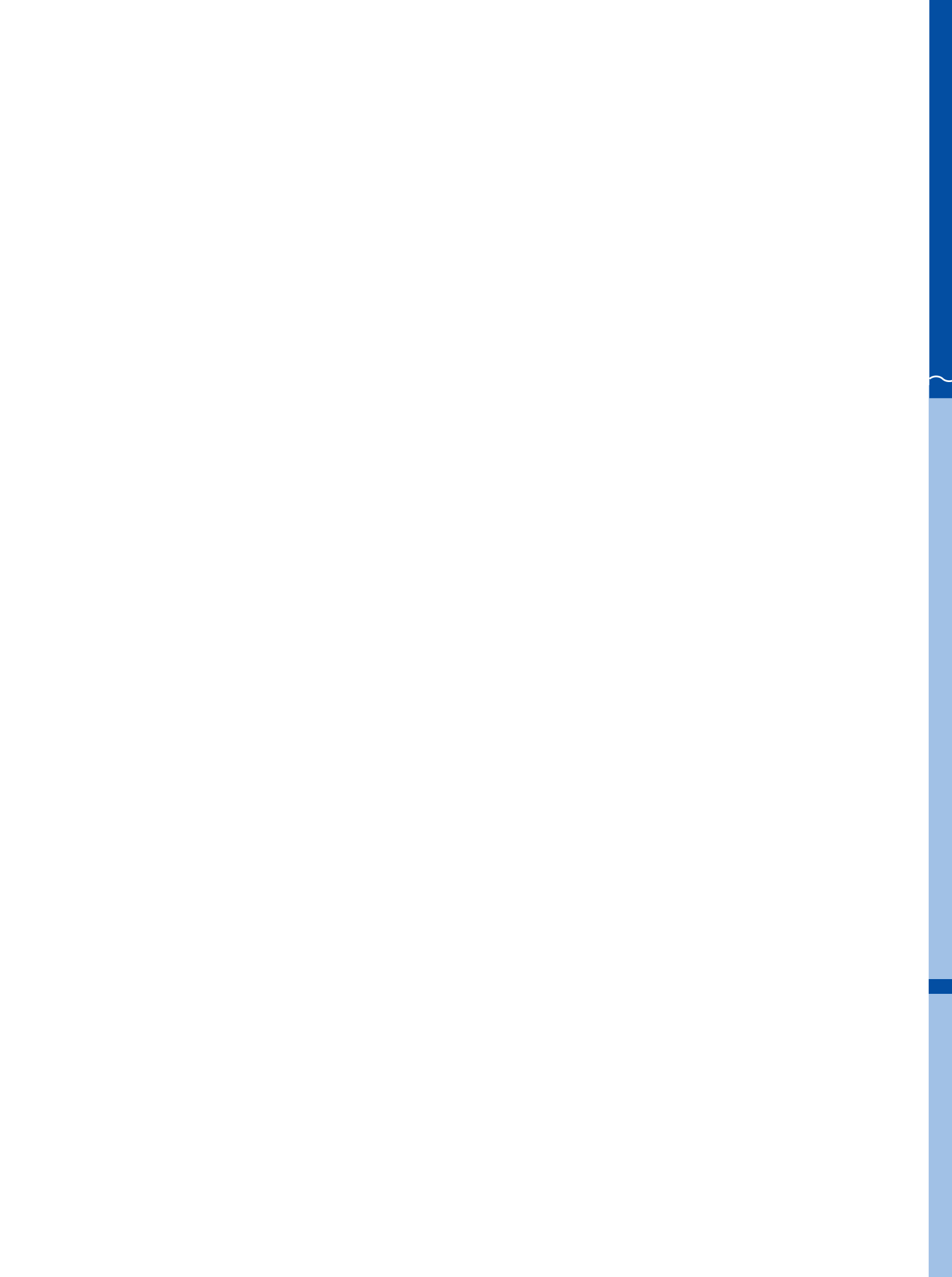




# Interativa

**Química Geral e Inorgânica**





# Interativa

## Química Geral e Inorgânica

**Autores:** Prof. Luiz Carlos Martins das Neves  
Profa. Sandra de Aquino Graça Moretto  
**Colaboradores:** Nome Nome Nome Nome Nome  
Nome Nome Nome Nome Nome  
Nome Nome Nome Nome Nome

## Professores conteudistas: Luiz Carlos Martins das Neves / Sandra de Aquino e Graça Moretto

**Luiz Carlos Martins das Neves** formou-se em Engenharia Química pelo Centro Universitário da Fundação de Ensino Inaciano (FEI) em 2000. Professor Titular pela Universidade Paulista, leciona no curso de Farmácia, em São Paulo, desde 2003. É líder das disciplinas de Matemática Aplicada, Bioestatística, Química Geral, Física Aplicada, Físico-Química e Métodos Instrumentais de Análise do curso de Farmácia, sendo responsável pela elaboração do conteúdo *on-line*, plano de ensino e roteiros de práticas ligadas a essas disciplinas. Possui mestrado (2003) e doutorado (2006) pela Faculdade de Ciências Farmacêuticas da Universidade de São Paulo, na área de Tecnologia Bioquímico-Farmacêutica e pós-doutorado em Biotecnologia pela Escola de Engenharia de Lorena, USP. Possui experiência em pesquisa científica na área de processos biotecnológicos, fermentativos e enzimáticos. Atua como pesquisador colaborador nos grupos de pesquisa de microbiologia industrial e aplicada da Faculdade de Ciências Farmacêuticas da USP e de Fisiopatologia da Escola Paulista de Medicina da Unifesp.

**Sandra de Aquino e Graça Moretto** formou-se em Química Industrial pelas Faculdades Osvaldo Cruz em 1989 e em Ciências pelas Faculdades Osvaldo Cruz em 1993. Possui mestrado em Tecnologia Bioquímico-Farmacêutica pela Universidade de São Paulo (2001). Atualmente é professora da Universidade Paulista, coordenadora e docente do curso de pós-graduação do Instituto Racine, na área de auditoria farmacêutica. Possui experiência na área de Química, com ênfase em Química Orgânica e Química Analítica, tendo atuado como colaboradora da Farmacopeia Brasileira, revisando metodologias analíticas e monografias de matérias-primas. É auditora líder da ISO NBR 17025/2005 e consultora ISO NBR 9001/2008.

### Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)



Prof. Dr. João Carlos Di Genio  
**Reitor**

Prof. Fábio Romeu de Carvalho  
**Vice-Reitor de Planejamento, Administração e Finanças**

Profa. Melânia Dalla Torre  
**Vice-Reitora de Unidades Universitárias**

Prof. Dr. Yugo Okida  
**Vice-Reitor de Pós-Graduação e Pesquisa**

Profa. Dra. Marília Ancona-Lopez  
**Vice-Reitora de Graduação**

### **Unip Interativa – EaD**

Profa. Elisabete Brihy

Prof. Marcelo Souza

Profa. Melissa Larrabure

### **Material Didático – EaD**

Comissão editorial:

Dra. Angélica L. Carlini (UNIP)  
Dr. Cid Santos Gesteira (UFBA)  
Dra. Divane Alves da Silva (UNIP)  
Dr. Ivan Dias da Motta (CESUMAR)  
Dra. Kátia Mosorov Alonso (UFMT)  
Dra. Valéria de Carvalho (UNIP)

Apoio:

Profa. Cláudia Regina Baptista – EaD  
Profa. Betisa Malaman – Comissão de Qualificação e Avaliação de Cursos

Projeto gráfico:

Prof. Alexandre Ponzetto

Revisão:

Milena Cassucci



# Sumário

## Química Geral e Inorgânica

APRESENTAÇÃO .....	9
INTRODUÇÃO .....	9

### Unidade I

1 ESTRUTURA ATÔMICA, DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA E VALÊNCIA .....	11
1.1 Evolução histórica .....	11
1.2 Definição de átomo .....	12
1.3 Partículas subatômicas e modelo atual .....	12
1.4 Elemento químico (número atômico e número de massa) .....	14
1.5 Definição de íons: cátions e ânions .....	16
1.6 Espécies isoeletrônicas .....	17
1.7 Relações atômicas .....	17
1.7.1 Isótopos .....	17
1.7.2 Isóbaros .....	20
1.7.3 Isótonos .....	20
1.8 Substância química e sua classificação .....	20
1.9 Camada eletrônica ou nível energético .....	22
1.10 Classificação dos subníveis energéticos .....	23
1.11 Orbitais eletrônicos e <i>spin</i> eletrônico .....	23
1.12 Distribuição eletrônica segundo o diagrama de Linus Pauling .....	25
1.12.1 Distribuição eletrônica do átomo no estado fundamental .....	25
1.12.2 Definição do nível de valência e elétrons de valência .....	27
1.12.3 Distribuição eletrônica de íons .....	28
2 TABELA PERIÓDICA .....	29
2.1 Famílias e períodos .....	29
2.2 Classificação dos elementos químicos pela configuração eletrônica .....	31
2.2.1 Elementos representativos ou pertencentes ao subgrupo A .....	31
2.2.2 Elementos de transição ou pertencente ao subgrupo B .....	32
2.3 Classificação dos elementos .....	33
2.3.1 Metais .....	33
2.3.2 Ametais ou não metais .....	33
2.3.3 Semimetais ou metaloides .....	34
2.3.4 Gases nobres .....	34
2.3.5 Hidrogênio .....	35
2.4 Propriedades periódicas dos elementos .....	35
2.4.1 Raio atômico .....	35

2.4.2 Energia de ionização .....	36
2.4.3 Afinidade eletrônica .....	36
2.4.4 Eletronegatividade .....	37
2.4.5 Eletropositividade .....	37
2.4.6 Pontos de fusão e ebulição.....	38
<b>Unidade II</b>	
3 LIGAÇÕES INTERATÔMICAS.....	44
3.1 Estrutura de Lewis e regra do octeto .....	44
3.2 Ligação iônica .....	44
3.3 Ligação covalente.....	47
3.3.1 Ligação covalente dativa .....	48
3.4 Polaridade da ligação covalente .....	50
3.4.1 Ligação covalente apolar.....	50
3.4.2 Ligação covalente polar.....	50
3.5 Ligação metálica .....	51
4 TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES ELETRÔNICOS DA CAMADA DE VALÊNCIA E FORMAS INTERMOLECULARES .....	54
4.1 Polaridade em moléculas .....	58
4.2 Relação entre polaridade e solubilidade.....	59
4.3 Classificação das forças intermoleculares.....	59
4.4 Relação entre ponto de ebulição, fusão e força intermolecular .....	61
<b>Unidade III</b>	
5 TEORIA ATÔMICO MOLECULAR (TAM) .....	66
5.1 Definições.....	67
5.1.1 Massa atômica (MA).....	67
5.1.2 Massa molecular (MM).....	68
5.2 Conceito de mol.....	69
5.3 Massa molar de um elemento .....	69
5.4 Massa molar de uma substância.....	70
5.5 Reações químicas.....	72
5.5.1 Reações de óxido-redução (redox) .....	72
5.5.2 Número de oxidação .....	73
6 FUNÇÕES INORGÂNICAS.....	77
6.1 Dissociação iônica .....	78
6.2 Ionização.....	79
6.3 Ácidos.....	79
6.3.1 Hidrácidos e oxiácidos.....	82
6.3.2 Grau de ionização dos ácidos.....	82
6.3.3 Nomenclatura dos ácidos.....	85
6.3.4 Grau de hidratação dos ácidos.....	88
6.4 Bases ou hidróxidos.....	91
6.4.1 Nomenclatura das bases.....	92
6.4.2 Solubilidade das bases.....	94



6.4.3	Grau de dissociação ou força iônica das bases .....	94
6.4.4	Hidróxido de amônio.....	95
6.5	Sais.....	96
6.5.1	Formação de sais: reações de neutralização.....	97
6.5.2	Nomenclatura de sais neutros.....	100
6.5.3	Nomenclatura de sais ácidos .....	104
6.5.4	Nomenclatura de sais básicos.....	105
6.5.5	Nomenclatura de sais mistos ou duplos .....	105
6.5.6	Sais anidros e sais hidratados.....	105
6.6	Óxidos.....	106
6.6.1	Óxidos básicos.....	106
6.6.2	Óxidos ácidos .....	108
6.6.3	Óxidos anfóteros.....	109
6.6.4	Óxidos neutros.....	110
6.6.5	Peróxidos.....	110
6.6.6	Superóxidos.....	111

#### **Unidade IV**

7	CLASSIFICAÇÃO E PROPRIEDADES DO CARBONO NAS MOLÉCULAS ORGÂNICAS .....	116
7.1	Fórmulas químicas dos compostos orgânicos.....	118
7.2	Classificação do carbono presente na cadeia.....	120
7.3	Classificação da cadeia carbônica.....	121
7.4	Nomenclatura básica dos compostos orgânicos.....	125
8	PRINCIPAIS GRUPOS FUNCIONAIS ORGÂNICOS.....	127
8.1	Hidrocarbonetos .....	127
8.2	Haletos.....	128
8.3	Alcoóis.....	129
8.4	Éteres.....	130
8.5	Cetonas.....	131
8.6	Aldeídos.....	132
8.7	Ácidos carboxílicos.....	132
8.8	Aminas.....	133
8.9	Amidas.....	133



## APRESENTAÇÃO

Esta disciplina pretende apresentar os fundamentos relacionados à Química Geral, com vistas à formação de uma base conceitual para as demais disciplinas da área farmacêutica. Para tanto, pretende-se capacitar o aluno a aplicar os conhecimentos adquiridos aos problemas e situações da sua área de atuação farmacêutica.

Assim, a presente disciplina tem como objetivos gerais: desenvolver no aluno o rigor e a precisão no uso da linguagem empregada na Química, respeitando as regras, convenções e notações; despertar-lhe o raciocínio químico para que ele possa relacionar os conhecimentos adquiridos com a sua área de atuação profissional.

Ao término do curso, o aluno deverá ser capaz de: utilizar a tabela periódica, identificar as ligações químicas que ocorrem entre os átomos e moléculas, correlacionar as ligações químicas com as propriedades das substâncias, representar fórmulas químicas, identificar os tipos de substâncias inorgânicas, suas propriedades e reações, compreender os conceitos de mol, massa atômica, massa molecular, compreender as principais características, montar estruturas orgânicas e identificar os grupos funcionais presentes em moléculas orgânicas.

Esperamos que todo conhecimento adquirido seja aproveitado em seu trabalho.

## INTRODUÇÃO

Tudo o que nos cerca depende dos resultados das investigações químicas e do desenvolvimento contínuo para garantir a qualidade de vida. Nós dificilmente pensamos no quanto as invenções e as inovações químicas tendem a determinar o nosso cotidiano. Quanto mais se pesquisa, mais se conhece a respeito de um determinado assunto.

Dificilmente percebemos como a química está presente em nossas vidas. Seja na alimentação, quando discutimos a composição de alimentos, no transporte, quando discutimos sobre formas alternativas de combustíveis ou quando escolhemos um determinado produto para remover uma sujeira, estamos exercendo a Química. Entender esse campo de conhecimento significa muito mais do que estudá-lo.

A Química Geral é o primeiro passo para entrar no mundo da Química. O conhecimento da estrutura do átomo é fundamental, tanto para evoluir nos estudos da Química como da Física. O estudo da Química é dividido em três grandes grupos: a Química Geral, que apresenta todos os fundamentos básicos da Química, a Físico-Química, que introduz o aluno nas relações entre a Química e a Física e suas inter-relações matemáticas e, finalmente, o grupo da Química Orgânica, que se detém no estudo do elemento químico carbono.

Na área da Saúde, os cursos de graduação em Farmácia estão entre os que mais apresentam disciplinas de Química. Isso ocorre porque o profissional farmacêutico precisa conhecer as relações de dependência entre estrutura química e atividade biológica, além das propriedades físico-químicas dos processos produtivos de medicamentos.

Este livro-texto tem como objetivo fazer uma breve apresentação de todo conteúdo que consideramos importante para que o aluno possa ter um bom desempenho nas demais disciplinas do curso de Farmácia, tais como: Métodos Instrumentais de Análise, Química Analítica, Química Farmacêutica, Bromatologia e tantas outras que têm como pré-requisito o conhecimento de Química Básica.

# Unidade I

## 1 ESTRUTURA ATÔMICA, DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA E VALÊNCIA

### 1.1 Evolução histórica

Entre 1803 e 1808, o cientista inglês John Dalton propôs uma teoria para explicar as leis enunciadas por Lavoisier e Proust. Essa teoria, que será comentada a seguir, ficou conhecida como Teoria Atômica de Dalton.

A palavra *átomo* vem do grego e significa *indivisível*. Ela foi usada pela primeira vez por alguns filósofos da Grécia Antiga que, baseados em argumentos filosóficos, propunham que todas as coisas eram formadas por partículas muito pequenas e indivisíveis, os átomos.

As ideias desses filósofos gregos não foram muito além, porque não se fundamentavam na cuidadosa observação dos resultados fornecidos por experimentos. Dalton, ao contrário dos filósofos gregos, baseou-se nos resultados de experiências feitas por ele e por outros cientistas que o antecederam, inclusive Lavoisier e Proust (CANTO; PERUZZO, 2003).

Segundo a teoria de Dalton, o átomo seria "a menor porção de um elemento que pode participar numa combinação química". Dalton imaginou o átomo indivisível, mas, em meados do século XX, estudos vieram a comprovar a existência de partículas subatômicas muito pequenas. São elas os prótons, elétrons e nêutrons.

Dalton acreditava que os átomos fossem maciços, esféricos e indivisíveis como bolinhas de gude (UBESCO; SALVADOR, 2002).

Cada partícula subatômica foi descoberta por meio de diferentes estudos e cientistas em épocas diversas. Primeiro, foram descobertos os elétrons, por Thompson, por volta de 1900; depois, com a descoberta da radioatividade em 1886, experiências com raios catódicos levaram Eugen Goldstein a descobrir os prótons. Em 1932, Chadwick bombardeou uma folha de berílio com partículas alfa, observou a emissão de uma radiação semelhante à radiação gama por parte do metal. Posteriormente, foi verificado que esses raios eram constituídos por partículas neutras de massa ligeiramente superior à dos prótons, as quais foram chamadas de nêutrons.



#### Saiba mais

Para conhecer a evolução dos modelos atômicos, acesse o site: <[http://crv.educacao.mg.gov.br/sistema\\_crv/documentos/md/em/quimica/2010-08/md-em-qu-23.pdf](http://crv.educacao.mg.gov.br/sistema_crv/documentos/md/em/quimica/2010-08/md-em-qu-23.pdf)>.

### 1.2 Definição de átomo

Toda matéria é formada por átomos, e a melhor definição atual para o átomo é: "a menor partícula que ainda caracteriza um elemento químico".



#### Observação

Os átomos são tão pequenos que, em 1 g de ferro, por exemplo, existem aproximadamente 10.800.000.000.000.000.000.000 átomos desse metal. Isso equivale a dizer que, se a cabeça de um alfinete tivesse o tamanho do nosso planeta, o átomo teria o tamanho de uma bola de futebol.

Podemos afirmar que nosso mundo visível (mundo macroscópico) pode ser explicado pela existência de partículas invisíveis (mundo microscópico).

Atualmente, sabemos que os átomos podem ser divididos, mas esse fato só começou a ser observado, experimentado, medido e explicado praticamente um século depois de enunciada a hipótese de Dalton (FELTRE, 2004).

O diâmetro médio de um átomo é cerca de  $10^{-5}$  a  $10^{-4}$  angstrom.



#### Lembrete

Um angstrom =  $10^{-8}$  cm = 0,00000001cm.

### 1.3 Partículas subatômicas e modelo atual

Atualmente, sabemos que o átomo é, na realidade, um sistema contendo inúmeras partículas e subpartículas. Para a química, porém, quase sempre é suficiente estudar as três partículas que chamamos de fundamentais: o próton, o nêutron e o elétron.

Os prótons e os nêutrons ocupam a região central do átomo, o núcleo, e por isso são chamados igualmente de núcleons.

Os elétrons ocupam a região ao redor do núcleo, chamada eletrosfera.

O núcleo, com carga positiva que representa quase toda sua massa (mais que 99,9%), concentra praticamente todo o peso do átomo.

Tabela 1 - Partículas fundamentais do átomo

Partícula	Carga elétrica	Massa em repouso
Nêutron	neutra	1,00866 u
Próton	positiva	1,00728 u
Elétron	negativa	1840 vezes inferior a do próton (ou do nêutron)

Fonte: Peruzzo e Canto (2003).



## Lembrete

O "u" corresponde a  $1,66057 \cdot 10^{-24}$ g.

## A Eletrosfera

Os modelos atômicos foram evoluindo e os conceitos a respeito do movimento dos elétrons em torno da eletrosfera, também. Em 1913, após a consolidação da existência de duas regiões distintas (núcleo e eletrosfera), Niels Bohr criou um novo modelo atômico, baseado nos espectros de emissão. Este possuía vários postulados, dentre eles, de que o elétron se move em órbitas circulares em torno do núcleo e que a eletrosfera é dividida em níveis de energia. O fato era que a teoria de Bohr só explicava o comportamento do átomo de hidrogênio, mas não explicava átomos com um maior número de partículas. Em 1915, Sommerfeld complementa a teoria de Bohr e comprova que os elétrons giram ao redor do núcleo do átomo, mas em órbitas elípticas e em uma única órbita circular.



## Lembrete

A eletrosfera do átomo chega a ser 100.000 vezes maior que o núcleo. Ele contém elétrons com massa desprezível e carga elétrica negativa.



## Saiba mais

Para saber mais sobre a descoberta da radioatividade, assista ao filme:

MADAME Curie. Dir. Meryyn Leroy. Estados Unidos, 1943. 124 minutos.

O filme retrata parte da vida e pesquisas de Marie Curie e seu marido Pierre Curie, culminando na descoberta do elemento rádio.

### 1.4 Elemento químico (número atômico e número de massa)

Um elemento químico é definido como: o conjunto formado por átomos de mesmo número de prótons.

Como um único elemento é também um conjunto? Para esclarecer essa dúvida, um exemplo: o ferro é um elemento e nele se encontram vários átomos chamados de "átomos de ferro".

O átomo de um elemento químico é representado pelo seu símbolo.

Exemplo:

- elemento químico sódio = Na;
- elemento químico oxigênio = O;
- elemento químico cálcio = Ca.



#### Observação

Em qualquer lugar do mundo, o símbolo do hidrogênio é H. Os cientistas usam a simbologia para representar os átomos dos elementos químicos.

A tabela periódica traz todos os elementos organizados em períodos e famílias. Ao todo, existem 118 elementos químicos de átomos diferentes, mas esse número pode aumentar com o decorrer do tempo, em razão da descoberta ou síntese de novos elementos químicos.

#### Número atômico (Z)

É definido como o conjunto de átomos com o mesmo número de prótons.

Num átomo normal, cuja carga elétrica é zero, o número de prótons é igual ao número de elétrons.

Quando se diz que o átomo de sódio (Na) tem número atômico 11, isso quer dizer que, no núcleo desse átomo, existem 11 prótons e, conseqüentemente, 11 elétrons na eletrosfera.



#### Lembrete

Na natureza não existem dois elementos diferentes com o mesmo número de prótons. O número de prótons é o "RG" do átomo.



## Número de massa (A)

É a soma do número de prótons com o número de nêutrons existente no núcleo do átomo.

$$A = Z + N$$

Seja X um elemento químico qualquer, Z é o número atômico e A o número de massa.



### Observação

Cuidado, pois a maneira como se representa não é necessariamente aquela que aparece na tabela periódica. Consulte sempre a legenda de uma tabela periódica para achar o número atômico.

Representação Simbólica:



Número atômico = Z

Número de massa = A

Elemento químico qualquer = X

Então, para o elemento sódio, temos:



Número atômico = 11

Número de massa = 23



### Observação

O número de massa pode vir à direita ou à esquerda do símbolo do elemento químico.

## Número de nêutrons (N)

Para determinar o número de nêutrons, basta subtrair o número de massa do número de prótons. Assim, para o átomo de sódio:

$$N = A - P$$

$$N = 23 - 11$$

$$N = 12$$



## Saiba mais

Quanto mais próximo o número de prótons for do número de nêutrons, mais estável será o átomo. Leia sobre os elementos radioativos em:

<http://www.cnen.gov.br/ensino/radioatividade.asp>.

## 1.5 Definição de íons: cátions e ânions

É sabido que o átomo eletricamente neutro apresenta quantidade de cargas negativas (elétrons) iguais às cargas positivas (prótons).

O átomo, ao perder ou ganhar elétrons durante uma ligação química, transforma-se em um íon positivo ou negativo.

Íon positivo }  
Cátion } apresenta número de elétrons inferior ao número de prótons.

Exemplo:

Átomo neutro

Cátion



Átomo neutro perde 2 elétrons



{ 12 elétrons  
{ 12 elétrons

{ 12 elétrons  
{ 12 elétrons

Íon negativo }  
Ânion } apresenta número de elétrons superior ao número de prótons.

Exemplo:

Átomo neutro

Ânion



Átomo neutro recebe 3 elétrons



{ 15 elétrons  
15 prótons

{ 18 elétrons  
15 prótons

## 1.6 Espécies isoeletrônicas

Isoeletrônicos são espécies químicas com o mesmo número de elétrons.

Exemplo:

As espécies abaixo são isoeletrônicas, pois apresentam o mesmo número de elétrons.



### Lembrete

Lembre-se de que, na formação de um íon, somente o número de elétrons muda; o número de prótons permanece o mesmo.

## 1.7 Relações atômicas

### 1.7.1 Isótopos

Isótopos são átomos que possuem o mesmo número de prótons, ou seja, são pertencentes ao mesmo elemento químico, mas com diferente número de massa.

O urânio, por exemplo, que possui 92 prótons no núcleo, existe na natureza na forma de três isótopos:

- U234, com 142 nêutrons (em quantidade desprezível);
- U235, com 143 nêutrons (usado em reatores PWR, após enriquecimento 0,7%);
- U238, com 146 nêutrons no núcleo (99,3%).



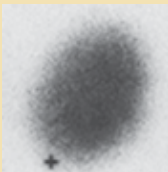



## Saiba mais

A descoberta dos isótopos foi de extrema importância para o desenvolvimento da tecnologia nuclear, pois foi descoberto que alguns isótopos emitiam radiações, o que lhes rendeu o nome de radioisótopos. Devido à propriedade de emitir radiação (as radiações podem atravessar a matéria ou serem absorvidas por ela), os radioisótopos têm várias utilidades, beneficiando principalmente a medicina, a indústria (sobretudo a farmacêutica) e a agricultura.

### Quadro 1- Principais radioisótopos usados na medicina

Isótopo		Principais usos
$^3\text{H}$	Tritio (hidrogênio-3)	Determinação do conteúdo de água no corpo.
$^{11}\text{C}$	Carbono-11	 Varredura do cérebro com tomografia de emissão positrônica transversa (PET), para traçar o caminho da glucose.
$^{14}\text{C}$	Carbono-14	Ensaio de radioimunidade.
$^{24}\text{Na}$	Sódio-24	 Detecção de constrictões e obstruções do sistema circulatório.
$^{32}\text{P}$	Fósforo-32	Detecção de tumores oculares, câncer de pele ou tumores pós-cirúrgicos.
$^{51}\text{Cr}$	Cromo-51	Diagnóstico de albumina, tamanho e forma do baço, distúrbios gastrointestinais.
$^{59}\text{Fe}$	Ferro-59	Má função das juntas ósseas, diagnóstico de anemias.
$^{60}\text{Co}$	Cobalto-60	Tratamento do câncer.
$^{67}\text{Ga}$	Gálio-67	 Varredura do corpo inteiro para tumores.
$^{75}\text{Se}$	Selênio-75	Varredura do pâncreas.
$^{81\text{m}}\text{Kr}$	Criptônio-81m	 Varredura da ventilação no pulmão.

