escola de Engenharia Mauá
EFOA-MG – Escola de Farmácia e Odontologia de Alfenas
ENEM – Exame Nacional do Ensino Médio
EPUSP-SP – Escola Politécnica da USP de São Paulo
ESAF – Escola de Administração Fazendária
ESPM – Escola Superior de Propaganda e Marketing
ETFC – Escola Técnica Federal do Ceará
FAAP – Fundação Armando Álvares Penteado
FAFI-MG – Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Sete Lagoas
FAMECA – Faculdade de Medicina de Catanduva
FATEC-SP – Faculdade de Tecnologia de São Paulo
FCC – Fundação Carlos Chagas
FCM-MG – Faculdade de Ciências Médicas
FCT – Faculdade de Ciências e Tecnologia
FEI – Faculdade de Engenharia Industrial
FESP-PE – Fundação de Ensino Superior de Pernambuco
FFCMPA – Fundação Faculdade Federal de Ciências Médicas de Porto Alegre
FGV – Fundação Getúlio Vargas
FIUBE-MG – Faculdades Integradas de Uberaba
FMJ – Faculdade de Medicina de Jundiá
FMU/FIAM-SP – Faculdades Metropolitanas Unidas/Faculdades Integradas Alcântara Machado
FRF – Fundação Ricardo Franco
FURG – Universidade Federal do Rio Grande
FUVEST – Fundação Universitária para o Vestibular
GE – Guia do Estudante
IBMEC – Instituto Brasileiro de Mercado de Capitais
IFCE – Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Ceará
IFMG – Instituto Federal Minas Gerais
IME – Instituto Militar de Engenharia
INEP – Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira
INSPER – Instituto de Ensino e Pesquisa
ITA – Instituto Tecnológico da Aeronáutica
MACKENZIE – Universidade Presbiteriana Mackenzie
OBF – Olimpíada Brasileira de Física
OPF – Olimpíada Paulista de Física
OSEC – Organização Santamarense de Educação e Cultura
POLI – Escola Politécnica
PUCCAMP – Pontifícia Universidade Católica de Campinas/SP
PUC-MG – Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR – Pontifícia Universidade Católica do Paraná
PUC-RJ – Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS – Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP – Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
UDESC – Universidade do Estado de Santa Catarina
UEAM – Universidade Estadual do Amazonas
UECE – Universidade Estadual do Ceará
UEFS-BA – Universidade Estadual de Feira de Santana
UEG – Universidade Estadual de Goiás
UEL – Universidade Estadual de Londrina
UEMG – Universidade Estadual de Minas Gerais
UEMS – Universidade Estadual de Mato Grosso do Sul
UEM – Universidade Estadual de Maringá
UEPB – Universidade Estadual da Paraíba
UEPG – Universidade Estadual de Ponta Grossa
UERJ – Universidade Estadual do Rio de Janeiro
UESPI – Universidade Estadual do Piauí
UFABC – Universidade Federal do ABC
UFAC – Universidade Federal do Acre
UFAL – Universidade Federal de Alagoas
UFAM – Universidade Federal do Amazonas
UFBA – Universidade Federal da Bahia
UFC – Universidade Federal do Ceará
UFES – Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ – Universidade Federal Fluminense
UFG – Universidade Federal de Goiás
UFJF – Universidade Federal de Juiz de Fora
UFLA-MG – Universidade Federal de Lavras
UFMA – Universidade Federal do Maranhão
UFMG – Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS – Universidade Federal do Mato Grosso do Sul
UFPA – Universidade Federal do Pará
UFPB – Universidade Federal da Paraíba
UFPE – Universidade Federal de Pernambuco
UFPEL-RS – Universidade Federal de Pelotas
UFPI – Universidade Federal do Piauí
UFRP – Universidade Federal do Paraná
UFRGS – Universidade Federal do Rio Grande do Sul
UFRJ – Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN – Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRR – Universidade Federal de Roraima
UFRRJ – Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFSC – Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCAR – Universidade Federal de São Carlos
UFSJ-MG – Universidade Federal de São João Del Rei
UFSM-RS – Universidade Federal de Santa Maria
UFSS-SC – Universidade Federal de Fronteira Sul do Estado de Santa Catarina
UFTPR – Universidade Tecnológica Federal do Paraná
UFU-MG – Universidade Federal de Uberlândia
UFV-JM – Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri
UFV-MG – Universidade Federal de Viçosa
UNAERP – Universidade de Ribeirão Preto
UNB – Universidade de Brasília
UNCISAL – Universidade Estadual de Ciências da Saúde de Alagoas
UNEB – Universidade do Estado da Bahia
UNEMAT – Universidade do Estado de Mato Grosso
UNESP – Universidade Estadual Paulista
UNICAMP – Universidade Estadual de Campinas
UNIFAL-MG – Universidade Federal de Alfenas
UNIFESP – Universidade Federal de São Paulo
UNIFOR – Universidade de Fortaleza
UNIMAR-SP – Universidade de Marília
UNIMES – Universidade Metropolitana de Santos
UNIPA-MG – Universidade de Alegre
UNIRIO – Universidade Federal do Estado do Rio de Janeiro
UNISINOS-RJ – Universidade do Vale do Rio dos Sinos
UNITAU-SP – Universidade de Taubaté
UNIVALI-SC – Universidade do Vale do Itajaí
UPE – Universidade de Pernambuco
USJT-SP – Universidade de São Judas Tadeu
USP – Universidade de São Paulo
UTF-PR – Universidade Tecnológica Federal do Paraná
UVA – Universidade Estadual do Vale do Acaraú
VUNESP – Vestibular da Universidade Federal Paulista