$^{85}\text{Sr}$	Estrôncio-85	 Varredura dos ossos para doenças, incluindo câncer.
$^{99m}\text{Tc}$	Tecnécio-99m	 Um dos mais utilizados: diagnóstico do cérebro, ossos, fígado, rins, músculos e varredura de todo o corpo.
$^{131}\text{I}$	Iodo-131	 Diagnóstico de mau funcionamento da glândula tireoide, tratamento do hipertireoidismo e câncer tireoidal.
$^{197}\text{Hg}$	Mercúrio-197	 Varredura dos rins.

Fonte: ESTSP, s/d. (adaptado).

## Radioisótopos e radiações

[...]

A medicina nuclear envolve dois usos distintos de radioisótopos: terapia e diagnóstico. No uso terapêutico, a radiação é empregada na tentativa de curar doenças. Algumas formas de câncer, por exemplo, podem ser tratadas por radioterapia. As células do tumor cancerígeno são destruídas pelos efeitos da radiação. Embora o feixe radioativo seja apontado precisamente sobre o tumor, diversos efeitos colaterais acompanham o tratamento. As células da mucosa intestinal, por exemplo, são particularmente susceptíveis à radiação, fazendo com que os pacientes sofram de náuseas e vômitos.

Os radioisótopos também podem ser empregados com o propósito de diagnóstico, fornecendo informações sobre o tipo ou extensão da doença. O isótopo iodo-131 é usado para determinar o tamanho, forma e atividade da glândula tireoide. O paciente bebe uma solução de KI, incorporando iodo-131. O corpo concentra o iodo na tireoide. Após algum tempo, um detector de radiação varre a região da glândula e a informação é exibida, no computador, sob a forma visual. A figura é então chamada de *fotoscan*. O aparelho lê apenas a radiação gama, mas o I-131 também emite radiação beta. O tempo de meia-vida do I-131 é de apenas 8 minutos, o que faz com que toda a radioatividade cesse após algumas horas.

Fonte: ESTSP, s/d.

### 1.7.2 Isóbaros

Isóbaros são átomos de elementos químicos diferentes, mas com o mesmo número de massa. Trata-se apenas de uma coincidência.

Exemplo:

${}_{22}^{42}\text{Ti}$   ${}_{21}^{42}\text{Sc}$   ${}_{20}^{42}\text{Ca}$  - Todos apresentam número de massa igual a 42.

${}_{22}^{42}\text{Ti}$  = 20 nêutrons.

${}_{21}^{42}\text{Sc}$  = 21 nêutrons.

${}_{20}^{42}\text{Ca}$  = 22 nêutrons.



#### Lembrete

O número de massa pode vir tanto à direita do símbolo como à esquerda, na parte superior.

### 1.7.3 Isótonos

Isótonos são átomos que possuem o mesmo número de nêutrons (elementos diferentes), apresentando número de prótons e de massa diferentes.

Exemplo: boro e carbono.

${}_{5}^{11}\text{B}$  e  ${}_{6}^{12}\text{C}$  - Ambos apresentam 6 nêutrons.

## 1.8 Substância química e sua classificação

Os químicos consideram que uma substância é uma porção de matéria que tem propriedades bem definidas e que lhe são características. Da mesma maneira que você consegue reconhecer um amigo por um conjunto de características (o timbre de voz, a forma do nariz, o modo de andar, a cor da pele, o jeito de falar, a cor e a textura dos cabelos, o porte físico etc.), os químicos identificam as substâncias pelo conjunto de suas propriedades.

Entre essas propriedades, estão: o ponto de fusão, o ponto de ebulição, a densidade, o fato de ser inflamável ou não, a cor, o odor etc. Duas substâncias diferentes podem, eventualmente, possuir algumas propriedades iguais, mas nunca possuirão todas elas em comum. Caso aconteça de todas as propriedades de duas substâncias serem iguais, então elas são, na verdade, a mesma substância (PERUZZO; CANTO, 2003).

## Substância pura

Tipo de matéria formado por unidades químicas iguais, sejam átomos, sejam moléculas e por esse motivo apresentam propriedades químicas e físicas próprias. As substâncias puras podem ser classificadas como simples ou compostas.

## Substância simples

É aquela formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico.

Exemplo:

Gás hélio (He), gás oxigênio (O<sub>2</sub>), gás ozônio (O<sub>3</sub>), fósforo branco (P<sub>4</sub>).



### Observação

A representação dos metais também se dá pelo símbolo do metal. Uma barra de metal contém apenas átomos do metal. Por isso, os metais também são considerados substâncias simples.

## Substância pura composta

É aquela cujas moléculas são formadas por dois ou mais elementos químicos.

Exemplos: gás cianídrico (HCN) e a água (H<sub>2</sub>O).



### Observação

Não confundir substância composta com mistura. Na mistura, temos mais de um tipo de molécula, e não um sistema com um único tipo de molécula com elementos químicos diferentes. As misturas têm composição química variável, não expressa por uma fórmula. Exemplo: um sistema contendo água e gás carbônico.

Diferenciamos uma mistura de uma substância pura normalmente por meio de suas constantes físicas, tais como: ponto de ebulição (PE), ponto de fusão (PF), densidade (d) e solubilidade. As substâncias puras mantêm suas constantes durante as mudanças de estado, diferentemente das misturas.

Exemplo:

- água pura: PE = 100°C; PF = 0°C; d = 1g/cm<sup>3</sup>.
- água e sal de cozinha (NaCl): não apresentam constantes.

- álcool puro: PE = 78,5°C; PF = -177°C; d = 0,79g/cm<sup>3</sup>.
- álcool e água: não apresentam constantes.



### Observação

Substância tem fórmula, mistura não.



### Saiba mais

#### Obtenção de substâncias puras a partir de misturas

Os materiais encontrados na natureza, na sua maioria, são constituídos de misturas de substâncias puras, e por isso, para obtê-las, é necessário separá-las.

Existem muitos processos para separação de misturas, mas o método a ser empregado depende das condições materiais para utilizá-lo e do tipo de mistura a ser separado.

## 1.9 Camada eletrônica ou nível energético

De acordo com a teoria de Sommerfeld, os elétrons giram na eletrosfera em torno do núcleo e ocupam as "camadas eletrônicas" ou "níveis de energia", chamados de números quânticos principais ( $n$ ). Até o momento, foram estabelecidas sete camadas ou níveis de energia, representados pelos números 1 a 7 ou por letras maiúsculas K, L, M, N, O, P, Q. Os elétrons se movem nas camadas e, quando passam de uma camada para outra, liberam ou absorvem energia.

Quanto mais distante do núcleo estiver o elétron, maior a energia deste. Por exemplo, o elétron que se encontra na camada L possui menor energia que o elétron da camada P.

Em cada nível de energia ( $n$ ) há um número máximo de elétrons. Para saber o número máximo de elétrons possíveis em um nível de energia ( $n$ ), devemos aplicar a fórmula  $2n^2$ , em que  $n$  é o número quântico principal, conforme exemplificado na tabela a seguir.



**Tabela 2**

Camada ou nível de energia (n)	Número máximo de elétrons $2n^2$	Ocupados até o momento
K = 1	2 elétrons	2 elétrons
L = 2	8 elétrons	8 elétrons
M = 3	18 elétrons	18 elétrons
N = 4	32 elétrons	32 elétrons
O = 5	50 elétrons	32 elétrons
P = 6	72 elétrons	18 elétrons
Q = 7	98 elétrons	8 elétrons

Fonte: Feltre (2004).



## Lembrete

O número quântico principal (n) identifica a camada eletrônica.

## 1.10 Classificação dos subníveis energéticos

As camadas ou níveis de energia são formados por subcamadas ou subníveis de energia, designados pelas letras s, p, d, f, g, h, i... São chamados de número quântico secundário ou azimutal (l).

Até o momento, estão ocupados os subníveis designados pelas letras s, p, d e f. Os demais se encontram vazios. Cada subnível, por sua vez, suportam um número máximo de elétrons, conforme tabela a seguir:

**Tabela 3**

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

Fonte: Feltre (2004).

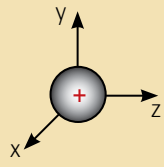

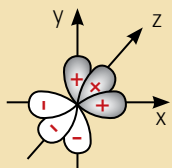
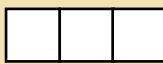
Mais adiante ficará mais claro o entendimento do cálculo do número de elétrons no subnível.

## 1.11 Orbitais eletrônicos e spin eletrônico

Orbital é a região do espaço onde é máxima a probabilidade de encontrar um elétron.

Princípio de exclusão de Pauling: em cada orbital cabem no máximo dois elétrons. Para os orbitais que não possuem os dois elétrons, dizemos que estão incompletos e que são elétrons isolados ou desemparelhados.

**Tabela 4 - Representação gráfica dos orbitais s e p**

Subnível	Quantidade de orbitais	Representação espacial	Representação gráfica
s	1		
p	3		

*Spin* é o movimento de rotação do elétron em torno do próprio eixo. O movimento pode ser horário e anti-horário.

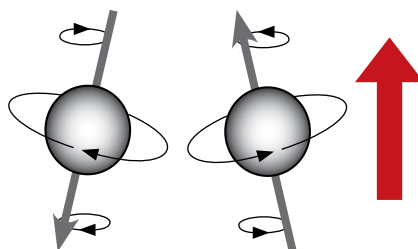


Figura 1 - *Spins* opostos ou antiparalelos, elétrons girando em sentidos opostos

Dessa forma, os elétrons, mesmo tendo cargas iguais (repulsão elétrica), podem permanecer juntos dentro do orbital, devido à atração magnética.

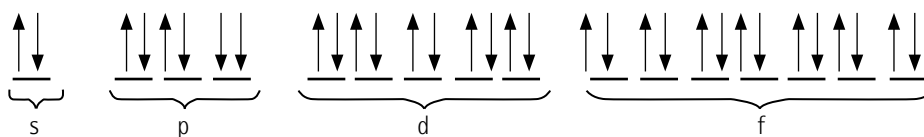


Figura 2

- s<sup>2</sup>: 1 orbital e 2 elétrons com *spins* contrários;
- p<sup>6</sup>: 3 orbitais e 6 elétrons com *spins* contrários;
- d<sup>10</sup>: 5 orbitais e 10 elétrons com *spins* contrários;
- f<sup>14</sup>: 7 orbitais e 14 elétrons com *spins* contrários.

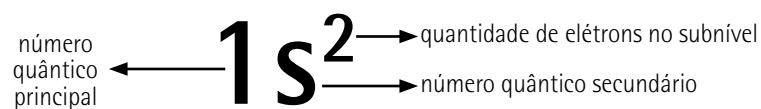


Figura 3

Ao se preencher os orbitais, isto é, fazer a distribuição eletrônica, deve se utilizar a regra de Hund, ou regra de máxima multiplicidade, que diz que esse preenchimento deve ser feito de modo a se obter o maior número possível de orbitais desemparelhados. Nesse preenchimento, normalmente se simboliza cada elétron por uma seta (voltada para cima ou para baixo), com o sentido de acordo com o *spin* do elétron.

Em termos simples, isso significa que, ao preencher os orbitais, primeiro devemos preencher cada um deles com apenas uma seta, sendo que todas estarão voltadas para o mesmo sentido e, se ainda houver mais elétrons, continua-se preenchendo os orbitais com setas no outro sentido.

## 1.12 Distribuição eletrônica segundo o diagrama de Linus Pauling

### 1.12.1 Distribuição eletrônica do átomo no estado fundamental

De acordo com o cientista Linus Pauling, os elétrons estão distribuídos ao longo da eletrosfera respeitando uma ordem energética, que leva em consideração o nível e o subnível de energia.

Tabela 5 - Representação utilizada no diagrama de Linus Pauling

Subnível	Número máximo de elétrons	Nomenclatura
s	2	s <sup>2</sup>
p	6	p <sup>6</sup>
d	10	d <sup>10</sup>
f	14	f <sup>14</sup>

Fonte: Feltré (2004).

Os subníveis são preenchidos em ordem crescente de energia (ordem energética). Linus Pauling descobriu que a energia dos subníveis cresce na ordem: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup> 6s<sup>2</sup> 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6p<sup>6</sup> 7s<sup>2</sup> 5f<sup>14</sup> 6d<sup>10</sup> 7p<sup>6</sup>...

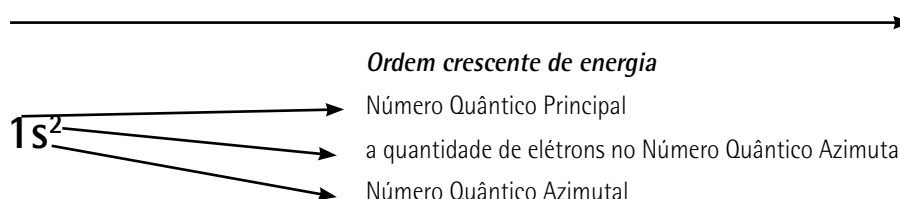


Figura 4

É nessa ordem que os subníveis são preenchidos. Para obtê-la, basta seguir as diagonais no diagrama de Pauling, a seguir:

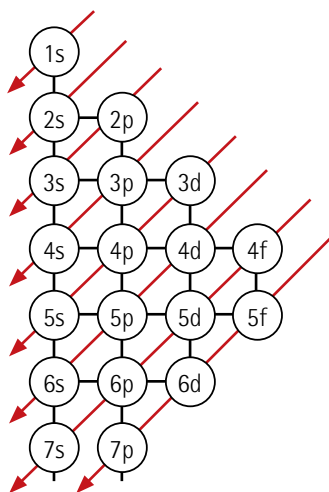


Figura 5 - diagrama de Linus Pauling

Assim, seguindo o diagrama de Pauling, podemos montar a distribuição eletrônica de qualquer elemento químico, por exemplo:

**Tabela 6**

Elemento químico	Número atômico	Distribuição eletrônica
He Hélio	2	$1s^2$ K = 2
Cl Cloro	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ K = 2, L = 8, M = 7
Zr Zircônio	40	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$ K = 2, L = 8, M = 18, n = 10, O = 2
Pt Platina	78	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^8$ K = 2, L = 8, M = 18, N = 32, O = 16, P = 2

Fonte: Lana (2006).

## Observação

Lembre-se de que a soma da distribuição dos elétrons, tanto nos subníveis como nas camadas, deve bater com o número atômico, como no exemplo da platina.

## Morre o cientista Linus Pauling

Linus Carl Pauling (1901-1994) foi um químico e também um pacifista. Suas contribuições para a Química foram inúmeras, dentre as quais destacamos os trabalhos teóricos sobre as ligações químicas, a elucidação da geometria molecular das proteínas e a elaboração do conceito de eletronegatividade.

O cientista Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química em 1954 e Prêmio Nobel da Paz de 1962, morreu anteontem à noite, aos 93 anos, em seu rancho perto de Big Sur, na Califórnia, de câncer de próstata. Pauling foi o único ganhador de dois prêmios Nobel não compartilhados. Ele se tornou famoso mundialmente por suas pesquisas sobre a estrutura das moléculas e sua luta contra as armas nucleares.

Pacifista e militante antinuclear desde o fim da Segunda Guerra Mundial, recebeu o Prêmio Nobel da Paz no dia 10 de outubro de 1963, dia da entrada em vigor do Tratado de Proibição de Provas Nucleares, assinado entre Estados Unidos e União Soviética.

Nos últimos 20 anos, suas teorias sobre as vantagens da vitamina C na alimentação cotidiana foram motivo de controvérsia entre os cientistas. Publicou em 1970 um *best seller*, *Vitamina C e a gripe comum*. Sua teoria era a de que a vitamina C em grandes doses podia prolongar a vida e proteger contra as doenças, da gripe ao câncer. Pauling tomava 18 gramas de vitamina C por dia. A dose diária recomendada para um adulto é de 60 miligramas. Seu câncer de próstata foi diagnosticado em 1991. "A vitamina C atrasou o câncer em 20 anos", disse. A carreira de Linus Pauling começou no Instituto de Tecnologia da Califórnia e depois em Stanford, entre 1925 e 1973. Publicou diversos livros e fez mais de mil apresentações científicas.

Fonte: *O Estado de S. Paulo* (1994, p. A-17).



### Saiba mais

Veja mais sobre Linus Pauling em:

<<http://www.nobel.se>>.

## 1.12.2 Definição do nível de valência e elétrons de valência

Os elétrons, após serem distribuídos em ordem de energia, ou seja, seguindo as diagonais do diagrama, podem ser organizados em ordem geométrica ou de camadas para facilitar a observação do número de elétrons da camada de valência (última camada), que são os responsáveis pelas ligações químicas.

Ordem geométrica é a ordenação crescente de níveis energéticos.

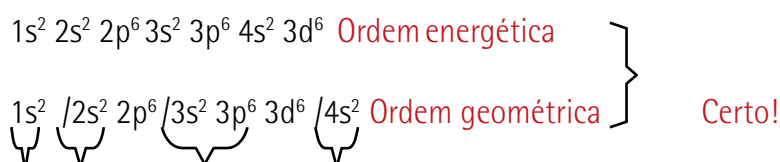
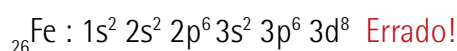
Exemplo: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s, 5p, 5d, 5f, 6s, 6p...



## Lembrete

Os elétrons só podem ser organizados na ordem geométrica após terem sido distribuídos segundo a ordem energética.

Exemplo:



→ **Camada de valência = 2 elétrons**

Camada de valência é o último nível de uma distribuição eletrônica. Normalmente, os elétrons pertencentes à camada de valência são os que participam de alguma ligação química.

Exemplo: arsênio (As):  $Z = 33$ ;

- ordem **energética** (ordem de preenchimento):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ .  
 ↳ Subnível mais energético =  $4p^3$
- ordem **geométrica** (ordem de camada):  $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^{10} / 4s^2 4p^3$ .  
 ↳ Camada de valência =  $4s^2 4p^3$
- camadas energéticas:  $K = 2$ ;  $L = 8$ ;  $M = 18$ ;  $N = 5$ .

A camada de valência do As é a camada N, pois é o último nível que contém elétrons.

### 1.12.3 Distribuição eletrônica de íons

- no átomo neutro: nº de prótons = nº de elétrons;
- no íon: nº de prótons (p)  $\neq$  nº de elétrons.

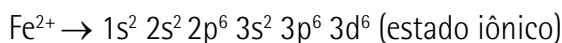
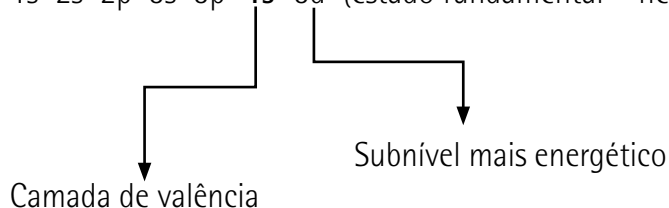
- Íon positivo (cátion): nº de p > nº de elétrons.
- Íon negativo (ânion): nº de p < nº de elétrons.

## Distribuição eletrônica em cátion

Retirar os elétrons mais externos do átomo correspondente.

Exemplo:

- ferro (Fe)  $Z = 26 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  (estado fundamental = neutro).

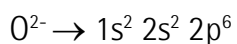


## Distribuição eletrônica em ânion

Acrescentar os elétrons no subnível incompleto.

Exemplo:

- oxigênio (O)  $Z = 8 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  (estado fundamental = neutro).



### Observação

O elétron removido é o da camada mais externa.

Os elétrons cedidos ou acrescentados são sempre da última camada, e não do subnível mais energético.

## 2 TABELA PERIÓDICA

### 2.1 Famílias e períodos

Até o momento, estão dispostos na tabela periódica 118 átomos de elementos químicos diferentes, que estão organizados em ordem crescente de número atômico, no sentido da esquerda para direita.

# Unidade I

Aqueles de número atômico 57 a 70, chamados de lantanídeos e os de número atômico 89 a 102, chamados de actinídeos, foram colocados à parte, abaixo da tabela. Devemos entender que eles ocupam os 6º e 7º períodos, respectivamente, e que todos se encontram na terceira coluna porque suas propriedades são muito semelhantes.

**Períodos:** cada linha horizontal representa um período. Os elementos presentes no mesmo período possuem o mesmo número de camadas eletrônicas.

Exemplo: Na e Mg fazem parte do 3º período; logo, ambos possuem seus elétrons distribuídos em 3 camadas eletrônicas, K, L e M.

**Colunas:** os elementos presentes em uma mesma coluna constituem uma família e possuem propriedades químicas semelhantes.

Exemplo: Na e Li possuem o mesmo número de elétrons na última camada e formam bases fortes.

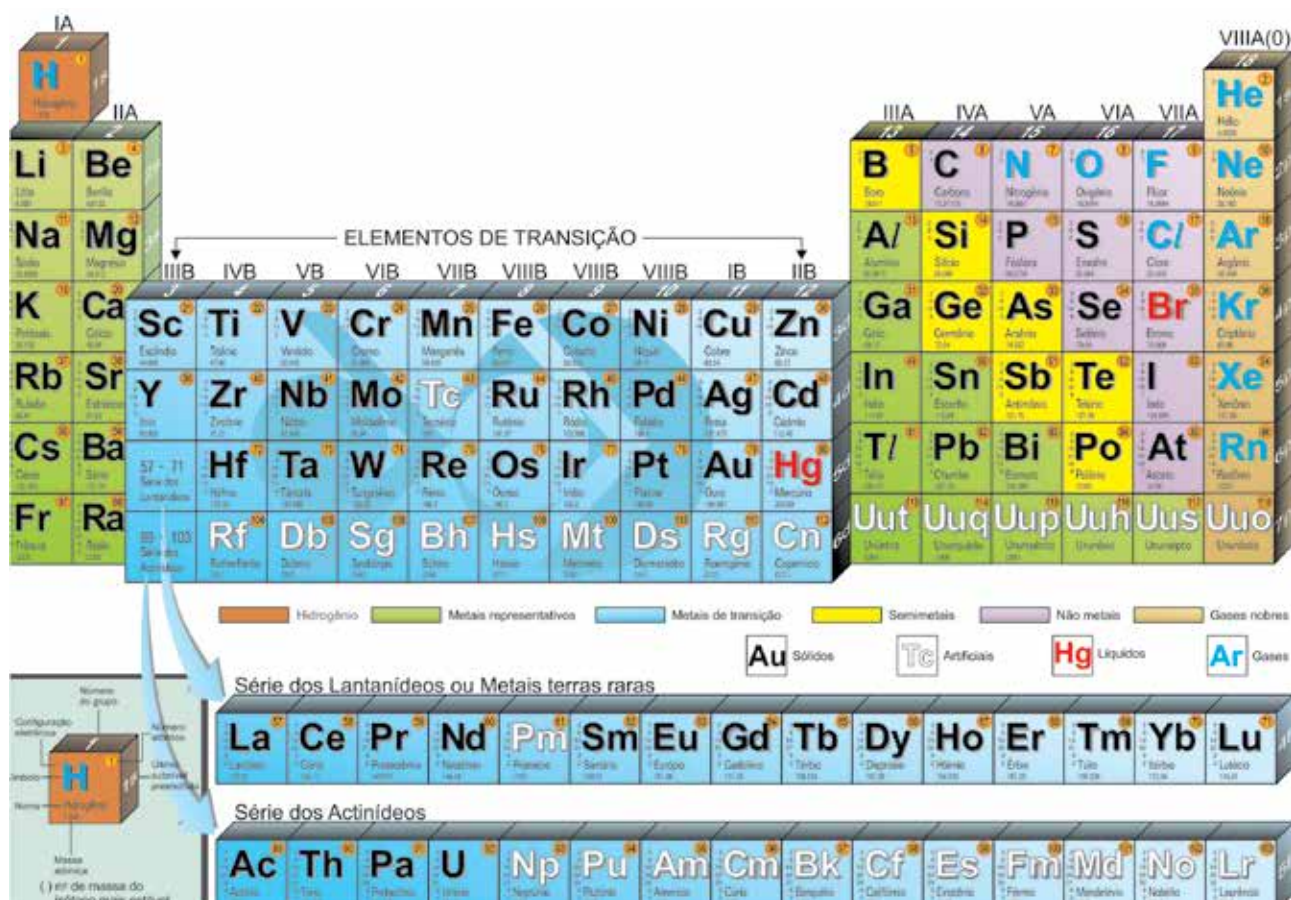


Figura 6 - Tabela periódica atual





## Lembrete

Cada tabela periódica traz uma legenda. Esta deve ser sempre consultada, pois não existe nenhuma determinação no que se refere à padronização da posição do número atômico, número de massa, nome do elemento etc.

## 2.2 Classificação dos elementos químicos pela configuração eletrônica

### 2.2.1 Elementos representativos ou pertencentes ao subgrupo A

É todo elemento que possui seu elétron mais energético num subnível s ou p.

São considerados elementos representativos os elementos presentes nas seguintes colunas ou famílias: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18.



## Observação

Algumas tabelas antigas aparecem com numeração em romano, de I a VIII e com a letra A na frente.

São participantes dessa classe as seguintes famílias:

- família dos metais alcalinos (com exceção do hidrogênio) (IA ou 1);
- família dos metais alcalinos terrosos (IIA ou 2);
- família do boro (IIIA ou 13);
- família do carbono (IVA ou 14);
- família do nitrogênio (VA ou 15);
- família dos calcogênios (VIA ou 16);
- família dos halogênios (VIIA ou 17);
- família dos gases nobres (VIIIA ou 18).

A distribuição eletrônica desses elementos fica da seguinte forma:

**Tabela 7**

Família	Elétrons de valência	Distribuição em subnível
IA	1	$ns^1$
IIA	2	$ns^2$
IIIA	3	$ns^2 np^1$
IVA	4	$ns^2 np^2$
VA	5	$ns^2 np^3$
VIA	6	$ns^2 np^4$
VIIA	7	$ns^2 np^5$
VIIIA	8	$ns^2 np^6$

Fonte: Feltre (2004).

Exemplo: Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



elemento representativo da família IA e 3º período

## 2.2.2 Elementos de transição ou pertencente ao subgrupo B

Elementos (ou metais) de transição estão dispostos nas colunas verticais de números, que são: 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 e 12. Possuem seus elétrons mais energéticos num subnível d.

Exemplo: ferro (Fe)  $Z = 26 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Elementos (ou metais) de transição interna pertencem às séries dos lantanídeos e dos actinídeos. Possuem seu elétron mais energético num subnível f.

Exemplo: La ( $Z=57$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1$

Em resumo, segue a localização dos elementos em função do subnível mais energético.

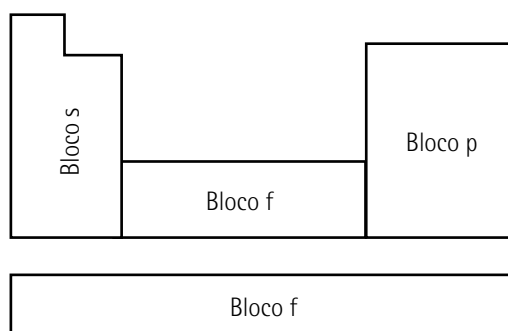


Figura 7



## Lembrete

Para um elemento representativo, a soma de elétrons da camada de valência indica o número da família à qual o elemento pertence. Essa regra não se aplica aos elementos de transição.

## 2.3 Classificação dos elementos

De acordo com algumas propriedades, podemos classificar os elementos químicos em: metais, não metais ou ametais, gases nobres, semimetais e hidrogênio.

### 2.3.1 Metais

São elementos com forte tendência em ceder elétrons e, portanto, formar cátions.

As principais propriedades físicas são:

- nas condições ambientes, são sólidos, com exceção do mercúrio (Hg), que é líquido;
- são bons condutores de calor e eletricidade;
- apresentam o chamado brilho metálico e cor característica;
- são maleáveis, isto é, podem ser transformados em lâminas;
- são dúcteis, isto é, podem ser transformado em fios.



## Observação

Os metais representam aproximadamente dois terços da tabela periódica.

### 2.3.2 Ametais ou não metais

São elementos com grande tendência a atrair elétrons e, portanto, a formar ânions.

As principais propriedades físicas dos ametais são:

- nas condições ambientes apresentam-se nos seguintes estados físicos:
  - sólido: C, P, S, Se, I;
  - líquido: Br;
  - gasoso: F, O, N, Cl.

- são maus condutores de calor e eletricidade, por isso podem ser utilizados como isolantes;
- não apresentam brilho.

## Observação

O astato é um elemento radioativo e pouco se sabe sobre as suas propriedades. Alguns cientistas o classificam como semimetal.

### 2.3.3 Semimetais ou metaloides

São elementos que apresentam propriedades intermediárias entre os metais e os ametais. Por isso, ao se combinarem com outros elementos, podem se comportar como metais ou ametais. São sete elementos sólidos em temperatura ambiente, e o mais utilizado é o silício, empregado na construção de semicondutores. Eles podem ceder ou atrair elétrons, conforme a situação em que se encontram.

Embora se verifique uma tendência ao abandono do conceito de semimetal (metaloide), tanto a União Internacional da Química Pura e Aplicada como a Sociedade Brasileira de Química não os separam nas suas tabelas periódicas dos elementos e continuam a ser publicados muitos trabalhos sobre semimetais, dado que têm algumas especificidades com aplicações, por exemplo, no fabrico de semicondutores. No grupo dos semimetais, geralmente são incluídos os seguintes elementos químicos: boro (grupo 13), silício e germânio (grupo 14), arsênio e antimônio (grupo 15) e telúrio (grupo 16), sendo, por vezes, a designação alargada ao polônio (grupo 16) e ao ástato (grupo 17). Caracterizam-se por terem propriedades físicas e/ou químicas de metais e de não metais. Note que o ástato apresenta propriedades dos semimetais, embora pertença ao grupo dos halogêneos.

Grupo →	13	14	15	16	17
P e r i o d o ↓	2	B			
3		Si			
4		Ge	As		
5			Sb	Te	
6				Po	At

Figura 8

### 2.3.4 Gases nobres

São elementos que possuem oito elétrons em sua camada de valência (exceto o He, que possui 2). São gasosos em condições ambientes e têm como principal característica a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinarem com outros elementos. Agrupam-se na última coluna da tabela periódica.

## 2.3.5 Hidrogênio

É um elemento atípico, totalmente diferente dos demais. É o menor e o mais leve dos átomos, possuindo a propriedade de se combinar com metais, ametais e semimetais. Seu comportamento químico é particular e será sempre estudado à parte.

## 2.4 Propriedades periódicas dos elementos

As propriedades periódicas são tendências ou características que alguns elementos químicos seguem e que marcam sua localização na tabela periódica. Tais propriedades são alteradas de acordo com o número atômico desses elementos. As principais delas são: raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, eletropositividade, potencial de ionização, ponto de fusão e de ebulição.

### 2.4.1 Raio atômico

Refere-se ao tamanho do átomo.

Define-se raio atômico como a metade da distância internuclear nas moléculas ou cristais das substâncias simples correspondentes.

Há duas forças simultâneas influenciando o raio atômico do elemento, a repulsão entre os elétrons e a atração núcleo-elétron.

Num subgrupo, quando se aumenta o número atômico, aumenta-se o número de camadas eletrônicas. O raio atômico aumenta porque o aumento do número de camadas predomina sobre o aumento da carga do núcleo.

Exemplo:

Entre o Na e o K, o K possui maior raio, pois possui uma eletrosfera maior.

Num período, o número de camadas é constante e a adição sucessiva de um novo elétron faz diminuir o raio atômico. Nesse caso, prevalece a atração núcleo-elétrons. Portanto, o átomo será tanto menor quanto maior for o número atômico.

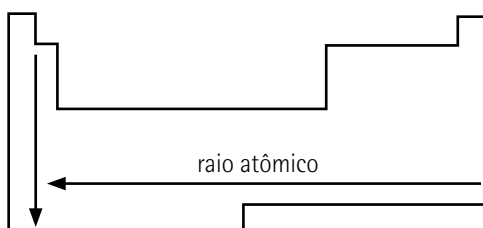


Figura 9

## 2.4.2 Energia de ionização

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo no estado gasoso. O tamanho do átomo interfere na sua energia de ionização. Se o átomo for grande, esta será menor. Os gases nobres apresentam-na elevada.

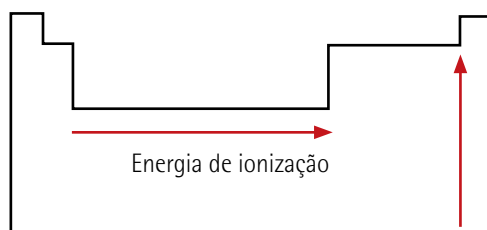


Figura 10

Em uma mesma família, a energia aumenta de baixo para cima; em um mesmo período, a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita.

## 2.4.3 Afinidade eletrônica

É a energia liberada quando um átomo no estado gasoso (isolado) recebe um elétron na sua camada mais externa. Essa energia mostra a força com que o núcleo do átomo atrai o elétron recebido.

Quanto menor o raio, maior a sua afinidade eletrônica, em uma família ou período.

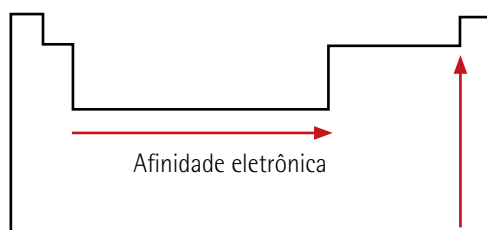


Figura 11

Nos grupos, a afinidade eletrônica aumenta de baixo para cima e nos períodos, aumenta da esquerda para direita.

### Observação

Nos gases nobres, a afinidade eletrônica não é significativa, porém, como a adição de um elétron a qualquer elemento causa liberação de energia, a afinidade eletrônica dos gases nobres não é igual a zero.

## 2.4.4 Eletronegatividade

É a tendência que os átomos possuem de receber elétrons no seu nível mais externo, na formação de uma ligação com outros átomos.

Ela é chamada de caráter não metálico, porque é na região da tabela onde ela é maior que se encontram os ametais.

Nos períodos, a eletronegatividade aumenta da esquerda para a direita (aumento do Z) e nas famílias, aumenta de baixo para cima.

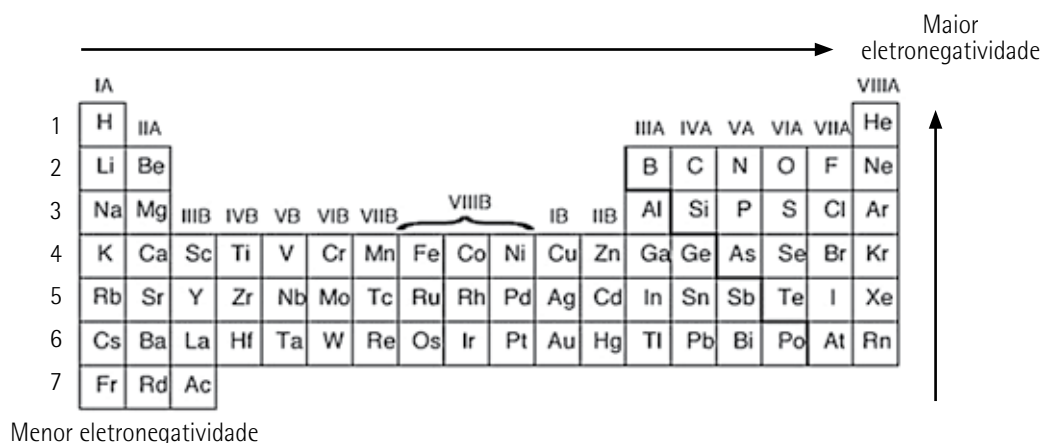


Figura 12

O elemento mais eletronegativo da tabela periódica é o flúor.

Exemplo:

F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > ..... > H ..... Metais



Aumento da eletronegatividade

## 2.4.5 Eletropositividade

Ao contrário da eletronegatividade (de caráter não metálico), está a eletropositividade. Sua variação é inversa à da eletronegatividade. O frâncio é o elemento de maior caráter metálico. Nos grupos, o caráter metálico aumenta de cima para baixo. Nos períodos, aumenta da direita para a esquerda.

	IA																				VIIIA
1	H	IIA													III A	IV A	V A	VIA	VII A		He
2	Li	Be													B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	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				Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
7	Fr	Rd	Ac																		

Menor eletropositividade

Maior eletropositividade

Figura 13

## 2.4.6 Pontos de fusão e ebulição

Ponto de fusão (PF) é a temperatura na qual o sólido se transforma em líquido a uma determinada pressão.

Ponto de ebulição (PE) é a temperatura na qual o líquido se transforma em vapor a uma determinada pressão.

À exceção dos metais alcalinos e alcalino-terrosos, o ponto de fusão e o ponto de ebulição crescem das extremidades para o centro, em um período e de cima para baixo num grupo.

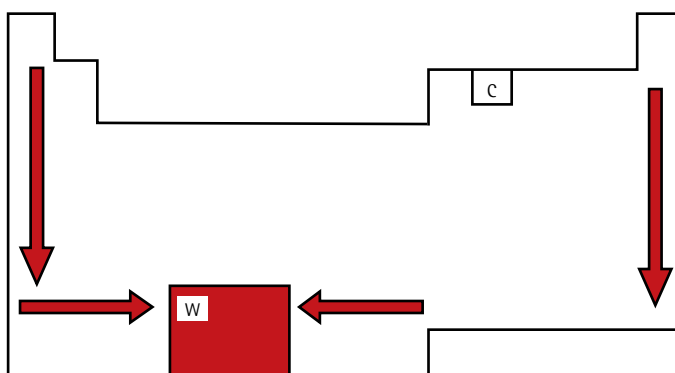


Figura 14 - Variação dos pontos de fusão e ebulição nas famílias e períodos na tabela periódica

### Observação

O tungstênio (W) é o metal de maior ponto de fusão (3.422°C), o que justifica sua utilização no filamento das lâmpadas comuns.





## Saiba mais

Para saber mais sobre a evolução da tabela periódica e de seus colaboradores, acesse:

<<http://www.agracadaquimica.com.br/quimica/arealegal/outros/275.pdf>>.



## Resumo

John Dalton desenvolveu a teoria atômica. Para ele, o átomo é a menor partícula da matéria que participa de uma reação química. A estrutura atômica moderna é baseada no experimento de dispersão das partículas alfa de Rutherford. Esse experimento provou que o átomo é amplamente vazio e tem um corpo altamente carregado positivamente no centro. Para Rutherford, o átomo é constituído de duas partes: o núcleo e a parte extranuclear. O átomo é composto por três partículas fundamentais: prótons (com carga positiva); nêutrons (partículas neutras) e elétrons (com carga negativa).

Os elétrons foram descobertos durante os experimentos do raio catodo por J. J. Thomson. Os prótons foram descobertos durante experimentos com raio anodo por E. Goldstein, e os nêutrons foram descobertos por James Chadwick.

Número atômico é o número de prótons no núcleo de um átomo. Ele é representado pela letra Z. Número de massa (A) é a soma do número de prótons e nêutrons no núcleo.

Átomos isóbaros são diferentes elementos químicos, mas de massa igual. Isótopos são do mesmo elemento químico, porém têm número de massa diferente. Isótonos são de diferentes elementos químicos e têm diferentes números de massa, mas têm números de nêutrons iguais. Ou seja:

**Tabela 8**

	Prótons	Massa	Nêutrons
Isótopos	=	≠	≠
Isótopos	≠	=	≠
Isótopos	≠	≠	=

Isoeletrônicos são espécies químicas que possuem o mesmo número de elétrons.

Substância pura é todo material com as seguintes características: unidades estruturais (moléculas, conjuntos iônicos) quimicamente iguais entre si; composição fixa, ou seja, de propriedades fixas como: densidade, ponto de fusão e de ebulição etc.; a temperatura se mantém inalterada desde o início até o fim de todas as suas mudanças de estado físico (fusão, ebulição, solidificação etc.) e pode ser representada por uma fórmula.

A substância pura pode ser pura simples, se formada por um único elemento (exemplo:  $O_2$ ) e pura composta, se formada por mais de um elemento químico (exemplo: HCl). As substâncias compostas ou compostos químicos são formadas por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes. Estes podem ser decompostos em outras substâncias mais simples ou compostas.

Foi visto que o átomo apresenta duas partes: o núcleo e a eletrosfera. A eletrosfera está subdividida em camadas eletrônicas, designadas K, L, M, N, O, P, Q. Cada camada, por sua vez, está subdividida em subcamadas designadas subníveis de energia (s, p, d, f), e estes, por sua vez, estão subdivididos em orbitais, que são as regiões do espaço onde é máxima a probabilidade de encontrar um elétron. Em cada orbital pode haver no máximo dois elétrons com *spins* opostos e, conseqüentemente, em cada camada, subnível e orbital, há um número máximo de elétrons permitido. De acordo com Linus Pauling, os elétrons devem ser distribuídos ao longo da eletrosfera, obedecendo a uma ordem energética. Para isso, propôs um diagrama. Essa distribuição nos permite identificar o elétron mais energético e o mais externo que se localiza na chamada camada de valência. Esses elétrons são os que efetivamente participam das reações químicas. Uma vez conhecida a distribuição eletrônica, torna-se mais fácil o entendimento da tabela periódica.

Atualmente, são conhecidos 118 elementos químicos, naturais e sintéticos, dispostos em ordem crescente de número atômico. Esses elementos estão organizados em 18 colunas, que também podem ser subdivididas em dois grupos, A e B. Aqueles pertencentes ao grupo A são chamados elementos representativos, e, ao grupo B, de transição, interna e externa. Pela distribuição eletrônica, é possível deduzir a localização do elemento na tabela periódica. Os elementos, cuja distribuição eletrônica apresenta o elétron mais energético (último a ser colocado no diagrama), no subnível s e p, são chamados representativos e os que terminam em d e f, de transição. As colunas que contêm os elementos representativos (1, 2, 13 a 18) são chamadas também de famílias, e cada família tem um nome.

As propriedades periódicas dos elementos químicos são as características inerentes a esses elementos, que variam de acordo com sua posição na tabela periódica, ou seja, com o número atômico.

As propriedades periódicas mais importantes são: eletronegatividade, eletropositividade, raio atômico, afinidade eletrônica, potencial de ionização, densidade atômica, volume atômico, temperatura de fusão e temperatura de ebulição. As quatro últimas propriedades muitas vezes são consideradas aperiódicas, por apresentarem certo desordenamento: o volume atômico cresce, no período, do centro para as extremidades; as temperaturas de fusão e ebulição crescem com o raio atômico nas famílias da esquerda (1A e 2A) e decrescem nas da direita (gases nobres e halogênios).



## Exercícios

**Questão 1.** Segundo dados experimentais, o oxigênio do ar que respiramos tem exatos 99,759% de  ${}^8_8\text{O}^{16}$ , 0,037% de átomos de  ${}^8_8\text{O}^{17}$  e 0,204% de  ${}^8_8\text{O}^{18}$ . Diante dessa constatação, pode-se afirmar que essas três fórmulas naturais do oxigênio constituem átomos que, entre si, são:

- A) Alótropos.
- B) Isóbaros.
- C) Isótonos.
- D) Isótopos.
- E) Isômeros.

Resposta correta: alternativa D.

### Análise das alternativas

A) Alternativa incorreta.

Justificativa: alotropia é um fenômeno no qual um mesmo elemento químico pode dar origem a duas substâncias químicas diferentes.

B) Alternativa incorreta.

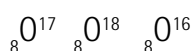
Justificativa: isóbaros são átomos com o mesmo número de massa. A massa desses oxigênios são, respectivamente, 16 e 17.

C) Alternativa incorreta.

Justificativa: isótonos são átomos com o mesmo número de nêutrons. Note que o oxigênio 16 tem 8 nêutrons e o oxigênio 17 tem 9 nêutros

D) Alternativa correta.

Justificativa: podemos observar que esses elementos apresentam o mesmo número atômico, portanto são elementos isótopos entre si.



E) Alternativa incorreta.

Justificativa: isômeros são substâncias que apresentam a mesma fórmula molecular, e nesse exercício não temos substâncias, mas, sim, elementos químicos.

**Questão 2.** Em qual das sequencias a seguir estão representados: um elemento, uma substância simples e uma substância composta, respectivamente:

A)  $\text{H}_2$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{O}_2$ .

B)  $\text{H}_2$ ;  $\text{HI}$ ;  $\text{He}$ .

C)  $\text{Cl}$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{HF}$ .

D)  $\text{H}_2$ ;  $\text{Ar}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ .

E)  $\text{CO}_2$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{H}_2$ .

Resposta correta: alternativa C.

### Análise das alternativas

A) Alternativa incorreta.

Justificativa: como são substâncias formadas por átomos iguais, têm-se apenas substâncias simples.

B) Alternativa incorreta.

Justificativa: têm-se, respectivamente, substância simples e substância composta devido à presença do hidrogênio e do iodo e uma substância simples monoatômica.

C) Alternativa correta.

Justificativa: o cloro é um elemento químico presente na família 17 da tabela periódica, logo é um halogênio. O gás nitrogênio é uma substância simples, pois sua fórmula contém apenas átomos do mesmo elemento, ou seja, o nitrogênio. O HF, fluoreto de hidrogênio, é uma substância composta, em sua fórmula temos dois elementos diferentes, o H e o F.

D) Alternativa incorreta.

Justificativa: têm-se, respectivamente, substância simples, substância simples e substância composta.

E) Alternativa incorreta.

Justificativa: têm-se, respectivamente, substância composta, substância simples e substância simples.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

# Unidade II

## 3 LIGAÇÕES INTERATÔMICAS

### 3.1 Estrutura de Lewis e regra do octeto

Os cientistas observaram que os gases nobres eram encontrados na natureza, de forma isolada. Ao estudarem a configuração eletrônica deles, perceberam que estes apresentavam oito elétrons na camada de valência, com exceção do hélio, que apresentava dois.

A partir dessa observação, surge a regra do octeto: os átomos ligam-se em busca de estabilidade, o que é alcançado com dois ou oito elétrons na camada de valência. Vale dizer que, no entanto, há exceção para essa regra.

Para ficarem estáveis, os átomos podem:

- doar ou receber elétrons;
- compartilhar elétrons.

Em função disso, podemos classificar as ligações químicas como:

- ligação iônica;
- ligação metálica;
- ligação covalente.



#### Saiba mais

Experimentalmente, foi verificado que certos elementos se comportam de modo diverso da regra do octeto. Para conhecer essas exceções, leia:

CHANG, Raymond. Exceções à regra do octeto. In: *Química*. 5. ed. Portugal: Mc Graw Hill, 1994.

### 3.2 Ligação iônica

Em uma ligação iônica, o átomo perde definitivamente o elétron e torna-se um cátion e o outro ganha esse elétron, tornando-se um ânion. As forças eletrostáticas atraem as partículas com cargas

elétricas opostas. Os metais apresentam baixo potencial de ionização, ou seja, doam elétrons facilmente, enquanto os ametais apresentam alta afinidade eletrônica.

A ligação iônica se dá entre:

- metal e ametal;
- metal e hidrogênio.



## Observação

Qualquer partícula ou objetos que possuam cargas opostas tendem a atrair uns aos outros. Isso é conhecido como Lei de Coulumb e as forças são denominadas eletrostáticas ou coulômbicas (RUSSELL, 1994).

Os metais que estabelecem ligação iônica apresentam 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência, e os ametais, 5, 6 ou 7 elétrons na camada de valência.



## Lembrete

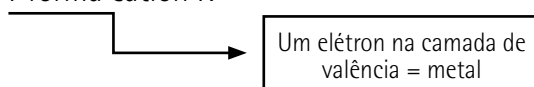
Camada de valência é a camada mais externa do átomo.

Exemplo da ligação iônica utilizando a representação de Lewis entre o cloro e o potássio:

- distribuição eletrônica em camadas:

– potássio (K):  $Z = 19$

$K = 2, L = 8, M = 8, N = 1$  forma cátion  $K^{1+}$

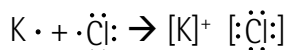


– cloro (Cl):  $Z = 17$

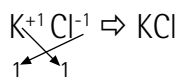
$K = 2, L = 8, M = 7$  forma o ânion  $Cl^{1-}$



- representação (Lewis):



- fórmula do composto iônico:

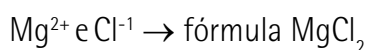
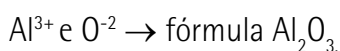


### Lembrete

Para obter a fórmula do composto iônico, basta colocar o cátion antes do ânion e cruzar as cargas. Estas, sem o sinal, passam a ser os índices na substância formada.

Exemplo:

A ligação formada entre:



### Observação

Note que, quando o índice é 1, não o escrevemos na fórmula.

Características das substâncias iônicas:

- toda substância iônica é sólida e forma um retículo cristalino nas condições ambientes;
- os pontos de fusão (PF) e de ebulição (PE) são bem altos;
- as substâncias iônicas conduzem corrente elétrica quando fundidas ou dissolvidas em água.

Composto iônico é o nome dado às estruturas cujos átomos estão unidos por meio de ligação iônica. Além disso, você deve saber que:

- As cargas elétricas que aparecem nos íons são as valências desses íons e, como vêm acompanhadas de sinais positivos ou negativos, são denominadas de eletrovalência.
- As fórmulas químicas que envolvem íons são muitas vezes chamadas de fórmulas moleculares, embora o modo mais correto e menos usado seja chamá-las de fórmulas-íon.
- Quanto mais distantes entre si localizam-se os elementos na tabela periódica, maior a tendência da ligação iônica entre eles, pois apresentarão valores de eletronegatividade bem diferentes.



## 3.3 Ligação covalente

Foi visto que, quando um átomo possui uma energia de ionização baixa e outro apresenta alta afinidade eletrônica, um ou mais elétrons podem se transferir de um para o outro, para formar uma ligação iônica.

A ligação covalente ocorre, por outro lado, quando dois átomos têm a mesma tendência para ganhar ou perder elétrons. Sob essas condições, a transferência total de um elétron não acontece. Em vez disso, os elétrons ficam compartilhados entre os átomos.

Na ligação covalente, há um compartilhamento de elétrons.

Compostos formados por ligação covalente podem ser representados por três fórmulas:

- molecular: aquela que indica o número de cada átomo na molécula;
- eletrônica de Lewis: coloca-se em torno do átomo, de forma simétrica, os elétrons da camada de valência de cada átomo da molécula;
- estrutural plana: cada par de elétrons compartilhado representa-se por uma traço.

A ligação covalente ocorre entre:

- ametal e ametal;
- ametal e hidrogênio;
- hidrogênio e hidrogênio.



Os ametais que estabelecem a ligação covalente possuem 4, 5, 6, ou 7 elétrons na camada de valência.

Exemplo da ligação covalente utilizando a representação de Lewis e a fórmula estrutural:

- $H_2$ ,  $H_2O$ .

$H (Z=1): K=1 \longrightarrow$  Hidrogênio

$O (Z=16): K=2, L=8 \text{ e } M=6 \longrightarrow$  6 elétrons na camada de valência= ametal

- representação de Lewis:



Figura 15

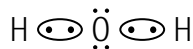


Figura 16



### Lembrete

O hidrogênio torna-se estável ao adquirir configuração do gás nobre hélio, ou seja, com dois elétrons na camada de valência.

- representação estrutural:

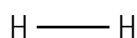


Figura 17

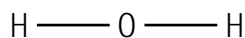


Figura 18

A ligação covalente pode ser classificada em:

- simples: se houver um par compartilhado.

Exemplo: H - H

- dupla: se houver dois pares sendo compartilhados.

Exemplo: O = C = O

- tripla: se houver três pares de elétrons sendo compartilhados.

Exemplo: H - C  $\equiv$  C - H

### 3.3.1 Ligação covalente dativa

Também recebe o nome de ligação covalente coordenada; é representada por um pequeno vetor (seta) e ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto completo e outro necessita adquirir dois elétrons para completá-lo. Essa ligação obedece à teoria do octeto: os átomos se unem tentando adquirir oito elétrons na camada de valência, ou seja, a configuração eletrônica dos gases nobres.

Dessa forma, um átomo que já atingiu a estabilidade eletrônica se une a outro que necessita de elétrons para completar a camada de valência.

Um exemplo dessa ligação é quando um átomo de enxofre (S) se liga a dois de oxigênio (O) para formar o dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ).



## Lembrete

O oxigênio e o enxofre pertencem à família VIA da tabela periódica, logo, possuem seis elétrons na camada de valência.

No exemplo a seguir, verifica-se que o átomo de oxigênio da direita compartilha dois elétrons com o enxofre, ficando ambos estáveis com oito elétrons compartilhados. Entretanto, o oxigênio da direita não poderia mais compartilhar com o enxofre, pois passaria então a ficar com dez elétrons na camada de valência. É aí que o enxofre "empresta" dois elétrons ao oxigênio, que não "empresta" nenhum. Chamamos esse tipo de compartilhamento de coordenada ou dativa.

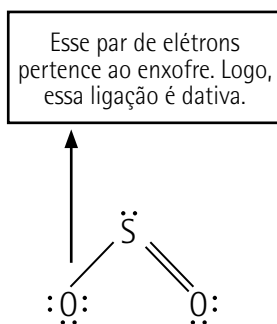


Figura 19



## Observação

Para efeito didático, costuma-se exemplificar a ligação covalente dativa com uma seta ( $\rightarrow$ ), mas na realidade isso não existe. A seta aparece situada na parte do átomo que contribui com o par eletrônico para aquele que o está utilizando. Ela surge quando um dos átomos participantes esgotou todas as ligações covalentes possíveis, mas ainda existem átomos que não completaram o octeto.

No exemplo do  $\text{SO}_2$ , teríamos:

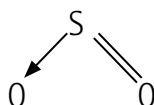


Figura 20

Características dos compostos covalentes

- apresentam baixos pontos de fusão e ebulição;
- à temperatura ambiente, podem apresentar-se nos estados: sólido, líquido ou gasoso;
- não são bons condutores de corrente elétrica em solução aquosa. Entretanto, alguns ácidos fortes, por exemplo, em meio aquoso sofrem ionização (formação de íons), tornando a solução condutora de corrente elétrica.

### 3.4 Polaridade da ligação covalente

#### 3.4.1 Ligação covalente apolar

É aquela em que não há diferença de eletronegatividade entre átomos. Nesse tipo de ligação, o par de elétrons é igualmente compartilhado.

Exemplo:

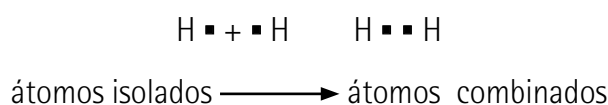


Figura 21

Por meio do compartilhamento de elétrons entre os dois átomos de hidrogênio, cada um adquiriu a estabilidade, ou seja, dois elétrons, pois o par de elétrons pertence simultaneamente aos dois átomos.

Nessa ligação, o par de elétrons situa-se bem no meio, entre os núcleos de hidrogênio.

O par eletrônico não tem tendência a deslocar-se para um lado ou outro, pois a atração que os núcleos exercem sobre os elétrons tem a mesma intensidade (ou seja, os átomos apresentam a mesma eletronegatividade).

#### 3.4.2 Ligação covalente polar

É estabelecida entre átomos com diferença de eletronegatividade. O compartilhamento de elétrons é tal que o átomo mais eletronegativo fica com maior densidade eletrônica e o menos eletronegativo, com menor densidade eletrônica. Ocorre um deslocamento de carga elétrica na molécula, originando a formação de um dipolo.



## Lembrete

Lembre-se da fila de eletronegatividade vista nas propriedades da tabela periódica. O cloro é muito mais eletronegativo do que o hidrogênio.

F > O > N > Cl > Br > I > S > C > H..... Metais

Exemplos:

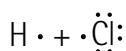


Figura 22 - Átomos isolados

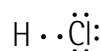


Figura 23 - Átomos combinados

O átomo de cloro, por ser mais eletronegativo, atrai mais o par eletrônico que o hidrogênio. O par de elétrons da ligação fica deslocado para o lado do cloro, e temos uma ligação covalente polar.

Representamos a formação de um dipolo por um vetor  $\vec{\mu}$ , chamado vetor momento dipolar, que é representado por uma seta no sentido do elemento mais eletronegativo.

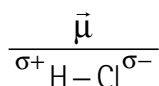


Figura 24

O sinal  $\sigma^+$  indica uma polarização positiva do H, e o sinal  $\sigma^-$ , uma polarização negativa do cloro.

Nesse exemplo, a formação da ligação covalente envolveu a participação de um par de elétrons, cada um dos átomos contribuindo com um elétron.



## Observação

Toda ligação iônica é uma ligação polar.

Moléculas diatômicas formadas por átomos iguais são sempre apolares.

Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares.

## 3.5 Ligação metálica

Denomina-se ligação metálica aquela que ocorre pela atração elétrica entre íons positivos e elétrons.

Essa ligação ocorre quando se encontram juntos átomos de um elemento metálico.

Na ligação entre átomos de um elemento metálico, ocorre liberação parcial dos elétrons mais externos, com a consequente formação de íons positivos que se agrupam numa estrutura cristalina chamada célula unitária.

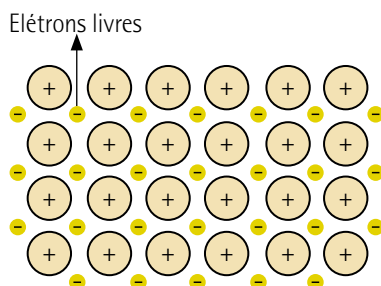


Figura 25 - Representação do sódio (Na) metálico

A capacidade de condução de eletricidade dos metais se explica pela presença dessa nuvem. A corrente elétrica é resultante do contato de elétrons livres com outros metais.

Uma amostra de metal é constituída por um número imenso de células unitárias formadas por cátions desse metal. Desse modo, a correta representação de uma substância metálica como o sódio, por exemplo, será  $\text{Na}_n$ , em que  $n$  representa um número muito grande de átomos de sódio.

Por questões de simplificação teórica, é comum a abolição do índice  $n$  na representação, indicando-se a substância metálica pelo símbolo do elemento químico, no caso do sódio, Na.

### Observação

Não há fórmula para os compostos formados pela ligação metálica.

#### Propriedades dos metais

Os elétrons que ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se moverem através do cristal são responsáveis pelas propriedades que caracterizam os metais:

- condutibilidade: são excelentes condutores de corrente elétrica e de calor;
- maleabilidade: capacidade de produzir lâminas, chapas muito finas;
- ductibilidade: capacidade de produzir fios.

Algumas propriedades apresentadas pelos metais são muito diferentes das observadas em outras substâncias. A maioria dos metais é sólida à temperatura ambiente (25°C) e apresenta cor prateada. As exceções são: o mercúrio – único metal encontrado no estado líquido, cujo brilho característico é

denominado aspecto metálico —, o cobre (Cu) e o ouro (Au), os quais apresentam, respectivamente, cor avermelhada e dourada.

### Você sabia?

O ouro é encontrado livre na natureza (ouro nativo). O ouro puro normalmente é denominado ouro 24 quilates (100% puro). Essa terminologia tem origem muito antiga e incerta.

Acredita-se que a palavra quilate derive da *carat*, nome da semente da alfarrobeira\*, que apresenta massa aproximadamente constante de 0,2 g. Pode ser que os egípcios tenham utilizado essas sementes como padrão de massa.

O ouro comumente utilizado para a produção de joias apresenta 75% em massa de ouro, sendo denominado ouro 18 quilates. Os outros 25% correspondem à prata e ao cobre.

A palavra *quilate* também é usada como medida de massa de diamantes. Um diamante de 10 quilates tem massa de 2 g.

A pirita, cuja fórmula é  $\text{FeS}_2$ , apresenta grande semelhança com o ouro: possui a mesma cor e o mesmo brilho e, por isso, é conhecida por ouro dos tolos.

Para diferenciar a pirita do ouro, podemos fazer vários testes, por exemplo:

a) verificar a passagem de corrente elétrica no estado sólido:

- ouro: conduz corrente;
- pirita: não conduz corrente.

b) morder levemente a amostra:

- ouro: é mais maleável que a grande maioria dos metais; assim, ficará com a marca dos dentes;
- pirita: é dura e quebradiça como todos os compostos iônicos; ao ser mordida, se for constituída de cristais pequenos, quebrará e formará estruturas menores com faces planas.

\* **alfarrobeira**: árvore cujo fruto é uma vagem.

Fonte: Usberco; Salvador (2002).

### 4 TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES ELETRÔNICOS DA CAMADA DE VALÊNCIA E FORMAS INTERMOLECULARES

Em 1950, os químicos Ronald J. Gillespie (1924-), canadense e Ronald Sydney Nyholm (1917-1971), australiano, propuseram um modelo denominado *Teoria da Repulsão entre os Pares de Elétrons da Camada de Valência* (RPECV) ou *Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory* – VSEPR, em inglês, que permite prever a geometria molecular. Segundo essa teoria, os elétrons da camada de valência são distribuídos, aos pares, ao redor do átomo, como se estivessem afastados em uma esfera, o máximo possível, para diminuir a repulsão. Os elétrons que participam da ligação covalente são denominados ligantes; os que não participam dela são os não ligantes. O átomo que se une a outros é denominado átomo central.

São possíveis disposições espaciais que darão origem a diferentes geometrias, mas vamos nos deter apenas à geometria linear, angular, triangular ou trigonal plana, pirâmide trigonal ou piramidal e tetraédrica.

Passos para determinação da forma de uma molécula no espaço:

1. observar e desenhar a estrutura de Lewis para a molécula;
2. contar o número de pares de elétrons ligados e isolados presentes na molécula e determinar o número estérico (soma de todos os pares solitários e ligados);
3. fazer uma disposição arranjando os pares de elétrons nos vértices de uma figura geométrica, de forma a diminuir o máximo possível a repulsão entre os pares solitários, conforme quadro adiante;
4. lembrar que átomos iguais não se ligam entre si e distribuir de maneira simétrica os átomos ao redor do átomo central.



#### Observação

Observe a maneira correta de arranjar os átomos em torno do átomo central na molécula da  $H_2O$ :

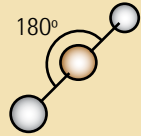
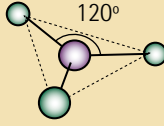
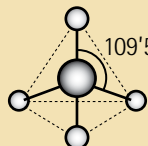
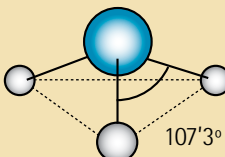
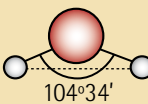
H - H - O (incorreto).

H - O - H (correto).

De acordo com a *Teoria da Repulsão entre os Pares de Elétrons da Camada de Valência*, as seguintes disposições espaciais são possíveis (dependendo do número de pares de elétrons em torno do átomo central e do número de átomos ligantes):



Tabela 9

Número total de pares	Pares Solitários	Geometria	Figura Geométrica
2	0	Linear	
3	0	Trigonal plana	
4	0	Tetraédrica	
4	1	Pirâmide trigonal ou piramidal	
4 3	2 2	Angular	

Fonte: Santos (2011).

Exemplo:

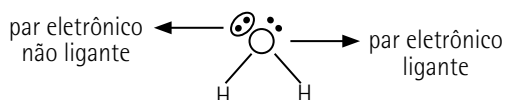
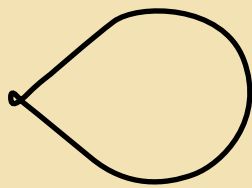


Figura 26

A molécula da água exibe dois pares ligados e dois isolados ao redor do átomo central (oxigênio). Logo, o total de pares em torno do átomo central é 4, mas apenas dois são ligantes, portanto, a geometria será angular.

É importante recordar que a geometria molecular estará determinada pela distribuição espacial dos pares de elétrons das ligações presentes e também pelos pares não ligados que estiverem em torno do átomo central, pois exercerão repulsão sobre as ligações, alterando o ângulo destas. A geometria molecular dependerá, então, da quantidade de pares eletrônicos ao redor do átomo central. Essa nuvem eletrônica pode ser de elétrons que participam de ligações (simples, duplas ou triplas) e também que não participam. Assim, temos:

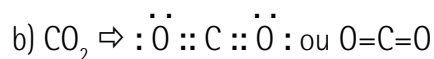
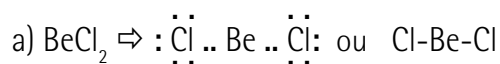
Quadro 2

Uma nuvem eletrônica pode corresponder a:	
Uma ligação simples —	
Uma ligação dupla =	
Uma ligação tripla ≡	
Um par de elétrons não ligantes ••	
1 nuvem eletrônica	

Exemplos de Geometria

- Linear:

Exemplo:



Dois pares de elétrons ao redor do átomo central (berílio e carbono), nenhum par isolado.



**Lembrete**

Lembre-se de que ligações duplas e triplas contam como um par.



**Observação**

Observe que o berílio não segue a regra do octeto.

- angular:

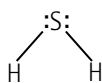


Figura 27

Quatro pares de elétrons em torno do S, dois não compartilhados.

b)  $\text{SO}_2$ ;

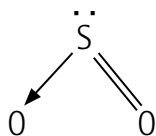


Figura 28

Observe que, em torno do S, há um par estabelecendo uma dativa, uma ligação dupla com o oxigênio e um par isolado, perfazendo três pares, mas apenas dois compartilhados, logo, a geometria é angular.

- trigonal plana ou triangular:

a)  $\text{BF}_3$ ;

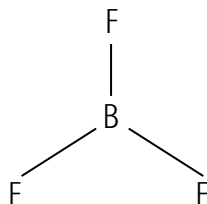


Figura 29

Três pares de elétrons em torno do boro, nenhum par isolado.

## Observação

O boro não segue a regra do octeto.

- piramidal ou pirâmide trigonal:

a)  $\text{NH}_3$ ;

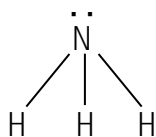


Figura 30

Quatro pares de elétrons em torno do N, um par não compartilhado.

- tetraédrica:

a) CH<sub>4</sub>:

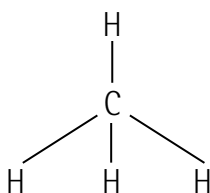


Figura 31

Quatro pares de elétrons ao redor do carbono, nenhum par não compartilhado.

### 4.1 Polaridade em moléculas

A polaridade de uma molécula pode ser determinada a partir do conhecimento da polaridade da ligação química.

Para definir a polaridade de uma ligação, determina-se o sentido do vetor no momento de dipolo ( $\vec{\mu}$ ). É importante chamar atenção para o fato de que a polaridade de uma ligação ou molécula não pode ser medida; apenas o momento de dipolo é mensurável.

Como uma entidade vetorial,  $\vec{\mu}$  é caracterizado pelo seu módulo (seu tamanho), direção e sentido (o lado para onde o vetor aponta).

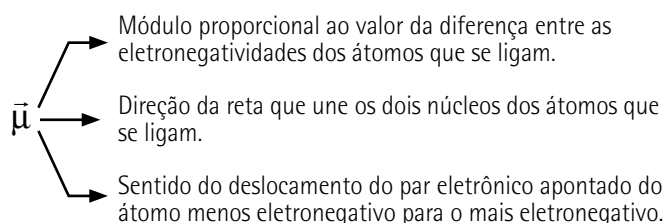


Figura 32

Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são moléculas polares, uma vez que possuem  $\vec{\mu}$  não nulo. Já as moléculas diatômicas formadas por átomos iguais, são apolares, pois exibem  $\vec{\mu} = 0$ .

Exemplo:

- H<sub>2</sub>: molécula apolar.
- HCl: molécula polar.

Moléculas formadas por mais de dois átomos podem ou não ser polares. A polaridade de moléculas tri e poliatômicas depende da soma vetorial dos vetores  $\vec{\mu}$  individuais de cada ligação.

## Observação

Essa soma vetorial só pode ser feita após a determinação da geometria molecular.

Veja alguns exemplos: as moléculas  $\text{CO}_2$  (geometria linear),  $\text{BF}_3$  (geometria triangular ou trigonal plana) e  $\text{CCl}_4$  (geometria tetraédrica) são apolares, embora sejam constituídas de ligações covalentes polares. Veja a figura a seguir. Nessas moléculas, os momentos de dipolo individuais são cancelados mutuamente, em virtude das geometrias moleculares, fazendo com que o vetor momento de dipolo resultante,  $\vec{\mu}_R$ , tenha módulo igual a zero. Uma molécula apolar é caracterizada por  $|\vec{\mu}_R| = 0$  (momento dipolar igual a zero).

Afirmar que não há momento de dipolo significa dizer que os vetores se anulam, gerando um momento dipolar resultante igual a zero.

As moléculas polares apresentam  $\mu_R$  diferente de zero (momento de dipolo resultante diferente de zero).

## 4.2 Relação entre polaridade e solubilidade

**Princípio da solubilidade:** semelhante dissolve semelhante. Logo, molécula polar tende a se dissolver em outra molécula polar, e o mesmo ocorre com moléculas apolares.

A água e etanol são substâncias polares, e a gasolina (hidrocarboneto) é apolar. Os resultados experimentais relatados há pouco permitem ilustrar uma tendência geral que se observa:

- soluto **polar** tende a se dissolver bem em solvente **polar**;
- soluto **apolar** tende a se dissolver bem em solvente **apolar**.

## 4.3 Classificação das forças intermoleculares

Quando duas moléculas se aproximam, há uma interação de seus campos magnéticos que faz surgir uma força entre elas. É o que chamamos de força intermolecular, que varia de intensidade dependendo do tipo da molécula (polar ou apolar). Essa força também assegura a existência dos estados condensados da matéria (líquido e sólido).

Em condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos, devido às forças elétricas de atração entre seus cátions e ânions. Do mesmo modo, os metais são quase todos sólidos, devido à forte união que a ligação metálica exerce sobre seus átomos. Já as substâncias

covalentes podem ser sólidas, líquidas ou gasosas. Isso prova que, entre suas moléculas, podem existir forças de atração maiores ou menores e essas forças irão interferir no estado físico das substâncias.

### Observação

A teoria cinética dos gases assume que a distância entre as moléculas é tão grande que não existe força de atração entre elas. Em estado líquido e sólido, as moléculas estão muito próximas e a força atrativa pode ser observada.

#### Ligações de hidrogênio

Esse tipo de interação ocorre quando a molécula possui hidrogênio ligado a flúor, nitrogênio ou oxigênio, que são **átomos** fortemente eletronegativos.

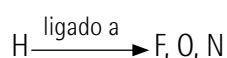


Figura 33

A ligação de hidrogênio é um exemplo extremo da ligação dipolo permanente, pois o hidrogênio de uma molécula constitui um polo positivo, que se liga a um desses átomos de flúor, oxigênio ou nitrogênio de outra molécula, que constituem o polo negativo delas.

### Observação

Normalmente, as ligações intermoleculares ocorrem com as substâncias nos estados líquido e sólido. Além disso, visto que essa é uma força de atração muito intensa, é necessária uma energia bem alta para rompê-la.

#### Van der Waals

São chamadas de forças de Van der Waals em homenagem ao físico holandês Johannes Van der Waals (1837-1923), que pesquisou e propôs a existência delas.

Podem ser:

- **forças de dipolo-dipolo** ou **dipolo permanente**: mantêm unidas moléculas polares que não se enquadram no grupo das muito polares citadas anteriormente.

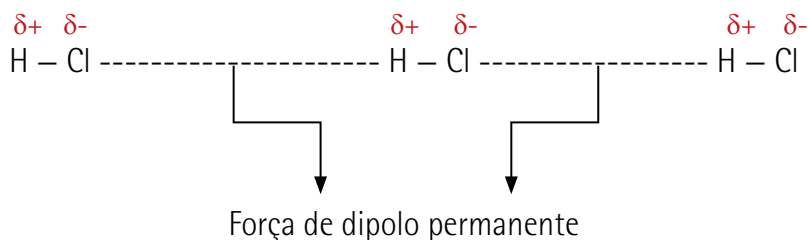


Figura 34

- **forças de dipolo induzido** ou **London**: mantêm unidas moléculas apolares. Nesse tipo de interação, ocorre o deslocamento do par de elétrons compartilhado e esse deslocamento gera polos temporários que polarizam a ligação. Por esse motivo, trata-se de forças fracas. Isso justifica o fato das substâncias mantidas por esse tipo de interação apresentarem baixo ponto de fusão e ebulição, pois as moléculas se separam com facilidade, diferentemente do que foi observado junto da água.

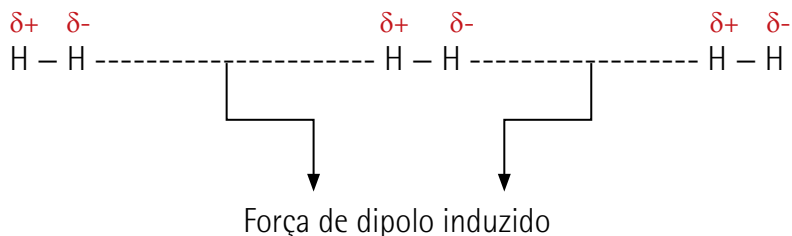


Figura 35

Essas ligações de Van der Waals são ligações de dipolos flutuantes. Elas aparecem porque, num instante qualquer, há um pouco mais de elétrons de um lado do núcleo do que do outro; os centros das cargas positivas e negativas não coincidem nesse momento, e, a partir daí, surge um dipolo fraco.



## Lembrete

Quanto mais fortes as ligações intermoleculares, maior será a energia necessária para rompê-las.

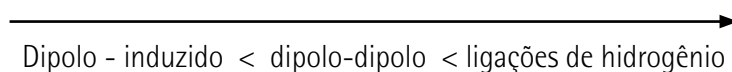


Figura 36 - Intensidade das forças intermoleculares

## 4.4 Relação entre ponto de ebulição, fusão e força intermolecular

As forças intermoleculares são responsáveis por manter a união entre as moléculas; interferem no ponto de ebulição (PE) e na solubilidade das substâncias formadas.

Ponto de ebulição (PE): quanto mais intensa for a força intermolecular presente na molécula, maior será seu PE. O tamanho da molécula também influencia no PE: quanto maior a molécula, maior sua superfície de contato e, conseqüentemente, haverá maior interação com moléculas vizinhas. Esse aspecto torna o PE maior.

Não é apenas no ponto de ebulição que as forças intermoleculares interferem, elas também influenciam na solubilidade dos compostos: moléculas apolares e polares possuem diferentes graus de dissociação. Vejamos:

- compostos polares se dissolvem em solventes polares;
- compostos apolares se dissolvem em solventes apolares.

Isso explica porque substâncias oleosas não se dissolvem na água. Vamos dar um exemplo: óleo de cozinha é um composto apolar, e a água é polar. De acordo com as duas regras mencionadas há pouco, compostos apolares só se dissolvem em solventes apolares e as forças intermoleculares estão diretamente relacionadas com a polaridade das moléculas.

Princípio da solubilidade: semelhante dissolve semelhante.

Para termos ideia da influência da força intermolecular e do ponto de ebulição, vejamos a figura a seguir:

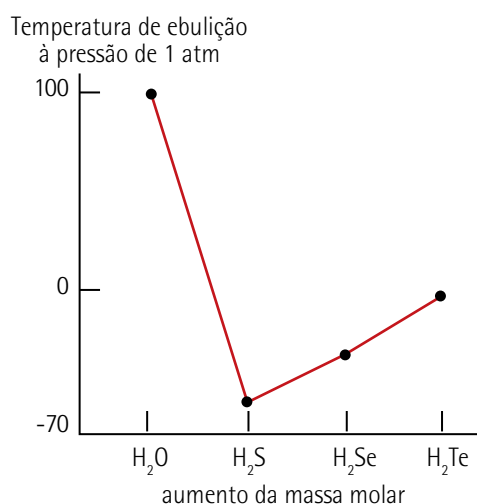


Figura 37

A água tem comportamento excepcional quando comparada aos pontos de ebulição de substâncias moleculares semelhantes.

Como a água apresenta a menor massa molar dentre os compostos semelhantes do grupo A da tabela periódica, é de se esperar que apresente o menor ponto de ebulição.





## Saiba mais

Em 1960, o alemão Uwe Hiller sugeriu um tipo de força atrativa entre as moléculas da parede e as moléculas da pata da lagartixa.

Para saber mais, acesse:

<<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/por-que-a-lagartixa-nao-cai-quando-anda-pelas-paredes>>.



## Observação

As forças intermoleculares têm origem eletrônica: surgem de uma atração eletrostática entre nuvens de elétrons e núcleos atômicos. São fracas se comparadas às ligações covalentes ou iônicas (ligações interatômicas).



## Resumo

Vimos nesta unidade que os átomos ligam-se em busca de estabilidade, o que é adquirido quando eles assumem configuração eletrônica de gás nobre. A regra do octeto é a afirmação da estabilidade da configuração da camada de valência com  $ns^2 np^6$ . Átomos que podem chegar a essa configuração por adição e perda de alguns poucos elétrons tendem a fazê-lo, isto é, a completar o octeto. Há, entretanto, várias exceções. É muito comum que os elementos de transição "violem" a regra do octeto, que é mais comumente obedecida por átomos de elementos representativos, dos períodos 2 e 3. Contudo, mesmo entre estes, a transgressão da regra pode acontecer. As ligações estabelecidas entre os átomos são: ligação iônica, estabelecida entre metais e ametais, entre metal e o hidrogênio e a ligação covalente, estabelecida entre ametais e ametais e o hidrogênio e a ligação metálica entre metais.

As geometrias de muitas moléculas pequenas podem ser previstas por meio da Teoria da Repulsão dos Pares de Elétrons da Camada de Valência (TRPECV). Esse método é baseado na ideia de que os pares de elétrons da camada de valência tendem a orientar a si mesmos, de maneira a minimizar a repulsão intereletrônica. O uso da TRPECV envolve primeiro o encontro da geometria de menor energia, sendo, em seguida, decididos quais pares são isolados e quais, ligados. A localização dos pares compartilhados define

a geometria da molécula. A polaridade da molécula é medida pelo seu momento de dipolo. Ele depende da polaridade da ligação e da geometria da molécula.

Além das forças que mantêm os átomos unidos, existem as chamadas forças intermoleculares, que mantêm unidas as moléculas. São elas: as ligações de hidrogênio, que mantêm unidas moléculas muito polares; as forças de dipolo permanente, que mantêm unidas as moléculas menos polares e a força de dipolo induzido, que mantêm unidas moléculas apolares. As forças intermoleculares interferem na solubilidade das substâncias e nos seus pontos de fusão e ebulição. Quanto mais intensa a força, maior o ponto de fusão e de ebulição, comparando substâncias de massas molares semelhantes.



### Exercícios

**Questão 1.** A condutibilidade elétrica dos metais é explicada admitindo-se:

- A) Ruptura de ligações iônicas.
- B) Ruptura de ligações covalentes.
- C) Existência de prótons livres.
- D) Existência de elétrons livres.
- E) Existência de nêutrons livres.

Resposta correta: alternativa D.

#### Análise das alternativas

A) Alternativa incorreta.

Justificativa: para haver ligação iônica, é necessário um metal e um ametal.

B) Alternativa incorreta.

Justificativa: metais não estabelecem ligação covalente.

C) Alternativa incorreta.

Justificativa: prótons livres não existem, eles podem no máximo ser emitidos a partir de materiais radioativos na forma de partículas alfa.

D) Alternativa correta.

Justificativa: nos metais, temos a ligação metálica. Esta é caracterizada por uma nuvem eletrônica. Nela, os elétrons estão livres e se movimentam. Esse movimento ordenado dos elétrons faz com que a eletricidade seja conduzida.

E) Alternativa incorreta.

Justificativa: não existem nêutrons livres em metais.

**Questão 2.** A ligação covalente de maior polaridade ocorre entre H e átomos de:

A) F.

B) Br.

C) At.

D) Cl.

E) I.

Resposta correta: alternativa A.

### Análise das alternativas

A) Alternativa correta.

Justificativa: de acordo com a fila de eletronegatividade, o flúor é o elemento mais eletronegativo da tabela periódica. Por outro lado, o hidrogênio só perde para os metais em termos de eletronegatividade, logo, quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os elementos em uma ligação química, mais polar será essa ligação.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

# Unidade III

Bem-vindo à unidade III da disciplina de *Química Geral Inorgânica*. Você já deve ter percebido a relevância dessa disciplina para a área da saúde, uma vez que o conhecimento químico aqui discutido irá nos auxiliar na compreensão de fenômenos bioquímicos relacionados à fisiologia, patologia, toxicologia, entre outras. Nesta unidade, em particular, vamos nos aprofundar nas funções inorgânicas, bem como nas principais reações químicas relacionadas. Assim, esperamos que tenha uma boa leitura e aproveite esse conhecimento para sua melhor formação!

## 5 TEORIA ATÔMICO MOLECULAR (TAM)

Os átomos são partículas muito pequenas. Mesmo o menor grão de pó que os nossos olhos conseguem ver contém um grande quantidade de átomos. Para estabelecer a massa dos átomos numa escala conveniente, uma vez que determinar em gramas ou miligramas não seria adequado, tomou-se um padrão de medida. Por convenção internacional, um átomo do isótopo Carbono-12 tem uma massa de exatamente 12u (unidade de massa atômica). Esse átomo de carbono serve de padrão e dessa forma:

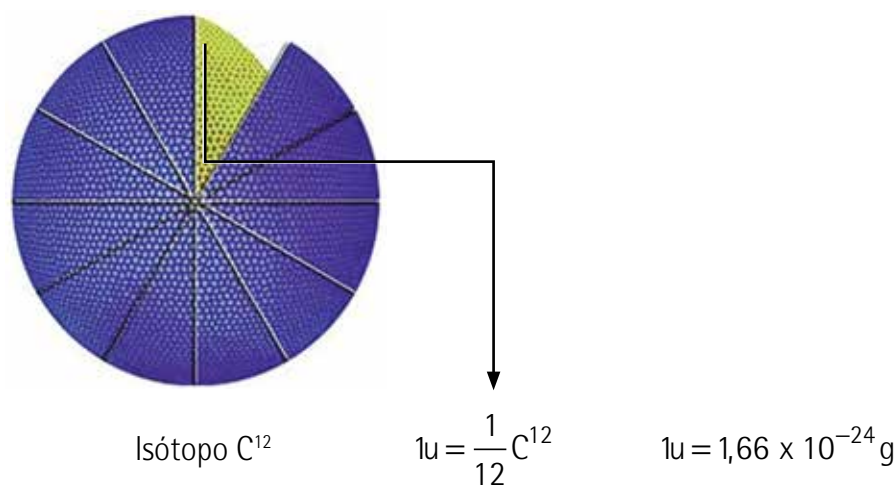


Figura 38



### Observação

A massa do próton é 1,007582 u. A do nêutron é 1,008930 u. Ambas são quase iguais a 1 u. É por isso que o número de massa de um elemento dá aproximadamente equivale à sua massa atômica.

A partir da comparação entre as massas dos átomos de todos os elementos químicos e a unidade, obtemos uma escala de massas atômicas (muitas vezes também chamadas de pesos atômicos).

Exemplos:

- A massa atômica de um átomo de prata é 107,87. Isso significa que cada átomo de prata tem massa 107,87 vezes maior do que 1/12 da massa do isótopo 12 do carbono.

## 5.1 Definições

### 5.1.1 Massa atômica (MA)

Massa atômica é o número que indica quantas vezes a massa de um átomo de um determinado elemento é mais pesada que 1u, ou seja, 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$ .

Comparando-se a massa de um átomo de determinado elemento com a unidade de massa atômica (1u), obtém-se a massa desse átomo.

Exemplo:

Vamos imaginar uma balança que tenha um átomo de hidrogênio em um dos seus pratos e que, para que fique equilibrada, no outro prato dela tenha uma unidade de massa atômica.

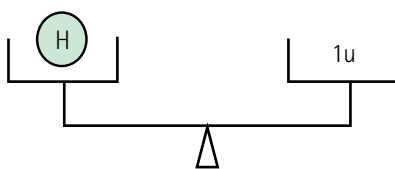


Figura 39

Logo, a massa atômica do hidrogênio é igual a 1u.

A maioria dos elementos apresenta isótopos. O cloro, por exemplo, é constituído por uma mistura de dois isótopos de massas atômicas, respectivamente, 35 e 37.

	Ocorrência
Elemento cloro	$\left. \begin{array}{l} {}^{35}_{75}\text{Cl} \rightarrow 75\% \\ {}^{37}_{75}\text{Cl} \rightarrow 25\% \end{array} \right\}$

A massa atômica do cloro é dada pela média ponderada das massas isotópicas:

$$MA_{\text{Cl}} = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35,50 \text{ u}$$

Portanto, massa atômica é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais de um elemento.

### 5.1.2 Massa molecular (MM)

A massa molecular é a massa de uma molécula expressa em u. Para obtê-la, devemos somar as massas atômicas de cada constituinte da molécula.

Massa molecular é o número que indica quantas vezes a massa de uma molécula é mais pesada que 1u, ou seja, 1/12 do átomo de  $^{12}\text{C}$ .

Exemplo:

Massas atômicas

MA H = 1 u e do O = 16 u

Logo, a massa molecular (MM) da  $\text{H}_2\text{O}$  será:

$$\text{MM H}_2\text{O} = (2 \times 1 \text{ u}) + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Portanto, a massa de uma molécula  $\text{H}_2\text{O}$  é 18 vezes mais pesada que 1/12 do átomo de carbono-12.



#### Observação

Para efeito de cálculos, alguns autores arredondam os valores das massas atômicas, pois, como já foi dito, as massas atômicas são na realidade a massa ponderada das massas de todos os isótopos de um elemento químico.

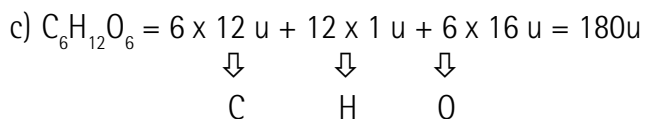
Outros exemplos:

Cálculo da massa molecular:

$$\begin{array}{l} \text{a) } \text{H}_2\text{S} = (1 \text{ u} \times 2) + 32 \text{ u} = 34 \text{ u} \\ \quad \downarrow \quad \quad \downarrow \\ \quad \text{H} \quad \quad \text{S} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{b) } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = (2 \times 56 \text{ u}) + (3 \times 32 \text{ u}) + (12 \times 16 \text{ u}) = 400 \text{ u} \\ \quad \downarrow \quad \quad \quad \downarrow \quad \quad \quad \downarrow \\ \quad \text{Fe} \quad \quad \quad \text{S} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$$

O número 3 na substância anterior, fora dos parênteses, deve multiplicar o 4 do oxigênio, por isso tem-se um total de 12 átomos de oxigênio e 3 átomos de enxofre.



## Lembrete

Consultar sempre a tabela periódica para obter os valores das massas atômicas.

## 5.2 Conceito de mol

Do latim, *mol* indica amontoamento de pedras que estão no mar. Na química, a palavra mol indica um amontoamento de partículas, como por exemplo, átomos, elétrons, moléculas e outras. Experimentalmente, um mol irá conter  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades de partículas.

### Número de Avogadro

O número  $6,02 \times 10^{23}$  é chamado de Mol.

Corresponde a 602 sextilhões de átomos, ou seja:

602 000 000 000 000 000 000 000.

Exemplos:

- um mol de moléculas contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas;
- um mol de elétrons contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  elétrons;
- um mol de grãos contém  $6,02 \cdot 10^{23}$  grãos.

## 5.3 Massa molar de um elemento

É a massa em gramas de 1 mol ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) de átomos desse elemento.

A massa molar de um elemento é numericamente igual à sua massa atômica.

Exemplos:

A partir das massas atômicas de ferro (56 u), prata (108 u) e mercúrio (200 u), temos:

- massa molar do ferro: 56 gramas/mol;

- massa molar da prata: 108 gramas/mol;
- massa molar do mercúrio: 200 gramas/mol.

Ou seja, se colocarmos exatamente 1 mol de átomos de ferro em uma balança, obtemos 56 g.

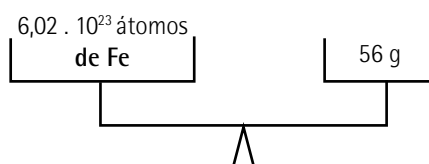


Figura 40

### 5.4 Massa molar de uma substância

É a massa em gramas de um mol de moléculas, ou seja,  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de uma substância. Ela é numericamente igual à sua massa molecular.

Primeiro, é necessário calcular a massa molecular da substância para obtermos a massa molar dela.

Exemplo:

a) MM do  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = (2 \cdot 56 \text{ u}) + (3 \cdot 32 \text{ u}) + (12 \cdot 16 \text{ u}) = 400 \text{ u}$  logo, a massa molar do  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  será 400g/mol.

b) MM da  $\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 \text{ u} + 16 = 18 \text{ u}$ , logo a massa molar da  $\text{H}_2\text{O}$  será 18 g/mol.

Isso significa dizer que, se colocarmos 1 mol de moléculas de água em uma balança, estas pesarão 18 g.

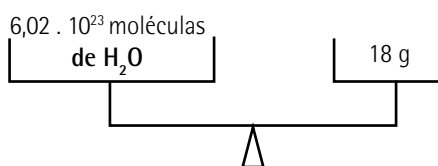


Figura 41



### Balança mais sensível do mundo consegue medir a massa de um próton

Dispositivo construído na Espanha poderá ajudar no diagnóstico de doenças.

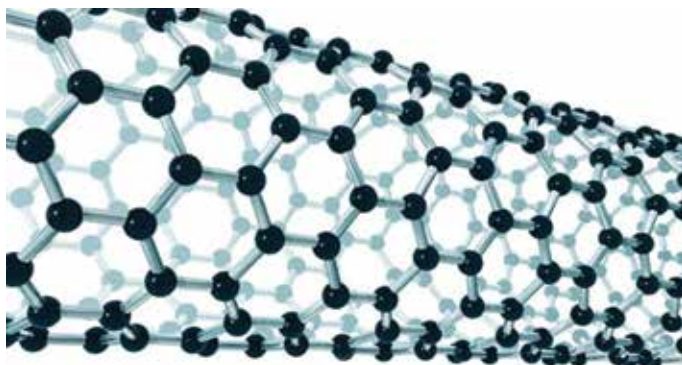


Figura 42 - A nova balança foi criada a partir de um nanotubo de carbono, um cilindro formado por átomos desse elemento milhares de vezes menos espesso que um fio de cabelo (*iStockphoto*).

Cientistas criaram a balança mais sensível do mundo, capaz de medir a massa de um único próton. O dispositivo é 60 vezes mais sensível que interações anteriores e poderá ser usado em aplicações científicas e médicas. O estudo foi publicado no periódico *Nature Nanotechnology*.

A equipe do Instituto Catalão de Nanotecnologia, na Espanha, construiu a nova balança usando um nanotubo de carbono. Essas estruturas minúsculas são basicamente um tubo de átomos de carbono. São difíceis de quebrar e possuem uma série de aplicações na nanotecnologia – a tecnologia em escala atômica –, desde a criação de materiais leves e resistentes até a condução de eletricidade, por serem melhores condutores que o cobre e a prata.

A nova balança funciona a partir de um nanotubo de carbono com 150 nanômetros de tamanho. Um nanômetro equivale a um milímetro dividido em um milhão de partes. O tubinho vibra a uma frequência de 2 giga-hertz, ou seja, 2 milhões de vezes por segundo. Quando os minúsculos objetos, como um próton, são colocados na balança, os cientistas registram mudanças nas vibrações. Com isso, é possível marcar o peso de moléculas e até partículas atômicas. Os especialistas conseguiram medir a massa de um único próton, 1,7 yoctogramas (um septilhão de um grama). A balança mais sensível até agora era capaz de medir a massa de objetos com uma sensibilidade mínima de 100 yoctogramas. Os autores do estudo explicam que ela poderia ser usada em aplicações médicas, como a avaliação de moléculas muito parecidas em que a diferença de massa entre prótons pode apontar alguma doença. Agora, os cientistas estudam formas de produzir a balança em larga escala para que outros laboratórios possam usá-la.

Fonte: Veja.com (2012).

### 5.5 Reações químicas

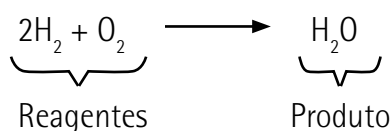
As reações químicas são transformações que alteram a composição química das substâncias.

Exemplo: queima da madeira - transforma a madeira em carvão.

Em química, substâncias que não podem ser decompostas em outras mais simples por meio de reações químicas são denominadas elementos.

#### Equação química

Uma equação química descreve o que acontece quando ocorre uma reação química. Nessas equações, utilizam-se fórmulas químicas para fornecer um quadro antes e depois das substâncias químicas envolvidas. Considere, por exemplo, a reação entre o hidrogênio e o oxigênio para produzir água. A equação química que descreve essa reação é:



As duas substâncias que aparecem à esquerda da seta são os reagentes, eles são as substâncias presentes antes da reação começar. À direita da seta, temos o produto da reação, a água.

Podemos ter mais de um produto.

A seta significa "reage para produzir". Assim, essa equação nos diz que o hidrogênio e oxigênio reagem para produzir água.

#### 5.5.1 Reações de óxido-redução (redox)

Existem diversos tipos de reações químicas. Nesse tópico daremos ênfase às reações de óxido-redução.

Um atleta é capaz de realizar esforço porque seu corpo adquire energia proveniente dos alimentos que ele consome. O metabolismo dos alimentos provém a energia de que precisamos para toda sorte de atividades, de um simples pensamento até a participação em esportes. Pode-se considerar que as reações químicas envolvidas ocorrem por transferência de elétrons (BRADY; SENESE, 2009).

Uma reação redox é caracterizada pela transferência de elétrons, em que um elemento recebe elétrons e outro perde elétrons:

- a substância que ganha elétrons diminui seu número de oxidação – processo de redução;
- a substância que perde elétrons aumenta o seu número de oxidação – processo de oxidação.

Para identificar uma reação de óxido-redução, devemos olhar para o estado de oxidação de cada elemento no lado de reagente de uma equação química em comparação com o estado do mesmo elemento da oxidação no lado do produto. Se um elemento tiver o seu número de oxidação aumentado e outro elemento tiver número de oxidação diminuído, trata-se então de uma reação de óxido-redução.

Exemplo de reação de óxido-redução:

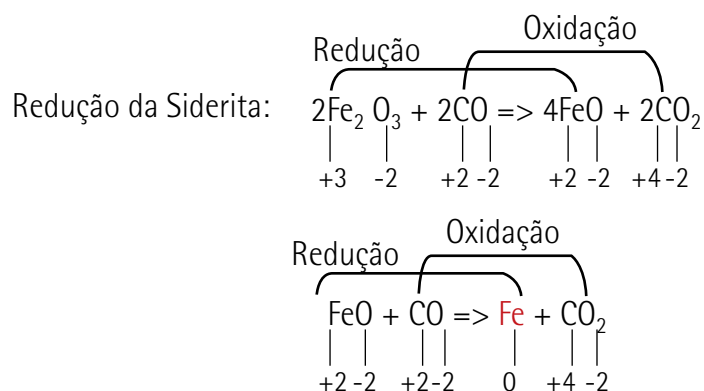


Figura 43 - Etapas de obtenção de ferro a partir do minério de ferro

Na primeira reação, o elemento que sofreu a redução foi o ferro, logo a substância  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é o agente oxidante; e o carbono sofreu oxidação, então a substância que o contém é o agente redutor.

## Observação

O agente oxidante e o agente redutor estão sempre do lado do reagente e compreendem a molécula toda. Por outro lado, quem oxida ou reduz é apenas o elemento químico.

### 5.5.2 Número de oxidação

Corresponde à carga do elemento químico, isto é, corresponde a um valor arbitrário atribuído a cada elemento químico, que indica o número de elétrons que podem ganhar, perder ou compartilhar, dependendo se a ligação é iônica ou covalente.

Para calcular o número de oxidação, é necessário observar as seguintes regras:

**Regra 1:** o número de oxidação de qualquer átomo não combinado ou de substâncias simples é zero.

Exemplos: Pt, Cu, Fe, Au,  $\text{Cl}_2$

**Regra 2:** o número de oxidação do hidrogênio é +1, exceto no caso dos hidretos, que é -1.

Exemplos:

a) HCl, ácido clorídrico.

Número de oxidação do hidrogênio: +1.

b) NaH, hidreto de sódio.

Número de oxidação de hidrogênio: -1.

Número de oxidação do sódio: +1.

**Regra 3:** o número de oxidação do oxigênio é -2, salvo peróxido, que é -1.

Exemplos:

a) CaO, óxido de cálcio.

Número de oxidação do oxigênio: -2.

Número de oxidação do cálcio: +2.

b) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, peróxido de hidrogênio.

Número de oxidação do oxigênio: -1.

Número de oxidação do hidrogênio: +1.

**Regra 4:** os metais, quando combinados, têm um número de oxidação + (positivo) e igual às suas valências.

Exemplos:

a) Ca, cálcio: valência = 2.

Número de oxidação: +2.

b) Li, lítio: valência = 1.

Número de oxidação: +1.

**Regra 5:** não metais, quando combinados, têm número de oxidação - (negativo) e igual à sua valência.

Exemplos:

a) Cl, cloro: valência = 1.

Número de oxidação: -1.

b) I, iodo: valência = 1

Número de oxidação: -1.

**Regra 6:** em compostos, o número de oxidação de flúor (F) é sempre -1.

Exemplo:

NaF, fluoreto de sódio.

Número de oxidação de flúor: -1.

Número de oxidação do sódio: +1.

**Regra 7:** em moléculas neutras, a soma dos números de oxidação de cada um dos átomos constituintes é zero.

Exemplos:

a)  $\text{Cu}_2\text{O}$ , óxido cuproso.

O número de oxidação do cobre nessa substância deve ser igual a +1; uma vez que existem dois átomos de cobre, é multiplicado o número de oxidação pelo número de átomos da molécula:  $2 \times (+1) = +2$ .

Número de oxidação do oxigênio: - 2.

$$+ 2 + - 2 = 0$$

b)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ácido sulfúrico.

Número de oxidação do hidrogênio: +1; há dois átomos =  $2 \times (+1) = +2$ .

Número de oxidação do enxofre(x): desconhecido.

Número de oxidação de oxigênio: - 2; existem átomos =  $4 \times (-2) = -8$ .

$$+2 + x - 8 = 0, \text{ logo } x = +6$$

**Regra 8:** nos íons, a soma total das cargas deve ser igual à carga do íon.

Exemplo:

$\text{PO}_4^{-3}$  fosfato.

O número de oxidação do fósforo deve ser +5 para sobrar 3 cargas negativas.

Número de oxidação do oxigênio: -2, existem 4 átomos =  $4 \times (-2) = -8$ .

A molécula tem uma carga de -3, logo a soma do número de oxidação do fósforo e do oxigênio deve ser -3.

$$+5 + -8 = -3.$$

$$-3 = -3.$$

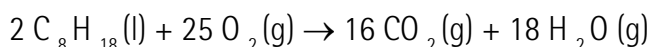


### Observação

Agentes oxidantes e redutores são importantes em aplicações industriais, sendo utilizados em processos tais como: a purificação de água, branqueamento de tecidos e de armazenamento de energia (tal como em baterias e gasolina). São cruciais em processos biológicos como: o metabolismo e a fotossíntese. Por exemplo, os organismos utilizam aceitadores de elétrons como o  $\text{NAD}^+$  para utilizar a energia a partir de reações redox, como na hidrólise de glicose:



Todas as reações de combustão são também exemplos de reações redox. A reação de combustão ocorre quando uma substância reage com o oxigênio para gerar calor. Um exemplo é a combustão do octano, o componente principal de gasolina:



Reações de combustão são importantes fontes de energia para a indústria moderna.

## 6 FUNÇÕES INORGÂNICAS

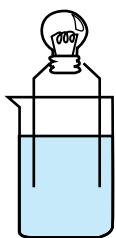
As substâncias inorgânicas são classificadas em quatro grupos principais, de acordo com as propriedades químicas comuns entre seus membros. Cada um desses grupos de substâncias é chamado de função inorgânica. São eles: ácidos, bases, sais e óxidos.

Arrhenius postulou uma teoria sobre a condutividade elétrica nas substâncias químicas que permitiu que fossem estabelecidos os primeiros conceitos de ácido e base na química. De acordo com os experimentos desenvolvidos por ele, algumas soluções aquosas são capazes de conduzir a corrente elétrica, enquanto outras não têm tal capacidade.

Pela teoria desenvolvida, algumas substâncias químicas são capazes de, quando dissolvidas em água, dar origem a íons de carga positiva (cátions) e carga negativa (ânions). Tais substâncias químicas dão origem às chamadas soluções iônicas ou soluções eletrolíticas, sendo capazes de transferir a corrente elétrica. Por outro lado, substâncias químicas que não geram íons ao serem dissolvidas em água não são capazes de transferir a corrente elétrica. Tais casos geram as chamadas soluções moleculares ou não eletrolíticas.

A melhor forma de diferenciarmos os dois casos de soluções aquosas existentes é por meio da avaliação de uma solução de sal de cozinha (cloreto de sódio em água) e uma solução de açúcar comum (sacarose em água).

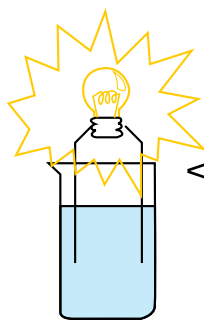
As soluções iônicas podem ser formadas a partir de aglomerados iônicos, ou seja, de substâncias químicas formadas por ligações iônicas. Entretanto, tais soluções podem, também, ser originadas de moléculas, em que a ligação química presente é a covalente (compartilhamento de elétrons).



Açúcar dissolvido em água é um caso de solução molecular, ou seja, o açúcar não formará íons na presença de água e, dessa forma, se mantém em sua estrutura original (molécula).

Ao ligarmos a solução molecular a um circuito elétrico conectado a uma lâmpada, o campo elétrico presente não afetará as moléculas de sacarose, pois estas serão eletricamente neutras. Dessa forma, a corrente elétrica não fluirá pela solução, o que, visivelmente, é provado pelo fato de a lâmpada ali presente não se acender.

Figura 44



Sal dissolvido em água é um caso de solução iônica, ou seja, o sal formará íons na presença de água e, dessa forma, estarão presentes em solução o cátion sódio ( $\text{Na}^+$ ) e o ânion cloreto ( $\text{Cl}^-$ ).

Ao ligarmos a solução iônica a um circuito elétrico conectado a uma lâmpada, o campo elétrico presente afetará os íons, pois esses serão eletricamente carregados. Dessa forma, os ânions irão se direcionar ao polo positivo enquanto os cátions irão se direcionar ao polo negativo. Uma vez que o circuito elétrico não está interrompido, a lâmpada presente irá se acender.

a corrente elétrica não fluirá pela solução o que, visivelmente, é provado pelo fato de a lâmpada ali presente não se acender.

Figura 45

## 6.1 Dissociação iônica

Dissociação iônica é o nome dado ao fenômeno de separação de cátions e ânions presentes em uma substância química formada por ligação iônica.

A dissociação tem origem na capacidade da molécula de água de solvatar os íons presentes na forma sólida da substância química a ela adicionada. De acordo com o conceito da solvatação, quando uma substância iônica é adicionada à água, temos a ruptura das antigas ligações químicas e interações moleculares existentes na substância sólida e que passam a ser substituídas por novas interações que ocorrem entre o solvente (água) e os íons presentes no sólido. Tal fenômeno está diretamente relacionado à característica polar da água que, portanto, será capaz de atrair tanto íons com carga positiva quanto negativa para perto de si.

Exemplo:

Dissociação iônica do NaCl (cloreto de sódio) em água.

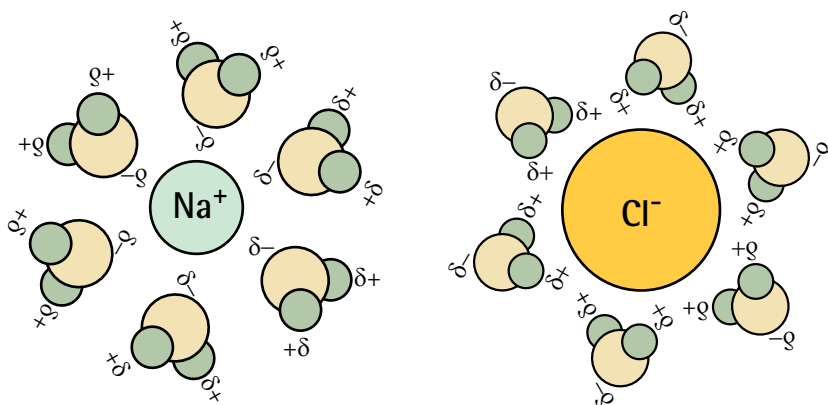


Figura 46

Como se pode observar, o momento dipolar positivo da água tende a se voltar para o lado onde se encontra o ânion cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) devido à interação formada entre as cargas opostas. Por sua vez, o mesmo ocorrerá com o momento dipolar negativo da água, que tende a se aproximar e formar interações com o cátion sódio ( $\text{Na}^+$ ).

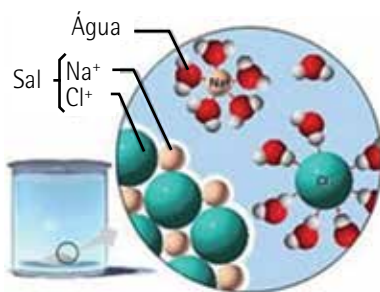


Figura 47

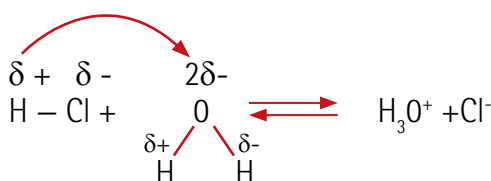


## 6.2 Ionização

Ionização é o nome dado ao fenômeno em que uma molécula polar, na presença de água, sofrerá ruptura de uma ou mais ligações covalentes, dando origem a íons (cátion e ânion). A quantidade de moléculas que sofrerão a ionização varia de acordo com a substância em questão. Assim, enquanto moléculas como a do ácido clorídrico (HCl) apresentam ionização de 92 em cada 100 de suas moléculas, o ácido acético (H<sub>3</sub>C-COOH) apresenta ionização de apenas 4 em cada 100 de suas moléculas.

Exemplo:

Ionização do HCl (ácido clorídrico) em água



A ionização do HCl ocorre pela atração que o momento dipolar negativo da água exerce sobre o hidrogênio. A ruptura da ligação covalente, por sua vez, faz com que o par de elétrons agora disponível se aproxime do elemento mais eletronegativo ( $\cdot\ddot{\text{Cl}}:$ ), de forma a torná-lo um ânion com oito elétrons de valência ( $:\ddot{\text{Cl}}:$ ). O cátion hidrogênio formado durante a ruptura da ligação covalente, por sua vez, irá se aproximar do oxigênio presente na água, dando origem ao chamado cátion hidrônio:

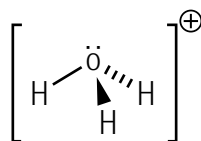


Figura 48



### Lembrete

Todo composto iônico na presença de água sofre uma dissociação, dando origem a uma solução iônica ou eletrolítica.

Os compostos moleculares podem ou não formar íons na presença de água e, portanto, podem dar origem a soluções iônicas ou moleculares.

## 6.3 Ácidos

O ácido é toda substância que sofre ionização em solução aquosa, liberando apenas como cátion o H<sup>+</sup>. O cátion hidrogênio liberado interage, então, com a molécula de água, dando origem ao cátion hidrônio (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Entre as principais propriedades dos ácidos, temos: sabor azedo, condutibilidade elétrica (citada no capítulo), reação com metais, produzindo hidrogênio gasoso (H<sub>2</sub>) com carbonatos e bicarbonatos

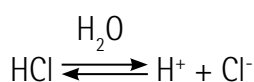
produzindo gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ). Outra importante característica dos ácidos é que todos serão solúveis em água e, portanto, em algum grau sofrerão ionização no meio.

A fórmula geral de um ácido contém sempre o hidrogênio como primeiro elemento na sua estrutura; dessa maneira, poderemos reconhecer sempre a função do ácido pela estrutura:



**A** é o ânion que dará origem ao ácido a partir de sua ligação covalente com o cátion de hidrogênio. O valor de **n** será sempre maior ou igual a 1 e corresponderá ao índice do hidrogênio na molécula.

Tendo como exemplo o ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ), ao adicioná-lo em meio aquoso teremos a seguinte reação:



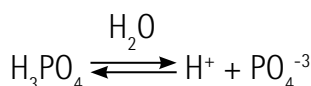
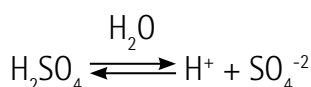
### Observação

Todo ácido sofre ionização, e a ruptura ocorre na ligação covalente, envolvendo o hidrogênio. Pode-se então efetuar a reação separando o cátion hidrogênio da molécula, de forma que todo o restante será constituído pelo seu ânion.

A quantidade de hidrogênios ionizáveis (que se transformam em cátions  $\text{H}^+$ ) varia de acordo com o ânion presente nesse ácido. Assim, um ácido formado por um ânion monovalente (exemplo:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ) terá apenas um hidrogênio ionizável, enquanto ácidos formados por ânion bivalente ( $\text{SO}_4^{-2}$ ,  $\text{S}^{-2}$ ) terão dois hidrogênios ionizáveis, e assim por diante.

Por definição, um hidrogênio ionizável será aquele que se mantém covalentemente ligado a um átomo ou grupo de átomos com eletronegatividade muito maior que a sua própria. Essa diferença de eletronegatividade gera uma polaridade na ligação, permitindo sua ruptura durante a ionização em água.

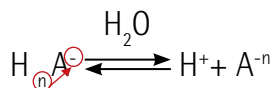
Assim, podemos verificar que as reações de ionização do ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e do ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) ocorrerão da seguinte forma:



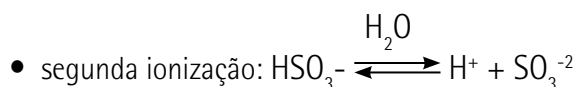
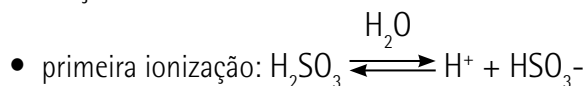


## Lembrete

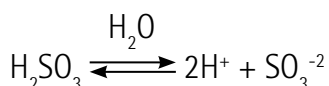
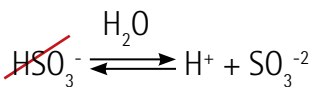
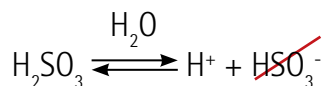
O índice do hidrogênio na molécula de um ácido será sempre correspondente à valência do ânion formado após a ionização desse ácido. Assim,



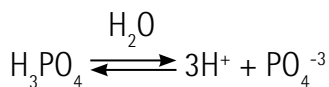
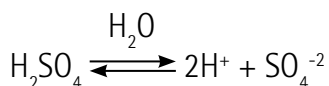
Cada liberação de cátion hidrogênio (H<sup>+</sup>) pela molécula do ácido corresponde a uma etapa da sua ionização. Assim, um ácido bivalente como o sulfuroso (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) será formado por duas etapas parciais de ionização:



A equação global, então, será:



Sabendo-se que a ionização dos ácidos formados por ânions bi, tri ou tetravalentes ocorre parcialmente e libera mais de um hidrogênio ionizável no final, é necessário efetuar um balanceamento dessa reação de ionização. Assim, um ácido formado por dois hidrogênios ionizáveis deverá liberar dois cátions hidrogênio (2H<sup>+</sup>), enquanto um ácido formado por três hidrogênios ionizáveis liberará três cátions hidrogênio (3H<sup>+</sup>) na reação:



### 6.3.1 Hidrácidos e oxiácidos

Os ácidos podem ser divididos em dois grandes grupos a partir da presença ou não de oxigênio na estrutura do seu ânion. Para tanto, chamamos de hidrácidos os ácidos que não possuem oxigênio em sua estrutura molecular e oxiácidos os ácidos que possuem oxigênio em sua estrutura molecular.

**Quadro 3**

Classificação	Exemplos
Hidrácidos	HCl; HBr; H <sub>2</sub> S; HCN.
Oxiácidos	HNO <sub>3</sub> ; HClO; H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> .

Essa classificação dos ácidos pode ser uma interessante forma de relacionar a força iônica que eles poderão ter e o quanto tais ácidos poderão influenciar no pH do meio, assunto que discutiremos mais adiante.

### 6.3.2 Grau de ionização dos ácidos

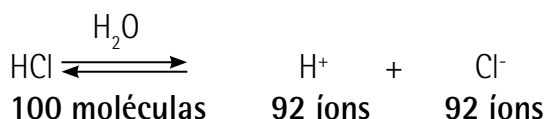
Podemos identificar a força iônica de um ácido e, portanto, sua influência na acidez do meio a partir do chamado grau de ionização ( $\alpha$ ). Por definição, o grau de ionização de um ácido é a relação percentual entre o número de moléculas ionizadas e o total de moléculas presentes no meio. Assim:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número total de moléculas}} \times 100$$

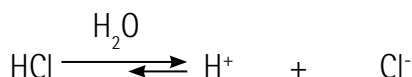
Existe uma relação direta entre o número de hidrogênios ionizáveis e a influência que o ácido terá sobre o pH no meio aquoso. Por definição, o pH (potencial hidrogeniônico) reflete a concentração de cátions H<sup>+</sup> presentes no meio. Por sua vez, a concentração de H<sup>+</sup> no meio aquoso implicará no aumento da chamada acidez do meio (pH abaixo de 7,0), e essa acidez terá efeito sobre a ocorrência de diversos fenômenos físicos e químicos (reatividade, condutibilidade elétrica, estabilidade química e física dos materiais etc.).

Portanto, quanto maior o grau de ionização de um ácido, maior será a condutibilidade elétrica no meio. Comparando-se o grau de ionização do ácido clorídrico (HCl) e do ácido acético (H<sub>3</sub>C-COOH), observaremos a seguinte situação:

O ácido clorídrico (HCl) apresenta grau de ionização de 92%, e isso significa que, de cada 100 moléculas de ácido presentes na solução aquosa, 92 sofrerão ionização e formarão cátions e ânions. Tal quantidade de íons provocará um aumento na condutibilidade elétrica da solução. Portanto:



Como é grande a quantidade de moléculas que sofrem ionização, apesar da reação ser de equilíbrio, existe uma tendência natural de ela ser deslocada no sentido de formação dos íons. Portanto:



Por outro lado, o ácido acético apresenta um grau de ionização muito baixo (1,3%). Isso significa que, a cada 100 moléculas desse ácido presentes na solução aquosa, apenas 1 ou 2 delas sofrerá ionização.

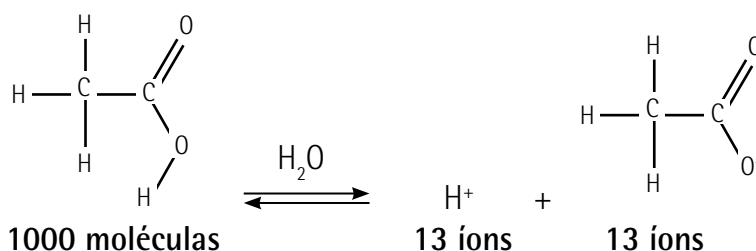


Figura 49

Como é muito pequena a quantidade de moléculas que sofrem ionização, podemos assumir que sua condutibilidade elétrica do ácido acético será muito baixa. Como é baixa a quantidade de moléculas que sofrem ionização, apesar de a reação ser de equilíbrio, existe uma tendência natural de ela ser deslocada no sentido da estrutura molecular. Portanto:

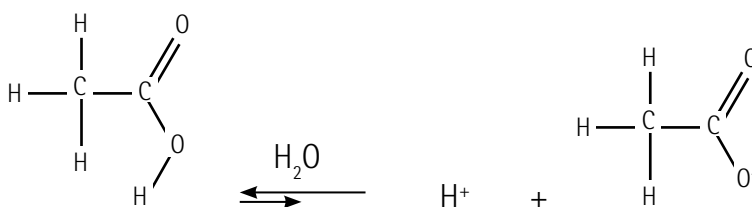


Figura 50

Ao determinarmos o grau de ionização de um ácido, podemos classificá-lo como forte, moderado ou fraco, conforme descrito na tabela a seguir:

**Tabela 10**

Classificação	Grau de Ionização ( $\alpha$ )
Forte	$\alpha \geq 50\%$
Moderado	$5\% < \alpha < 50\%$
Fraco	$\alpha \leq 5\%$

Diante da classificação dos ácidos de acordo com os graus de ionização, é possível prever se um ácido causará grande variação na condutibilidade elétrica e no pH de uma solução. Assim, enquanto ácidos fortes como o ácido clorídrico e o ácido sulfúrico promovem grande redução no pH e aumento na condutibilidade elétrica da solução, os ácidos fracos, como o ácido acético ou o ácido cianídrico provocarão menor redução no pH e terão pouca influência sobre a condutibilidade elétrica da solução aquosa, onde estarão incorporados.

É possível determinar a força iônica da maioria dos ácidos conhecidos e dessa forma avaliar se o ácido terá ou não grande impacto sobre o pH e condutibilidade elétrica da solução. Para tanto, é necessário primeiro verificar se o ácido presente é um tipo de hidrácido ou de oxiácido, seguindo a classificação já discutida anteriormente.

No caso de hidrácidos (ácidos sem oxigênio presente na estrutura da molécula), teremos apenas três casos que serão classificados como ácido forte: HCl, HBr e HI, respectivamente, ácido clorídrico, ácido bromídrico e ácido iodídrico. Já o único ácido que entra na classificação de moderado entre os hidrácidos, será o HF (ácido fluorídrico). Todos os demais hidrácidos conhecidos entram na classificação de ácidos fracos.

Entre os oxiácidos (ácidos com oxigênio presente na estrutura da molécula), a força iônica pode ser determinada pela diferença entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio ionizáveis. Conforme o valor obtido, teremos a classificação descrita na tabela a seguir:

**Tabela 11**

Classificação	Resultado
Forte	2 ou 3
Moderado	1
Fraco	0

Assim,

- $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico)  $\Rightarrow 4 - 2 = 2$  (ácido forte).
- $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ácido fosfórico)  $\Rightarrow 4 - 3 = 1$  (ácido moderado).
- $\text{HClO}$  (ácido hipocloroso)  $\Rightarrow 1 - 1 = 0$  (ácido fraco).



### Observação

A volatilidade é um parâmetro importante a ser avaliado em ácidos. Define-se como volátil o composto que facilmente muda de líquido para gás na temperatura ambiente. A maior parte dos ácidos pode ser considerada como volátil, porém dois ácidos muito comuns na rotina laboratorial são

chamados de ácidos fixos, devido à sua baixa volatilidade. Eles são: o ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) e o ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

## 6.3.3 Nomenclatura dos ácidos

A nomenclatura dos ácidos também segue a classificação de hidrácidos e oxiácidos.

Nomenclatura básica de hidrácidos

Para o caso de hidrácidos, a nomenclatura segue a regra geral:

**Ácido** \_\_\_(nome do Ânion)\_\_\_ **ídrico**

O sufixo *ídrico*, portanto, é indicador de que se trata de um hidrácido. Automaticamente, ao lermos *ácido bromídrico* (HBr), sabemos que se trata de um hidrácido, assim como os exemplos do quadro a seguir:

**Quadro 4**

Molécula	Nomenclatura
HCl	ácido clor <b>ídrico</b>
$\text{H}_2\text{S}$	ácido sulf <b>ídrico</b>
HCN	ácido cian <b>ídrico</b>

## Nomenclatura básica de oxiácidos

No caso de oxiácidos, a terminação da nomenclatura pode ser com os sufixos *oso* ou *ico*, dependendo do nox do elemento ligado ao oxigênio no ânion. De acordo com a regra geral de nomenclatura de ácidos:

**Quadro 5**

Nox	Terminação
Maior nox	ico
Menor nox	oso

Assim sendo, um oxiácido poderá ter sua nomenclatura definida como:

**Ácido** \_\_\_(nome do Ânion)\_\_\_ **ico**

ou:

**Ácido** \_\_\_(nome do Ânion)\_\_\_ **oso**

Exemplo 1:

Os dois principais oxiaácidos contendo o elemento enxofre (S) são o ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) e o ácido sulfuroso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ).

**Quadro 5**

Nomenclatura	Estrutura	Nox do Enxofre
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4$	+6
Ácido sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3$	+4

Exemplo 2:

Os dois principais oxiaácidos contendo o elemento nitrogênio (N) são o ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) e o ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ).

**Quadro 6**

Nomenclatura	Estrutura	Nox do Nitrogênio
Ácido nítrico	$\text{HNO}_3$	+5
Ácido nitroso	$\text{HNO}_2$	+3

### Relação entre nomenclatura do ânion e nomenclatura do ácido

O ânion originado da ionização de um ácido terá seu nome relacionado ao próprio nome do ácido original. Tal relação obedece à regra da terminação do nome do ácido, ou seja, o sufixo empregado no nome do ácido em questão. Assim sendo, segue a orientação exposta na tabela a seguir:

**Tabela 13**

Ânion	Ácido
ito	oso
ato	ico
eto	ídrico

Portanto,

- ácido clor**ídrico**, ao ionizar, dará origem ao íon clor**eto**;
- ácido clor**ico**, ao ionizar, dará origem ao íon clor**ato**;
- ácido clor**oso**, ao ionizar, dará origem ao íon clor**ito**.

O quadro exposto a seguir contém todos os principais ânions conhecidos e que, portanto, podem dar origem a ácidos a partir da ligação com hidrogênio.



## Quadro 7

Íons negativos							
Valência I				Valência II		Valência III	
F <sup>-</sup>	Fluoreto	BrO <sup>-</sup>	Hipobromito	S <sup>2-</sup>	Sulfeto	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Fosfato
Cl <sup>-</sup>	Cloreto	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Bromato	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfato	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Borato
Br <sup>-</sup>	Brometo	IO <sup>-</sup>	Hipoiódito	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfito	Fé(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup>	Ferricianeto
I <sup>-</sup>	Iodeto	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Iodato	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Tiossulfato	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Arsenito
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrito	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Periodato	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Pirossulfato	AsS <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoarsenito
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrato	H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Hipofosfito	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	Persulfato	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Arseniato
H <sub>3</sub> C-COO <sup>-</sup>	Acetato	PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Metafosfato	S <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Hipossulfito	AsS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoarseniato
OH <sup>-</sup>	Hidroxila	SCN <sup>-</sup>	Sulfocianato	S <sub>2</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	Hipossulfato	SbO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Antimonito
CN <sup>-</sup>	Cianeto	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Bicarbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonato	SbO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Antimoniato
NC <sup>-</sup>	Isocianeto	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Bissulfato	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Oxalato	SbS <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoantimonito
CNO <sup>-</sup>	Cianato	HSO <sup>-</sup>	Bissulfito	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cromato	SbS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoantimoniato
NCO <sup>-</sup>	Isocianato	HS <sup>-</sup>	Bissulfeto	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Dicromato	Valência IV	
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Permanganato	H <sup>-</sup>	Hidreto	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Manganato		
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Hipoclorito			SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Metassilicato		
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Clorito			MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Molibdato		
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Clorato			HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Fosfito	Fé(CN) <sub>6</sub> <sup>4-</sup>	Ferrocianeto
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Perclorato			SnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Estanato	Sb <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	Piroantimoniato
				SnS <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfoestano	SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup>	Ortossilicato
				O <sup>2-</sup>	Oxido		

Exemplo:

- a) MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> → ânion **manganato** → ácido **mangânico**;  
 b) CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> → ânion **carbonato** → ácido **carbônico**;  
 c) BrO<sup>-</sup> → ânion **bromito** → ácido **bromoso**;  
 d) F<sup>-</sup> → ânion **fluoreto** → ácido **fluorídrico**.

Quando um elemento químico pode dar origem a três ou quatro ânions diferentes (exemplo: Cl, Br, I, P etc.) a nomenclatura também obedecerá a regra do nox e serão usados sufixos como o *per* (para o maior nox observado) e *hipo* (para o menor nox observado), quando necessários.

A ordem de nomenclatura, de acordo com a variação do nox, é a seguinte:

Ácido per.....ico  
 Ácido .....ico  
 Ácido .....oso  
 Ácido hipo.....oso

↓  
 Diminuição do nox do elemento central

Exemplo:

Os diferentes tipos de oxiácidos que contêm o cloro como elemento central:

**Quadro 8**

Nomenclatura	Molécula	Nox
Ácido perclórico	$\text{HClO}_4$	+7
Ácido clórico	$\text{HClO}_3$	+5
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2$	+3
Ácido hipocloroso	$\text{HClO}$	+1

Outra forma de analisar a variação na nomenclatura a partir de um elemento central com 3 ou mais tipos de ânions gerados é por meio da quantidade de oxigênio presente. Deve-se considerar o ácido padrão como sendo aquele que possui terminação "ico". Todos os demais ácidos terão a sua quantidade de oxigênio variada para mais ou para menos a partir desse ácido de referência.

- ácido per.....ico: + 1 átomo de oxigênio;
- ácido .....ico: ácido padrão;
- ácido .....oso: - 1 átomo de oxigênio;
- ácido hipo.....oso: - 2 átomos de oxigênio.

**Quadro 9**

Nomenclatura	Molécula	Oxigênios
Ácido perclórico	$\text{HClO}_4$	+1
Ácido clórico	$\text{HClO}_3$	---
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2$	-1
Ácido hipocloroso	$\text{HClO}$	-2

### 6.3.4 Grau de hidratação dos ácidos

Alguns ácidos apresentam estruturas que fogem à regra básica da nomenclatura e terão o nome relacionado ao diferente grau de hidratação que possuem em relação ao chamado ácido padrão do elemento central.

O ácido padrão com terminação *ico* também pode ser chamado de forma ácida *orto*. O prefixo *orto* é dispensável e, portanto, raramente empregado ao se dar a nomenclatura de um ácido.

Exemplo:

$H_3PO_4$  é chamado de ácido fosfórico ou ortofosfórico por ser a forma padrão dos oxiácidos, contendo o fósforo como elemento central.

As formas menos hidratadas do ácido padrão podem ser obtidas por meio de um cálculo simples. Por regra, temos:

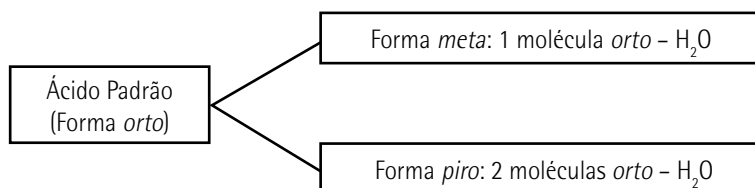
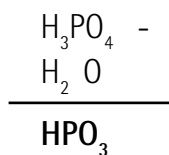


Figura 51

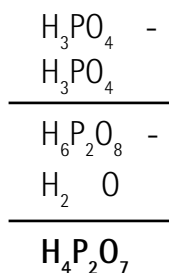
Exemplo:

Encontrar as formas *meta* e *piro* do ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ );

- forma do ácido metafosfórico:



- Forma do ácido pirofosfórico:



Podem ocorrer casos em que apenas uma ou até mesmo nenhuma das formas de grau de hidratação existam, e, nesses casos, ao se efetuarem os cálculos se perceberá a eliminação de todos os hidrogênios (lembrando que, para ser um ácido, é necessário ter ao menos um hidrogênio ionizável em sua estrutura).

Para reforçarmos nosso aprendizado sobre ácidos, vejamos, em seguida, como são geralmente usados ou apresentados.

Os ácidos são moléculas presentes em várias situações do nosso cotidiano. Dentre os ácidos mais comuns, temos o ácido fluorídrico, ácido clorídrico, ácido sulfídrico, ácido acético, ácido sulfúrico, ácido carbônico, ácido fosfórico e ácido nítrico. A seguir, citaremos algumas utilizações desses ácidos nos setores industriais ou mesmo sua presença em produtos ou mesmo no interior do nosso organismo.

- Ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ): sem dúvida se trata do ácido mais consumido pela sociedade moderna. Apresenta aplicação no setor de fertilizantes, petroquímico, papel e celulose, corantes e na obtenção de baterias químicas. Participa como catalisador de diversas sínteses orgânicas, apresenta como principal propriedade sua ação desidratante e promove a chamada carbonização de compostos orgânicos.

- Ácido nítrico ( $HNO_3$ ): trata-se do segundo ácido mais consumido no mundo. Apresenta grande aplicação na produção de explosivos e tem como principal característica a elevada volatilidade e toxicidade, o que faz com que seu manuseio necessite da utilização de equipamentos de proteção individual apropriados.

- Ácido carbônico ( $H_2CO_3$ ): por ser um ácido orgânico, pode ser classificado como um ácido fraco, extremamente instável e que surge do equilíbrio existente entre a água e o gás carbônico. Apresenta grande aplicação na indústria de bebidas e alimentos, onde faz parte da composição de refrigerantes e outras bebidas gaseificadas.

- Ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ): trata-se de um ácido moderado usado em diversos setores industriais como o têxtil, de vidros, alimentício e de fertilizantes. Sua principal característica está em seu emprego como acidulante e conservante químico em alimentos.

- Ácido clorídrico ( $HCl$ ): trata-se de um hidrácido forte e volátil obtido a partir da dissolução de gás cloro ( $Cl_2$ ) em água. Sua forma comercial de menor grau de pureza é utilizada para limpeza de pisos ou peças a serem submetidas a processo de solda. É o ácido encontrado no interior do estômago e, portanto, responsável por parte do processo de digestão dos alimentos no corpo humano.

- Ácido fluorídrico ( $HF$ ): trata-se de um hidrácido moderado encontrado na forma gasosa em condição ambiente. Apresenta capacidade de corroer até mesmo o vidro, sendo, por isso, sempre acondicionado em frascos plásticos.

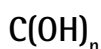
- Ácido sulfídrico ( $H_2S$ ): trata-se de um hidrácido fraco encontrado na forma gasosa em condição ambiente. Apresenta como principal característica o fato de ser altamente venenoso para humanos e sempre ser formada a partir da putrefação de substâncias orgânicas naturais à base de enxofre. Geralmente, identificamos o odor característico produzido por esse ácido como sendo o odor de "ovo podre".

## 6.4 Bases ou hidróxidos

Uma base é toda substância química que, em solução aquosa, sofre dissociação iônica, liberando como único ânion o  $\text{OH}^-$  chamado de hidroxila.

As bases apresentam sabor cáustico ou adstringente e conduzem corrente elétrica quando estão em solução aquosa.

A fórmula geral de uma base contém sempre a hidroxila como último elemento na sua estrutura; dessa maneira, poderemos sempre reconhecer a função base pela estrutura:



C é o cátion que dará origem à base, a partir de sua ligação iônica com a hidroxila ( $\text{OH}^-$ ). O valor de  $n$  será sempre maior ou igual a 1 e corresponderá ao índice da hidroxila na substância. Toda vez que o índice da hidroxila for igual a 1, este poderá ser omitido da fórmula estrutural, bem como se tornará dispensável a presença do parênteses.

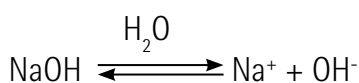
Serão, portanto, exemplos de bases:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Pb(OH)}_4$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ , entre outros.



### Lembrete

Os parênteses indicam que o índice corresponderá a todos os elementos que compõem o ânion. Assim,  $\text{Ca(OH)}_2$  indica que o índice da hidroxila ( $\text{OH}$ ) é equivalente a 2 e também é indicativo de que teremos no total 2 oxigênios e 2 hidrogênios na composição dessa estrutura química.

Tendo como exemplo o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ), ao adicionarmos essa base em meio aquoso teremos a seguinte dissociação:

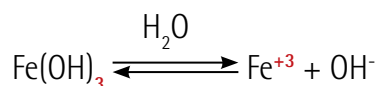
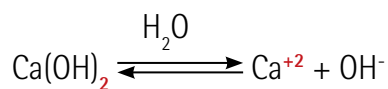


### Observação

Toda base sofre dissociação, e a ruptura ocorre na ligação iônica envolvendo o ânion hidroxila. Pode-se, então, efetuar a reação separando o ânion hidroxila da substância, de forma que todo o restante será constituído pelo seu cátion (geralmente, monoatômico).

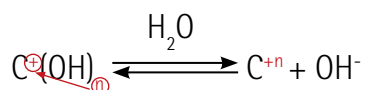
A quantidade de hidroxilas varia de acordo com o cátion presente na base. Assim, uma base formada por um cátion monovalente (exemplo:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cu}^+$ ) terá apenas uma hidroxila, enquanto bases formadas por

cátions bivalentes ( $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}$ ) terão duas hidroxilas presentes, e assim por diante. Dessa forma, podemos verificar que as dissociações do hidróxido de cálcio ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) e do hidróxido de ferro III ( $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ) serão:

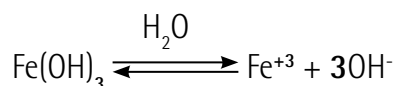
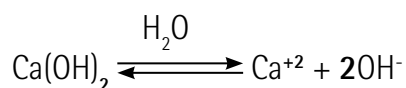


### Lembrete

O índice da hidroxila na molécula de uma base será sempre correspondente à valência do cátion formado após a sua dissociação em água. Assim,



Sabendo que a dissociação de bases formadas por cátions bi, tri ou tetravalentes libera mais de uma hidroxila no final, é necessário efetuar um balanceamento desta dissociação química. Assim, uma base formada por duas hidroxilas deverá liberar **dois** ânions ( $2\text{OH}^-$ ) enquanto uma base formada por três hidroxilas irá liberar **três** ânions ( $3\text{OH}^-$ ) na reação:



### 6.4.1 Nomenclatura das bases

A regra geral para a nomenclatura de uma base é:

Hidróxido de \_\_\_\_\_ (nome do cátion) \_\_\_\_\_

Exemplo:

$\text{NaOH}$  → Hidróxido de **sódio**

$\text{KOH}$  → Hidróxido de **potássio**

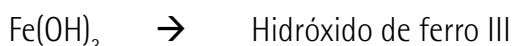
$\text{AgOH}$  → Hidróxido de **prata**

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  → Hidróxido de **cálcio**

$\text{Al}(\text{OH})_3$  → Hidróxido de **alumínio**

Em casos em que o mesmo elemento forma mais de um cátion (exemplo: Fe, Cu, Pb etc.), as bases formadas podem ser diferenciadas com a adição de um número romano (exemplo: I, II, III) à valência do cátion formador da base no final.

Exemplo:



Entretanto, também pode ser utilizada na nomenclatura as terminações *ico* e *oso*, da mesma maneira que foi usada no caso dos ácidos:

**Tabela 14**

Terminação	Valência
ico	maior valor
oso	menor valor

Assim, podemos definir a nomenclatura das bases formadas pelo cátion ferro como sendo:



Ao utilizarmos a nomenclatura baseada nas terminações *ico* e *oso*, devemos ter atenção quanto à forma correta de nomear os cátions. Em alguns casos, o nome do cátion deverá ser dado em latim. Dessa forma:

**Quadro 11**

Cátion	Nome
Chumbo	Plumb.....
Cobre	Cupr.....
Ouro	Aur.....

Como exemplo, temos:



### 6.4.2 Solubilidade das bases

Ao contrário dos ácidos, não serão todas as bases que se solubilizarão e, portanto, sofrerão dissociação em água. Por definição, consideramos aquelas formadas por cátions alcalinos (originados de elementos do grupo 1 da tabela periódica) como totalmente solúveis em água. O mesmo ocorre com quase todos os cátions alcalinoterrosos (originados de elementos do grupo 2 da tabela periódica). São exceções em relação à solubilidade dos cátions do grupo 2 o hidróxido de magnésio ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) e o hidróxido de berílio ( $\text{Be}(\text{OH})_2$ ), que, devido às baixas solubilidades, são considerados praticamente insolúveis. Descontando-se as bases formadas por cátions do grupo 1 e 2, portanto, todas as demais podem ser consideradas como insolúveis em água e, então, de dissociação quase nula.

Grupo 1 (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	→	bases solúveis.
Grupo 2 (Ca, Sr, Ba, Ra)	→	bases pouco solúveis.
Grupo 2 (Be, Mg)	→	praticamente insolúveis.
Demais grupos	→	bases insolúveis.

Sendo assim, podemos considerar:

NaOH	→	base solúvel em água.
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	→	base pouco solúvel em água.
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	→	base praticamente insolúvel em água.
AgOH	→	base insolúvel em água.

### 6.4.3 Grau de dissociação ou força iônica das bases

Assim como os ácidos, as bases também poderão ser classificadas de acordo com sua capacidade de dissociação em água. Para tanto, define-se o chamado *grau de dissociação de bases* ( $\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{\text{número de bases dissociadas}}{\text{número total de bases}} \times 100$$

De acordo com essa classificação, teremos:

**Base forte:** apresenta elevado grau de dissociação em água. Serão as bases formadas por cátions dos grupos 1 (metais alcalinos) e 2 (metais alcalinoterrosos), com exceção do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  e  $\text{Be}(\text{OH})_2$ .

**Base Fraca:** apresenta baixo grau de dissociação em água. Serão as bases formadas por todos os outros cátions existentes, incluindo as duas exceções do grupo dos metais alcalinoterrosos ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$  e  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ).



Vale salientar que, devido ao seu alto grau de dissociação em água, uma base forte liberará uma grande quantidade de  $\text{OH}^-$  no meio aquoso e, com isso, reduzirá a acidez desse meio. Com a redução da acidez promovida pela presença da hidroxila, o pH subirá de tal maneira que, ao ultrapassar 7,0, passará a dar ao meio a definição de solução alcalina ou básica.

## Observação

A faixa de pH define se o meio aquoso apresentará característica ácida, básica ou neutra. Para tanto, observaremos os seguintes limites de valores de pH:



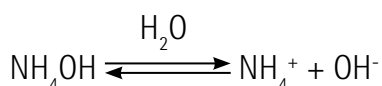
Quando o valor de pH se aproxima de 7,0, dizemos que o meio apresenta característica neutra, ocorrendo equilíbrio entre a quantidade de cátions  $\text{H}^+$  e ânions  $\text{OH}^-$  presentes na solução. O desequilíbrio entre os dois íons citados promoverá o deslocamento para uma condição ácida ou básica desse meio aquoso.

Assim,



### 6.4.4 Hidróxido de amônio

O hidróxido de amônio é a única base não metálica com relevância na sociedade moderna. Trata-se da fórmula estrutural  $\text{NH}_4\text{OH}$ , que, ao sofrer dissociação em meio aquoso, libera o cátion amônio ( $\text{NH}_4^+$ ). Essa base é obtida a partir do borbulhamento de amônia ( $\text{NH}_3$ ) em água.



Essa base não metálica é considerada solúvel em água. Apesar dessa condição, apresenta característica molecular e, portanto, baixa dissociação em água, fazendo com que seja classificada como uma base fraca.

Vejamos agora as especificidades das principais bases de interesse econômico.

Assim como os ácidos, existem diversas bases importantes e amplamente empregadas pela sociedade moderna. Hoje em dia, podemos encontrar bases de metais de transição como as de chumbo na composição de pilhas. Entre as principais bases de interesse econômico, temos o hidróxido de sódio, o hidróxido de amônio e o hidróxido de magnésio

- Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ): empregado em diversos setores industriais como o têxtil, de borracha, farmacêutico, fotográfico e de lubrificantes. Participa de várias reações de condensação e polimerização no setor químico.

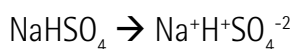
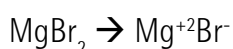
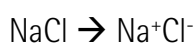
- Hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ): trata-se da principal e mais conhecida das bases, recebendo o nome de soda cáustica devido à capacidade de agredir os tecidos vivos. Trata-se de um material higroscópico e que, portanto, absorve umidade do meio rapidamente. Devido à reatividade com o vidro, ao se prepararem soluções dessa base, o ideal é que a mesma seja conservada em frascos de plástico. Apresenta grande aplicação em diferentes setores industriais, sendo utilizado em diversas reações químicas como as de saponificação.

- Hidróxido de magnésio ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ): trata-se de uma base fraca e pouco solúvel e origina uma suspensão branco-leitosa chamada leite de magnésia. Tal formulação é empregada como antiácido e laxante, podendo ser combinada com o hidróxido de alumínio.

Fonte: Usberco; Salvador (2007).

### 6.5 Sais

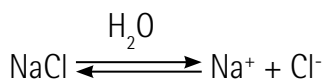
Sais são compostos iônicos que possuem no mínimo um cátion diferente do hidrogênio ( $\text{H}^+$ ) e um ânion diferente da hidroxila ( $\text{OH}^-$ ). Portanto, temos como exemplos de sais:



A fórmula geral de um sal leva em conta a presença de ao menos um cátion ( $\text{C}^{+x}$ ) e um ânion ( $\text{A}^{-y}$ ), de forma que:



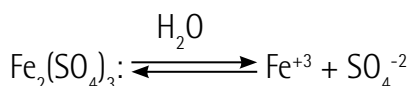
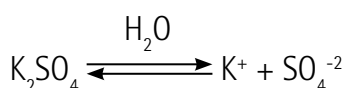
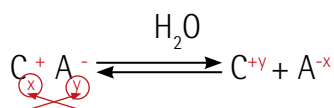
Todo sal, devido à sua característica de composto iônico, sofrerá dissociação em água, liberando ao menos um cátion e um ânion. Assim,





## Lembrete

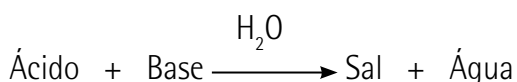
O índice do cátion na estrutura do sal será sempre correspondente à valência do ânion formado após a sua dissociação em água. O mesmo ocorre com o índice do ânion na estrutura do sal, que corresponderá sempre à valência do cátion após a dissociação. Assim,



Uma vez que temos a formação de íons ao adicionarmos um sal na água, a solução aquosa será capaz de conduzir corrente elétrica e, portanto, será um eletrólito forte.

### 6.5.1 Formação de sais: reações de neutralização

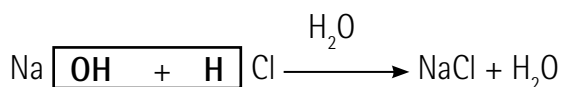
Os sais podem ser formados a partir da reação entre ácidos e bases de Arrhenius. Tal reação é chamada de *neutralização*, pois o caráter ácido dado pela presença do  $H^+$  no meio aquoso será neutralizado pelo caráter básico dado pela presença do  $OH^-$ .



As reações de neutralização também são chamadas de *reações de salificação*, pois sempre serão originados sais ao seu término. Elas poderão ocorrer total ou parcialmente, gerando características diferentes aos sais formados.

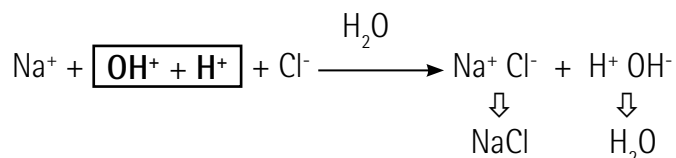
Em uma reação de neutralização total sempre serão formados os chamados sais neutros, pois todos os cátions  $H^+$  reagirão com todos os ânions  $OH^-$ .

Exemplo:



A reação se dá pela ionização do ácido (liberando o cátion  $H^+$  e um ânion) e pela dissociação da base (liberando um cátion e o ânion  $OH^-$ ). A combinação entre o  $H^+$  e o  $OH^-$  liberados dará origem à

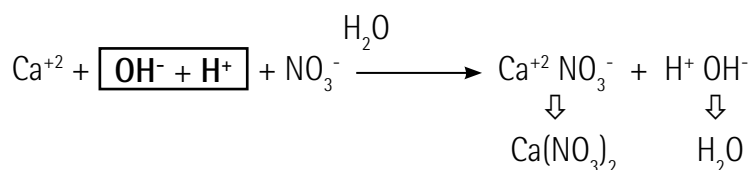
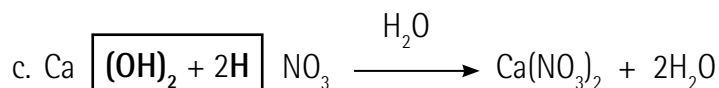
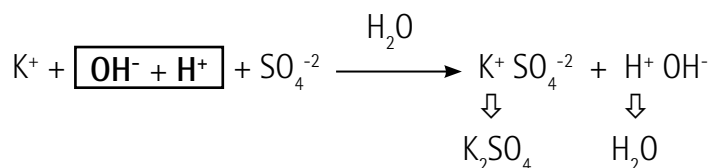
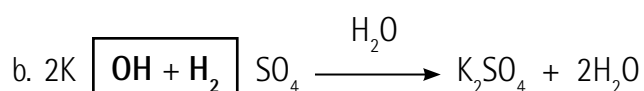
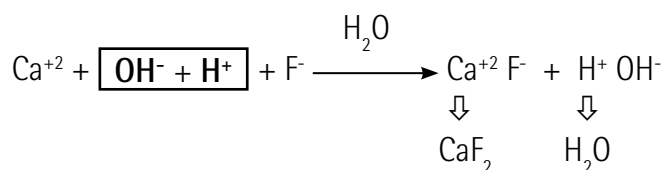
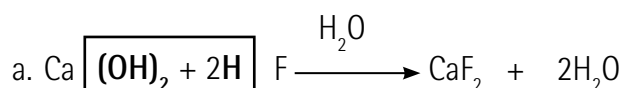
molécula de água (H<sub>2</sub>O). Assim, podemos dizer que a reação vista há pouco pode ser elaborada a partir da formação dos seus íons:



## Lembrete

Para obter a correta fórmula do sal formado pela reação de neutralização, é recomendado que seja feita a separação das formas iônicas originadas do ácido e da base. Ao fazer tal separação, deve se dar atenção às valências assumidas pelos cátions e ânions envolvidos, lembrando sempre que o índice do cátion corresponderá à valência do ânion, e vice-versa.

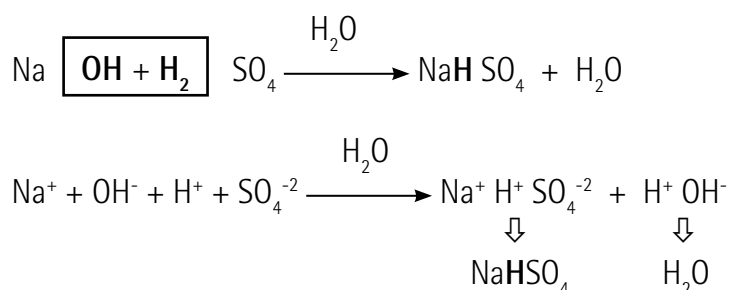
Outros casos de reação de neutralização total:



Nesse último exemplo, devemos lembrar que, ao invertermos a posição da valência do cátion para o índice do ânion poliatômico, esse índice valerá para todos os elementos formadores do ânion e, portanto, deverão ser adicionados parênteses para a correta caracterização do sal formado.

Quando ácidos contendo dois ou mais hidrogênios ionizáveis reagem com uma base e nem todos os cátions presentes são neutralizados, ocorre a chamada neutralização parcial do ácido e o sal gerado conterá hidrogênio como um dos cátions. O sal formado por essa neutralização parcial é chamado de sal ácido, com dois cátions e um ânion em sua estrutura.

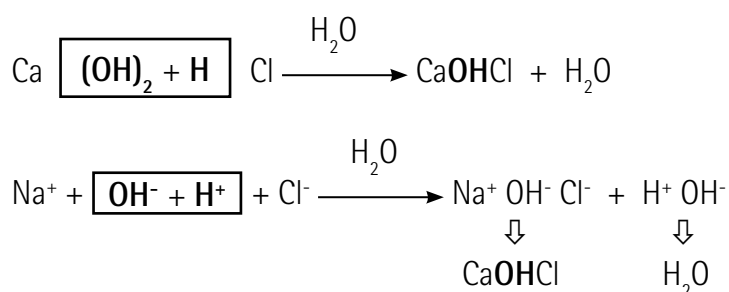
Exemplo:



A neutralização se dá parcialmente, pois as quantidades de ácido e base adicionadas na reação não estão balanceadas, ou seja, não estão proporcionais e, portanto, apenas um dos hidrogênios do ácido sofrerá a neutralização. Assim sendo, enquanto a base libera apenas uma hidroxila na dissociação, o ácido libera dois cátions de hidrogênio na ionização.

Quando bases contendo duas ou mais hidroxilas reagem com um ácido e nem todos os ânions presentes são neutralizados, ocorre a chamada neutralização parcial da base e o sal gerado conterá hidroxila como um dos ânions. O sal formado por essa neutralização parcial é chamado de sal básico, com um cátion e dois ânions em sua estrutura.

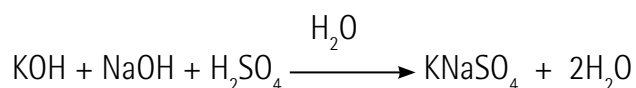
Exemplo:



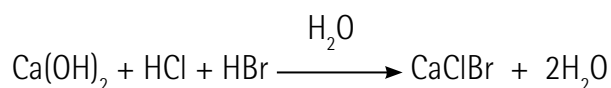
A neutralização se dá parcialmente, pois as quantidades de ácido e base adicionadas na reação não estão balanceadas, ou seja, não estão proporcionais e, portanto, apenas uma das hidroxilas da base sofrerá a neutralização. Assim sendo, enquanto a base libera duas hidroxilas na dissociação, o ácido libera apenas um cátion de hidrogênio na ionização.

Um quarto tipo de sal pode ser formado a partir da reação entre dois ácidos diferentes e uma base contendo duas ou mais hidroxilas, ou entre um ácido contendo dois ou mais hidrogênios ionizáveis e duas bases diferentes. Dessa reação surgirão os chamados sais mistos ou duplos.

Exemplo:



Nesse caso, teremos duas bases e um ácido, surgindo assim dois cátions e um ânion para a construção do sal.



Nesse caso, teremos dois ácidos e uma base, surgindo assim dois ânions e um cátion para a construção do sal.

Portanto, podemos classificar os sais como neutro, ácido, básico ou misto, de acordo com sua estrutura:

$\text{KNO}_3 \rightarrow$  sal neutro.

$\text{BaOHCl} \rightarrow$  sal básico.

$\text{LiHCO}_3 \rightarrow$  sal ácido.

$\text{KNaCO}_3 \rightarrow$  sal misto ou duplo.

### 6.5.2 Nomenclatura de sais neutros

Os sais neutros terão sua nomenclatura definida pela seguinte regra geral:

\_\_\_\_(nome do ânion)\_\_\_\_ de \_\_\_\_ (nome do cátion)\_\_\_\_

Exemplos:

Cloreto de sódio  $\rightarrow$  NaCl

Nitrato de potássio  $\rightarrow$   $\text{KNO}_3$

Carbonato de amônio  $\rightarrow$   $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Para dar nome a um sal é possível utilizar os quadros de cátions e ânions padrões encontradas em livros de Química Inorgânica.

### Quadro 11

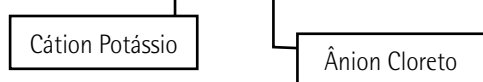
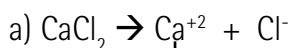
Íons negativos							
Valência I				Valência II		Valência III	
F <sup>-</sup>	Fluoreto	BrO <sup>-</sup>	Hipobromito	S <sup>-</sup>	Sulfeto	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Fosfato
Cl <sup>-</sup>	Cloreto	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Bromato	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfato	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Borato
Br <sup>-</sup>	Brometo	IO <sup>-</sup>	Hipoiódito	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfito	Fé(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup>	Ferricianeto
I <sup>-</sup>	Iodeto	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Iodato	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Tiosulfato	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Arsenito
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrito	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Periodato	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Pirossulfato	AsS <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoarsenito
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrato	H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Hipofosfito	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	Persulfato	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Arseniato
H <sub>3</sub> C-COO <sup>-</sup>	Acetato	PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Metafosfato	S <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Hipossulfito	AsS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoarseniato
OH <sup>-</sup>	Hidroxila	SCN <sup>-</sup>	Sulfocianato	S <sub>2</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	Hipossulfato	SbO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Antimonito
CN <sup>-</sup>	Cianeto	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Bicarbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonato	SbO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Antimoniato
NC <sup>-</sup>	Isocianeto	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Bissulfato	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Oxalato	SbS <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoantimonito
CNO <sup>-</sup>	Cianato	HSO <sup>-</sup>	Bissulfito	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cromato	SbS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Sulfoantimoniato
NCO <sup>-</sup>	Isocianato	HS <sup>-</sup>	Bissulfeto	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Dicromato	Valência IV	
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Permanganato	H <sup>-</sup>	Hidreto	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Manganato		
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Hipoclorito			SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Metassilicato		
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Clorito			MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Molibdato		
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Clorato			HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Fosfito	Fé(CN) <sub>6</sub> <sup>4-</sup>	Ferrocianeto
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Perclorato			SnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Estanato	Sb <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	Piroantimoniato
				SnS <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfoestano	SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup>	Ortossilicato
				O <sup>2-</sup>	Oxido		

### Quadro 12

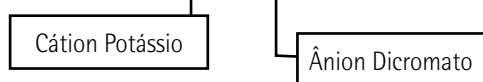
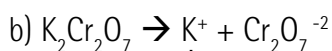
Íons positivos									
Valência I		Valência II		Valência III		Valência IV		Valência V	
Li <sup>+</sup>	Lítio	Be <sup>2+</sup>	Berílio	Bi <sup>3+</sup>	Bismuto	Sn <sup>4+</sup>	Estanho	As <sup>5+</sup>	Arsênio
La <sup>+</sup>	Sódio	Mg <sup>2+</sup>	Magnésio	Cr <sup>3+</sup>	Crômio	Pb <sup>4+</sup>	Chumbo	Sb <sup>5+</sup>	Antimônio
K <sup>+</sup>	Potássio	Ca <sup>2+</sup>	Cálcio	Fe <sup>3+</sup>	Ferro	Mn <sup>4+</sup>	Manganês		
Rb <sup>+</sup>	Rubídeo	Sr <sup>2+</sup>	Estrôncio	As <sup>3+</sup>	Arsênio	Pt <sup>4+</sup>	Platina		
Cs <sup>+</sup>	Césio	Ba <sup>2+</sup>	Bário	Sb <sup>3+</sup>	Antimônio	Si <sup>4+</sup>	Silício		
Fr <sup>+</sup>	Frâncio	Ra <sup>2+</sup>	Rádio	Al <sup>3+</sup>	Alumínio				
Cu <sup>+</sup>	Cobre	Mn <sup>2+</sup>	Manganês	Co <sup>3+</sup>	Cobalto				
Ag <sup>+</sup>	Prata	Fe <sup>2+</sup>	Ferro	Au <sup>3+</sup>	Ouro				
Au <sup>+</sup>	Ouro	Co <sup>2+</sup>	Cobalto	Ni <sup>3+</sup>	Níquel				
Hg <sub>2</sub> <sup>+</sup>	Mercúrio	Ni <sup>2+</sup>	Níquel						
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Amônio	Cu <sup>2+</sup>	Cobre						

H <sup>+</sup>	Hidrogênio (ácido)	Zn <sup>2+</sup>	Zinco
		Cd <sup>2+</sup>	Cádmio
		Hg <sup>2+</sup>	Mercúrio
		Sn <sup>2+</sup>	Estanho
		Pb <sup>2+</sup>	Chumbo
		Pt <sup>2+</sup>	Platina

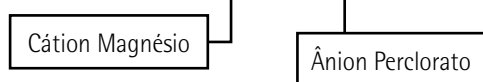
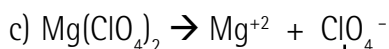
Exemplo de utilização da tabela:



Portanto, o sal será o cloreto de cálcio.



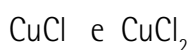
Portanto, o sal será o dicromato de potássio.



Portanto, o sal será o perclorato de magnésio.

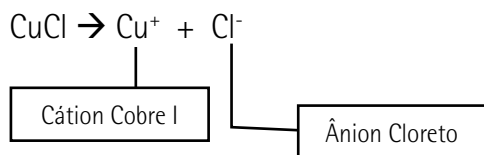
Para os casos de elementos que possuam mais de uma valência de cátion (exemplo: Fe, Cu, Au, Pb etc.), valerão as regras já discutidas para a nomenclatura de ácidos. Dessa forma, poderá se acrescentar a valência do cátion em questão como numeral romano ao final da nomenclatura, para que se faça a diferenciação entre os dois tipos de sais.

Exemplo:

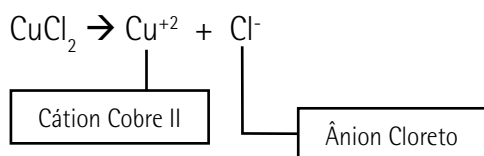


Ambos os sais poderão ser chamados de cloreto de cobre, mas será necessária a adição do numeral romano II para identificar o sal de cobre formado pelo seu cátion Cu<sup>+2</sup>.





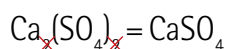
Portanto, o nome será cloreto de cobre (não é necessário usar o numeral romano I).



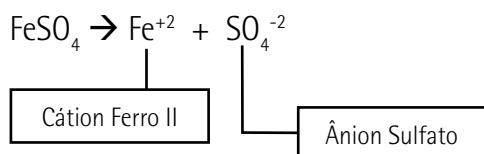
Portanto, o nome será cloreto de cobre II.

## Observação

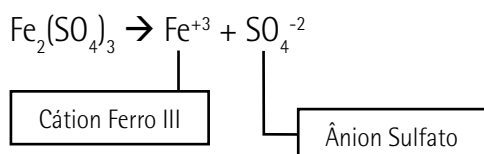
Quando a valência do cátion e do ânion presente na estrutura do sal for igual, os índices serão omitidos. Assim, para o caso do sulfato de cálcio:



Exemplo:



Portanto, o nome será sulfato de ferro II.



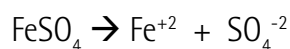
Portanto, o nome será sulfato de ferro III.



### Lembrete

Também poderemos utilizar a nomenclatura com terminação *oso* e *ico*, como nos casos de ácidos e bases. Nesse caso, cumpre recordar que a maior valência do cátion está relacionada com a terminação *ico*, enquanto que a menor valência do cátion está relacionada com a terminação *oso*.

Assim:



Pode ser chamado de sulfato ferroso.



Pode ser chamado de sulfato férrico.

### 6.5.3 Nomenclatura de sais ácidos

A nomenclatura é semelhante à de um sal normal, entretanto, deve-se indicar por meio dos prefixos *mono*, *di* ou *tri* a quantidade de hidrogênios ou do outro cátion presente na estrutura do sal. Tomemos como exemplo as formas ácidas do fosfato de sódio:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  e  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

- I. Indicando a quantidade de cátions diferente de hidrogênio: nesse caso a diferenciação se dará pela quantidade de sódios na estrutura do sal.

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$  fosfato monossódico de potássio.

$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$  fosfato dissódico de potássio.

- II. Indicando a quantidade de hidrogênios antecedendo o nome *ácido*: nesse caso, deve-se lembrar de que a acidez dada ao sal vem da presença de  $\text{H}^+$ . Quanto maior a quantidade de hidrogênios, maior sua *acidez*.

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$  fosfato diácido de potássio.

$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$  fosfato monoácido de potássio.

- III. Indicando a quantidade de hidrogênios antecedendo o nome *hidrogeno*.

$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$  dihidrogenofosfato de potássio.

$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$  hidrogenofosfato de potássio.

## 6.5.4 Nomenclatura de sais básicos

A nomenclatura é semelhante à de um sal normal, entretanto, deve-se indicar por meio de prefixos *mono*, *di* ou *tri* a quantidade de hidroxilas presentes na estrutura do sal. Tomemos como exemplo as formas básicas do cloreto de alumínio:  $\text{Al(OH)Cl}_2$  e  $\text{Al}_2(\text{OH})\text{Cl}_2$

I. Indicando-se a quantidade de hidroxilas antecedendo o nome *hidroxi*:

$\text{Al(OH)Cl}_2 \rightarrow$  hidroxicloreto de alumínio

$\text{Al}_2(\text{OH})\text{Cl}_2 \rightarrow$  dihidroxicloreto de alumínio

II. Indicando-se a quantidade de hidroxilas antecedendo o nome *básico*: nesse caso, deve-se lembrar de que a *basicidade* dada ao sal vem da presença de  $\text{OH}^-$ . Quanto maior a quantidade de hidroxilas, maior sua "basicidade".

$\text{Al(OH)Cl}_2 \rightarrow$  cloreto básico de alumínio

$\text{Al}_2(\text{OH})\text{Cl}_2 \rightarrow$  cloreto dibásico de alumínio

## 6.5.5 Nomenclatura de sais mistos ou duplos

A nomenclatura dos sais mistos segue a mesma regra geral dada aos sais neutros, devendo, entretanto, incluir o nome dos dois cátions ou dois ânions presentes na estrutura do sal. Assim, para os casos a seguir, temos:

$\text{KNaSO}_4 \rightarrow$  sulfato de sódio e potássio

$\text{MgClBr} \rightarrow$  brometo cloreto de magnésio

## 6.5.6 Sais anidros e sais hidratados

Alguns sais podem cristalizar com uma ou mais moléculas de água aprisionadas em seu retículo cristalino. Nesses casos, teremos os chamados sais hidratados ou hidratos e a água retida recebe o nome de água de cristalização ou água de hidratação. Para os casos de sais hidratados, a maior parte das propriedades químicas e físicas dos sais sofrerá alteração, notadamente, na sua solubilidade em água.

Os sais dotados de alto poder de absorção de umidade são chamados de sais higroscópicos, enquanto sais que perdem água de cristalização com facilidade são chamados de sais eflorescentes.

Estruturalmente, devemos sempre indicar a quantidade de moléculas de água de cristalização presente no sal. Assim sendo, é comum utilizar a expressão *hidratado* ao final da nomenclatura do sal antecedido pelos prefixos *mono*, *di*, *tri*, *tetra* etc. para definir a quantidade de moléculas de água aprisionadas na cristalização desse sal.

Exemplo:

$\text{CuSO}_4 \rightarrow$  sulfato de cobre II anidro

$\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  sulfato de cobre II heptahidratado

### 6.6 Óxidos

Os óxidos são compostos binários, ou seja, formados por apenas dois elementos químicos, em que o elemento mais eletronegativo será sempre o oxigênio. Praticamente todos os elementos químicos encontrados na natureza podem dar origem a óxidos, incluindo os gases nobres. A principal exceção se dá para o flúor, que não formará óxido por definição, uma vez que se trata de um elemento com maior eletronegatividade que o oxigênio.

Para o flúor combinando-se com o oxigênio, teremos a formação dos chamados fluoretos:  $\text{OF}_2$  e  $\text{O}_2\text{F}$ .

Exemplos de óxidos:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuO}$ , entre outros.



#### Lembrete

Lembre-se de que o elemento mais eletronegativo sempre vem ao final na fórmula química.

A fórmula geral de um óxido normal pode ser definida por:



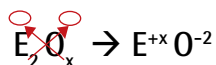
Com exceção aos chamados peróxidos, o número de oxidação do oxigênio será sempre  $-2$  e, geralmente, isso fará com que o segundo elemento presente no óxido tenha índice 2. Entretanto, não se trata de uma regra, pois diversos óxidos apresentam estrutura molecular e o nox do elemento diferente do oxigênio poderá influenciar na sua estrutura final.

Existem seis classificações diferentes para os óxidos, cada qual com sua regra própria de nomenclatura e propriedades químicas e físicas peculiares.

#### 6.6.1 Óxidos básicos

Os óxidos básicos serão sempre formados por metais de baixo valor de nox ( $+1$ ,  $+2$  ou  $+3$ ). Exemplo:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ , entre outros. Trata-se de óxidos iônicos e, portanto, formados por um cátion metálico e pelo ânion oxigênio.

Por se tratar de um composto binário iônico, poderemos relacionar diretamente o nox dos elementos com seus índices:

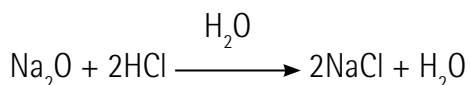
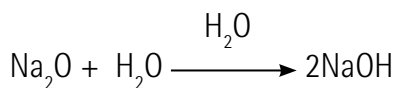


A identificação de um óxido básico se dá pelas suas reações químicas características:

- I. Todo óxido básico reage com água formando uma base.
- II. Todo óxido básico reage com ácidos formando sal e água.

Exemplo:

Um típico óxido básico é o  $\text{Na}_2\text{O}$  (óxido de sódio);



A nomenclatura padrão de um óxido básico segue a regra geral:

Óxido de \_\_\_\_\_ (nome do metal) \_\_\_\_\_

Assim, podemos definir a nomenclatura dos seguintes óxidos básicos como:

$\text{Na}_2\text{O}$  → óxido de sódio.

$\text{Li}_2\text{O}$  → óxido de lítio.

$\text{CaO}$  → óxido de cálcio.

$\text{MgO}$  → óxido de magnésio.



## Lembrete

Valem para os óxidos as mesmas regras discutidas aos sais: quando os índices dos elementos forem semelhantes, podemos omiti-los da estrutura do óxido.

Exemplo:



Para o caso de metais que apresentem mais de um nox, valerão as regras discutidas anteriormente, podendo-se utilizar para diferenciação dos óxidos o numeral romano (I, II, III ou IV) ao final da nomenclatura ou os sufixos *oso* e *íco*, respectivamente, para o menor e maior valor de nox do elemento metálico presente no óxido.

Exemplo:

Para diferenciarmos os tipos de óxidos contendo o metal ferro poderemos utilizar:

$\text{FeO}$  → óxido de ferro II ou óxido ferroso.

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  → óxido de ferro III ou óxido férrico.

### 6.6.2 Óxidos ácidos

Os óxidos ácidos ou anfóteros são sempre formados por ametais ou metais de nox elevado (+5, +6, +7 etc.). Como exemplos, temos:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  entre outros. Considerados óxidos moleculares, devem ter o nox do elemento que acompanha o oxigênio, determinado por meio das regras já discutidas nas reações de oxirredução.

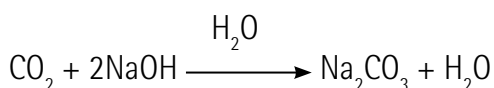
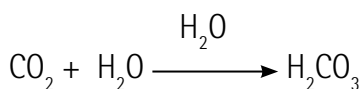
A identificação de óxido ácido se dá por meio de suas reações químicas características:

I. Todo óxido ácido reage com água, formando um ácido.

II. Todo óxido ácido reage com bases, formando sal e água.

Exemplo:

Um típico óxido ácido é o  $\text{CO}_2$  (dióxido de carbono):



A nomenclatura padrão de um óxido ácido segue a seguinte regra geral:

**(prefixo) óxido de (prefixo)\_\_\_\_\_ (nome do ametal ou metal)\_\_\_\_\_**

A diferença entre a nomenclatura dos óxidos básicos está na necessidade de se informar o número de oxigênios e do segundo elemento existente, por meio dos prefixos *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, e assim por diante. Assim, podemos definir a nomenclatura dos seguintes óxidos ácidos por:

$\text{CO}_2$ ..... → dióxido de carbono.

$\text{CO}$  → monóxido de carbono.

$\text{SO}_2$  → dióxido de enxofre.

$\text{SO}_3$  → trióxido de enxofre.

$\text{N}_2\text{O}_5$  → pentóxido de dinitrogênio.

$\text{NO}_2$  → dióxido de nitrogênio.

### 6.6.3 Óxidos anfóteros

Os óxidos anfóteros apresentam comportamento tanto de óxido básico como de óxido ácido, ou seja, apresentam tanto caráter ácido como caráter básico e só reagirão com funções químicas de caráter forte (ácido ou base forte). Em geral, são óxidos moleculares, insolúveis em água e que, portanto, terão como única reação característica a de neutralização em ácidos e bases fortes. Serão formados tanto por metais (zinco, alumínio, estanho e chumbo) como por ametais (arsênio e antimônio).

A nomenclatura segue a mesma regra geral definida para os óxidos básicos:

Óxido de \_\_\_\_\_ (nome do metal ou ametal) \_\_\_\_\_

Sendo assim,

$\text{ZnO}$  → óxido de zinco.

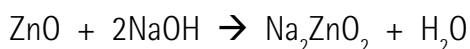
$\text{Al}_2\text{O}_3$  → óxido de alumínio.

$\text{PbO}$  → óxido de chumbo II ou óxido plumboso.

$\text{Pb}_2\text{O}_4$  → óxido de chumbo IV ou óxido plúmbico.

Exemplo:

O  $\text{ZnO}$  (óxido de zinco) é um típico exemplo de óxido anfótero e poderá ser identificado ao reagí-lo com ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ) ou hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ).



### 6.6.4 Óxidos neutros

São os óxidos que não apresentam reatividade em água e nem com outras funções químicas (ácidos ou bases). Portanto, não apresentam caráter ácido ou básico. Os óxidos neutros são de característica molecular, gasosos e formados por ametais.

Os três óxidos neutros mais comuns são: o monóxido de carbono (CO), o monóxido de dinitrogênio ( $N_2O$ ) e o óxido nítrico (NO).

### 6.6.5 Peróxidos

Os peróxidos são óxidos que apresentam o oxigênio com nox igual a -1. Outra característica importante é que, ao reagirem com a água, formarão sempre uma base e água oxigenada ( $H_2O_2$ ).

A melhor forma de reconhecer um peróxido, portanto, é determinando o nox dos elementos presentes em sua estrutura e constatando a alteração no valor do nox do oxigênio de -2 para -1.

Os principais peróxidos encontrados são: peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ), peróxidos de metais alcalinos ( $Na_2O_2$ ,  $Li_2O_2$  e  $K_2O_2$ ) e peróxidos de metais alcalinoterrosos ( $MgO_2$ ,  $CaO_2$  e  $BaO_2$ ).

A nomenclatura dos peróxidos segue a regra geral estabelecida para os óxidos básicos, entretanto, para que se promova uma diferenciação, inicia-se o nome pelo termo *peróxido*.

Sendo assim:

$H_2O_2 \rightarrow$  peróxido de hidrogênio.

$Na_2O_2 \rightarrow$  peróxido de sódio.

$Li_2O_2 \rightarrow$  peróxido de lítio.

$K_2O_2 \rightarrow$  peróxido de potássio.

$MgO_2 \rightarrow$  peróxido de magnésio.

$CaO_2 \rightarrow$  peróxido de cálcio.

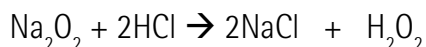
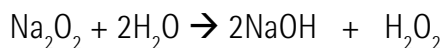
$BaO_2 \rightarrow$  peróxido de bário.

Os peróxidos reagem também com ácidos diluídos, formando sal e água dessa reação química.

Exemplo:

Um típico peróxido encontrado é o peróxido de sódio ( $Na_2O_2$ ). Ao reagirmos essa substância com água e com ácido clorídrico diluído, teremos:



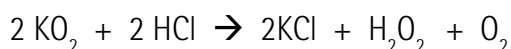
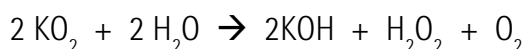


## 6.6.6 Superóxidos

Os superóxidos são óxidos que apresentam o oxigênio com nox  $-1/2$ . Reagem com água ou ácidos diluídos, formando água oxigenada e oxigênio gasoso.

Exemplo:

Um exemplo comum de superóxido é o  $\text{KO}_2$  (superóxido de potássio). Ao reagir-los com água e ácido clorídrico diluído, teremos:



### Resumo

Os átomos são entidades muito pequenas e, por isso, não podem ter suas massas expressas em unidades usuais de massa. Para isso, define-se massa atômica como a massa de um átomo expressa em u (unidade de massa atômica baseada na massa do padrão do isótopo 12 do carbono) que é representada pela média ponderada das massas atômicas dos isótopos de cada elemento existente na natureza. Elas estão disponíveis nas tabelas periódicas. Da mesma forma, para se determinar a massa de uma molécula, somam-se as massas individuais de cada componente da molécula e define-se essa soma como sendo a massa molecular. Se juntarmos 1 mol de partículas, obteremos  $6,02 \times 10^{23}$  partículas. Esse número chama-se Número de Avogadro. A massa molar passa a ser a massa agora, a massa em gramas de um mol de átomos ou de moléculas de uma substância. A massa molar de um elemento é numericamente igual a sua massa atômica e a massa molar de uma substância é numericamente igual a sua massa molecular.

Oxidação é a perda de elétrons ou um aumento numérico do número de oxidação. Redução é o ganho de elétrons ou a diminuição numérica do número de oxidação. A substância oxidada é o agente redutor; a substância reduzida é o agente oxidante. Os números de oxidação são um dispositivo que utilizamos para acompanhar as mudanças nas reações redox. Eles são atribuídos em função das regras discutidas no item 5.5.2 desta apostila.

Dada a grande quantidade de substâncias químicas existentes na natureza, é necessário que as agrupemos de acordo com suas características químicas e físicas, de modo a facilitarmos seu estudo e a previsibilidade de suas reações e propriedades.

A cada grupo de substâncias químicas de características comuns chamamos de *Função Química* e nesta unidade foram estudadas as quatro principais funções químicas inorgânicas: ácidos, bases, sais e óxidos. As funções inorgânicas foram estipuladas de acordo com a Teoria de Arrhenius para ácidos e bases e até hoje é a forma mais tradicional e de fácil compreensão para o ensino da Química Inorgânica. A partir da Teoria de Arrhenius, um ácido é toda substância química que, em água, sofre ionização liberando como único cátion o  $H^+$ . Portanto, são exemplos de ácidos as substâncias: HCl (ácido clorídrico),  $H_2SO_4$  (ácido sulfúrico),  $HNO_3$  (ácido nítrico) e  $H_3PO_4$  (ácido fosfórico).

A ionização do ácido na água sempre produzirá uma solução eletrolítica e, portanto, capaz de transferir corrente elétrica, devido à formação de um ânion específico desse ácido junto ao  $H^+$ . O ânion formado nessa ionização pode ser facilmente identificado por meio da chamada tabela de ânions ou pela simples regra de nomenclatura entre ânions e ácidos, onde o ácido com terminação *ico* forma um ânion com terminação *ato* na ionização, um ácido com terminação *oso* forma um ânion com terminação *ito* na ionização e um ácido com terminação *ídrico* forma um ânion com terminação *eto*. Exemplo: O ácido clorídrico ionizará liberando o ânion cloreto, enquanto o ácido sulfúrico ionizará liberando o ânion sulfato.

Todos os ácidos inorgânicos são solúveis em água, entretanto, nem todos apresentam grandes taxas (ou grau) de ionização. Assim sendo, classificaremos os ácidos como fortes, moderados ou fracos de acordo com a percentagem de moléculas que sofrerão ionização em água. Como exemplo, para um ácido ser considerado forte, será necessário que ionize, ao menos, 50% de suas moléculas em água (exemplo: HCl), enquanto um ácido fraco ionizará menos que 5% de suas moléculas (exemplo: HClO). As bases são substâncias químicas que sofrem dissociação iônica na presença de água, liberando como único ânion a hidroxila ( $OH^-$ ). A nomenclatura das bases apresenta-se mais simples, uma vez que basta incorporar o termo *hidróxido* ao nome do cátion ligado a ele na formação da substância. Portanto, são exemplos de bases: o NaOH (Hidróxido de sódio) e o  $Al(OH)_3$  (hidróxido de alumínio).

Assim, como no caso dos ácidos, as bases poderão ter maior ou menor grau de dissociação em água e, por conta disso, também receberão a classificação de base fraca e forte. Tem-se, por definição, que as bases

formadas por cátions de metais alcalinos e alguns metais alcalinoterrosos são consideradas fortes, enquanto a grande maioria das bases (demais grupos de cátions) formam bases fracas (incluindo os hidróxidos de magnésio e berílio). Entretanto, ao contrário dos ácidos, poucas são as bases completamente solúveis em água (apenas as formadas por cátions de metais alcalinos). Consideram-se como parcialmente ou praticamente insolúveis as bases formadas por cátions de metais alcalinoterrosos e as demais são consideradas insolúveis.

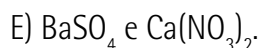
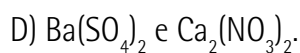
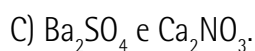
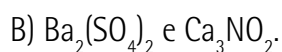
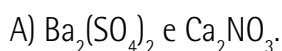
Da reação química entre ácidos e bases, chamada reação de neutralização, surgem os sais, que são as substâncias com pelo menos um cátion diferente do  $H^+$  e um ânion diferente do  $OH^-$ . A reação de neutralização, quando completada, dará origem aos chamados sais neutros. A nomenclatura de sais segue, praticamente, as mesmas regras dos ácidos e bases, sendo que se deve iniciar pelo nome do ânion seguido pelo nome do cátion presente na estrutura dessa substância. Assim como as bases, todo sal sofre dissociação em água, liberando ao menos um cátion e um ânion e assim dando origem também a uma solução eletrolítica. Como exemplos típicos de sais temos o cloreto de sódio ( $NaCl$ ), o sulfato de magnésio ( $MgSO_4$ ) e o iodeto de potássio ( $KI$ ). A obtenção do ânion gerado pela dissociação do sal também pode ser obtida pela tabela de ânions bastando se manter atento à terminação do ânion presente no sal (*ato*, *eto* ou *ito*). Quando a neutralização ocorrer de forma parcial (quantidade insuficiente do ácido ou da base na reação), teremos a obtenção dos chamados sais ácidos (exemplo:  $Na_2HPO_4$ ) ou sais básicos (exemplo:  $Ca(OH)Cl$ ). Também existem os chamados sais mistos que são aqueles obtidos a partir da reação de dois ácidos e uma base ou duas bases e um ácido (exemplo:  $KNaSO_4$ ).

Por fim, temos a quarta função inorgânica, o óxido, que é um composto binário que apresenta o oxigênio sempre como o elemento mais eletronegativo na estrutura química. Os óxidos podem ser classificados como ácidos (quando formados por metais de nox +1 a +4), básicos (quando formados por ametais ou metais de nox de maior valência), neutros (alguns casos de óxidos não reativos e que, portanto, não se enquadram nas definições anteriores), anfóteros (óxidos que tem tanto comportamento ácido quanto básico), peróxidos e superóxidos (esses dois últimos casos apresentam substâncias em que o oxigênio sofre alteração em seu valor tradicional de nox).



## Exercícios

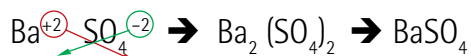
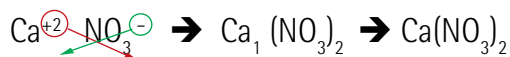
**Questão 1.** Uma solução obtida pela adição de nitrato de cálcio e sulfato de bário sólidos em água contém os íons  $\text{Ca}^{+2}_{(aq)}$  e  $\text{NO}_3^{-}_{(aq)}$  e  $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ . As citadas substâncias podem ser representadas pelas fórmulas:



Resposta correta: alternativa E.

### Análise das alternativas

A combinação entre os dois cátions e os dois ânions dará origem à formação de dois sais. Sabendo-se que todo sal é formado pela ligação iônica entre cátion e ânion, poderemos construir o sal como:



Assim, as alternativas A e B são incorretas, pois se devem omitir os índices do cátion e ânion de um sal quando forem de mesmo valor de valência. As alternativas C e D são incorretas, pois não estão corretos os índices dos ânions.

**Questão 2.** As substâncias inorgânicas podem ser classificadas, de acordo com sua composição e sua estrutura química, no que chamamos de *função química*. Com base nos seus conhecimentos sobre as funções inorgânicas, classifique, respectivamente, as substâncias:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{HNO}_3$  e  $\text{K}_2\text{O}$ .

A) Ácido, base e sal.

B) Sal, base e óxido.

C) Ácido, sal e base.

D) Base, ácido e óxido.

E) Sal, ácido e base.

Resposta correta: alternativa D.

## **Análise das alternativas**

As bases são funções em que o único ânion presente é a hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), os ácidos são funções nas quais o único cátion presente é o  $\text{H}^+$  e os óxidos são compostos binários, ou seja, formados por apenas dois elementos químicos, sendo um deles sempre o oxigênio (será sempre o elemento mais eletronegativo). Assim, a substância  $\text{LiOH}$  pode ser considerada uma base, a substância  $\text{HNO}_3$  pode ser considerada um ácido e a substância  $\text{K}_2\text{O}$  pode ser considerado um óxido.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

# Unidade IV

Nesta unidade, em particular, vamos nos aprofundar nas características principais dos compostos orgânicos, bem como na nomenclatura básica e grupos funcionais mais importantes.

Assim, esperamos que tenha uma boa leitura e aproveite esse conhecimento para sua melhor formação!

## 7 CLASSIFICAÇÃO E PROPRIEDADES DO CARBONO NAS MOLÉCULAS ORGÂNICAS

O carbono, principal elemento químico presente nos compostos orgânicos, apresenta certas características químicas que o tornam diferente dos demais elementos. Dentre essas suas propriedades específicas, quatro serão fundamentais para a compreensão das substâncias orgânicas:

- I. O carbono é um elemento tetravalente: por apresentar número atômico 6, apresenta 4 elétrons de valência (último nível energético) e tendência à formação de ligações covalentes. Ou seja, o carbono tende a compartilhar seus elétrons, de forma a tornar-se estável. Pode-se afirmar, portanto, que forma sempre quatro ligações covalentes.

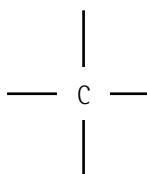


Figura 52

- II. O carbono pode formar múltiplas ligações com outro átomo: devido à necessidade de formar quatro ligações covalentes para que se atinja a estabilidade química, ele pode (quando possível) fazer uma, duas ou até três ligações covalentes com o mesmo átomo. Dessa forma, em compostos orgânicos, podem surgir as chamadas ligações:

- Simples: formada por apenas uma ligação covalente entre o carbono e o átomo com o qual compartilhou elétrons. Nesse caso, compartilha apenas dois elétrons.

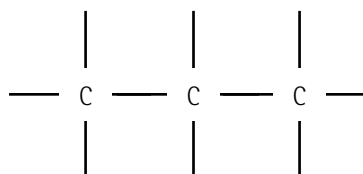


Figura 53

- Dupla: formada por duas ligações covalentes entre o carbono e o átomo vizinho com o qual esteja compartilhando elétrons. Nesse caso, compartilha quatro elétrons (dois em cada ligação covalente).

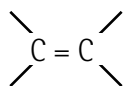


Figura 54

- Tripla: formada por três ligações covalentes entre o carbono e o átomo vizinho com o qual compartilha elétrons. Nesse caso, compartilha um total de seis elétrons (dois em cada ligação covalente).

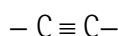


Figura 55

III.O carbono se liga a várias classes de elementos químicos: por ser um elemento químico tetravalente e capaz de formar múltiplas ligações com os elementos, ele pode formar ligações covalentes com todos os grupos de elementos químicos da tabela periódica. Isso ocorre porque não pode ser considerado essencialmente eletropositivo (forte tendência a doar elétron) nem eletronegativo (forte tendência a receber elétron). Com isso, é possível construir ligações químicas com elementos como o hidrogênio, enxofre, oxigênio, nitrogênio, cloro e outros, dando origem a diferentes espécies químicas que chamaremos de função orgânica. O fato de se ligar a diferentes elementos químicos faz com que o nox do carbono também sofra variação de acordo com a ligação efetuada.

IV.O carbono forma cadeias: por serem capazes de promover ligação com outros átomos de carbono, oxigênio e nitrogênio, as estruturas químicas acabam assumindo forma de encadeamento curtos ou mesmo longos e das mais variadas disposições entre os elementos.

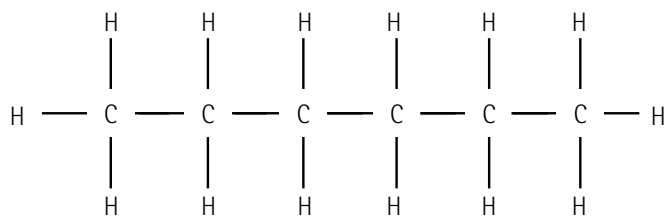


Figura 56

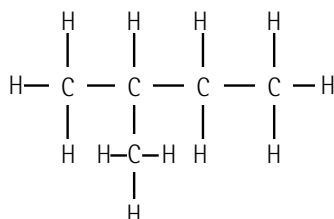


Figura 57

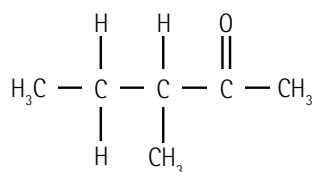


Figura 58

Diante dessas propriedades, os compostos orgânicos apresentam enorme variedade de disposição de ligações e presença de elementos que fazem com que ele seja, sem dúvida alguma, o maior grupo de compostos químicos presente na natureza.

## 7.1 Fórmulas químicas dos compostos orgânicos

As cadeias carbônicas podem ser demonstradas por meio de três principais fórmulas químicas: estrutural, estrutural condensada e *Bond-line*.

- I. Fórmula estrutural: indica toda a estrutura, ou seja, a disposição de todos os átomos e ligações covalentes presentes na cadeia (incluindo carbonos e hidrogênios, geralmente os que estão em maior número).

Exemplo:

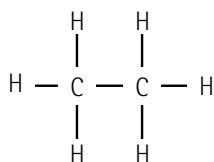


Figura 59

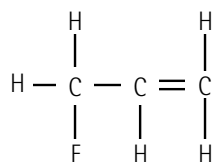


Figura 60

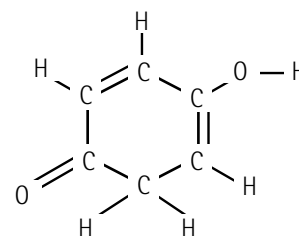


Figura 61

- II. Fórmula estrutural condensada: é uma abreviação da fórmula estrutural, em que as ligações entre carbono e hidrogênio são omitidas na representação da cadeia. Trata-se da representação mais empregada, devido à sua facilidade de construção e interpretação.

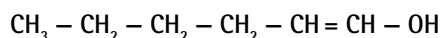


Figura 62

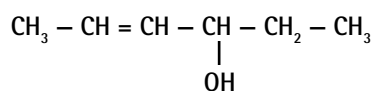


Figura 63



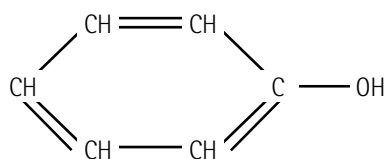


Figura 64

III. Fórmula *Bond-Line*: é a representação por meio de segmentos de reta ziguezagueados, em que tanto os carbonos como os hidrogênios da cadeia serão omitidos, restando apenas as representações das ligações covalentes envolvidas. Essa representação obedece ao seguinte código:

- a cadeia será representada como um zigue-zague;
- as pontas corresponderão ao grupo  $\text{CH}_3$ ;
- a junção de dois traços corresponderá a um grupo  $\text{CH}_2$ ;
- a junção de três traços indicará um grupo  $\text{CH}$ ;
- a junção de quatro traços corresponderá a um carbono quaternário.

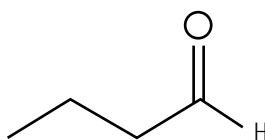


Figura 65

A conversão da fórmula estrutural condensada para *Bond-line* pode ser realizada da seguinte forma:

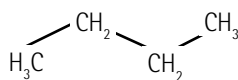


Figura 66 - Butano

Apresenta quatro carbonos, e, portanto, teremos três ziguezagueamentos para que se tenham representados todos os carbonos da cadeia. É necessário lembrar que as extremidades também representam carbonos que foram omitidos. Portanto, a representação será:

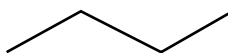


Figura 67

Outro exemplo de conversão para estrutura *Bond-line*:

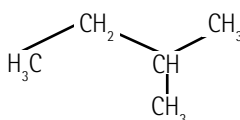


Figura 68 - 2-Metilbutano

Apresenta quatro carbonos na cadeia principal e um carbono como ramificação. Serão, portanto, três ziguezagueamentos para que se tenha a representação de todos os carbonos da cadeia e mais um traço representando a ramificação no segundo carbono a partir da extremidade da cadeia.

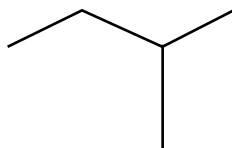


Figura 69



### Observação

A representação *Bond-line* mantém visível todos os demais elementos que não sejam carbono e hidrogênio. Assim, deve-se ter atenção ao efetuar a conversão para esse tipo de estrutura. É necessário o mesmo cuidado com as ligações duplas e triplas, que deverão estar indicadas no ziguezagueamento indicativo da estrutura.

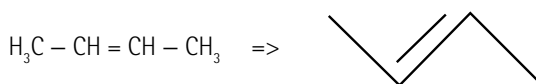


Figura 70

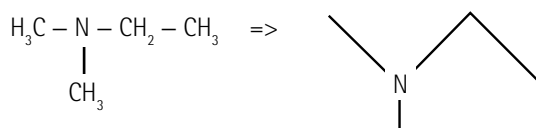


Figura 71

## 7.2 Classificação do carbono presente na cadeia

O carbono da cadeia recebe uma classificação de acordo com a posição que ocupa e o número de ligações efetuadas com outros átomos de carbono. Diante disso, o carbono pode ser:

### Quadro 13

Classificação	Definição
Primário	Ligado a apenas um átomo de carbono diferente.
Secundário	Ligado a dois átomos de carbono diferentes.
Terciário	Ligado a três átomos de carbono diferentes.
Quaternário	Ligado a quatro átomos de carbono diferentes.

Exemplo:

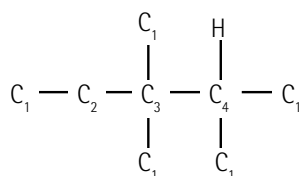


Figura 72

O exemplo de composto orgânico apresenta indicada a classificação de cada carbono presente na cadeia principal e em suas ramificações. Assim, pode-se dizer que temos aí quatro carbonos primários, um carbono secundário, um carbono terciário e um carbono quaternário em sua estrutura.

A classificação do carbono é importante, pois a reatividade deste muda em função da presença de outros carbonos vizinhos e conhecê-la permite uma previsibilidade da ocorrência da reação orgânica.


## 7.3 Classificação da cadeia carbônica

A cadeia carbônica recebe uma série de classificações como forma de agrupar as que apresentam características comuns e, assim, prever algumas propriedades químicas e físicas características a esses agrupamentos.

I. Classificação quanto ao fechamento da cadeia carbônica principal

Poderemos classificar a cadeia como aberta (ou acíclica, ou alifática) ou fechada (cíclica).

Quadro 14


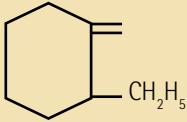
Classificação	Exemplo
Alifática	$  \begin{array}{ccccccc}  & H & & H & & H & & H \\  &   & &   & &   & &   \\  H & - & C & - & C & - & C & - & C & - & H \\  &   & &   & &   & &   \\  & H & & H & & H & & H  \end{array}  $
Cíclica	$  \begin{array}{ccc}  CH_2 & - & CH_2 \\    & &   \\  CH_2 & - & CH_2  \end{array}  $ 

II. Classificação quanto à disposição dos carbonos:

Podemos classificar a cadeia como normal ou ramificada. Uma cadeia normal é aquela em que todos os carbonos ligados se apresentam em uma única sequência de encadeamento. É o que chamamos de

*cadeia única.* Quando um ou mais carbonos formam encadeamentos diferentes da cadeia principal (com maior número de carbonos), teremos a chamada ramificação e a cadeia então passa a ser chamada de *ramificada*.

**Quadro 15**

Classificação	Exemplo
Normal	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\  &   &   &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   &   &   \\  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ $  \begin{array}{ccc}  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\    & &   \\  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2  \end{array}  $ 
Ramificada	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{CH}_3 \\  &   &   &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   &   &   \\  & \text{H} & \text{CH}_3 & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ 




## Lembrete

A ramificação é formada por um ou mais carbonos que saem do encadeamento original (cadeia principal). Não confundir tal definição com os chamados grupos funcionais, como a hidroxila (-OH) ou a cetona (=O).

### III. Classificação quanto aos tipos de ligações

Com relação ao tipo de ligação química entre os carbonos presentes na cadeia, temos a classificação em cadeia *saturada* e *insaturada*. Uma cadeia é chamada de *saturada* quando os carbonos encadeados estão ligados apenas por ligações simples. Por outro lado, a existência de uma ou mais duplas e triplas ligações entre os carbonos na cadeia faz com que esta seja classificada como *insaturada*.


Quadro 16

Classificação	Exemplo
Saturada	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\  &   &   &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   &   &   \\  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ $  \begin{array}{ccc}  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\    & &   \\  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2  \end{array}  $ 
Insaturada	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & & \text{H} \\  &   & &   \\  \text{H}_3\text{C} & - \text{C} & - \text{C} & = \text{C} & - \text{CH}_3 \\  &   &   & & \\  & \text{H} & \text{H} & &   \end{array}  $ $  \begin{array}{ccc}  \text{HC} & = & \text{CH} \\    & &   \\  \text{H}_2\text{C} & & \text{CH}_2 \\  & \diagdown & / \\  & \text{O} &   \end{array}  $

IV. Classificação quanto à natureza dos átomos

Com relação à natureza dos átomos presentes na cadeia principal, a esta pode ser classificada como *homogênea* ou *heterogênea*. É considerada *homogênea* quando, na cadeia principal, só existir encadeamento entre carbonos.

Tabela 15

Classificação	Exemplo
Homogênea	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\  &   &   &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   &   &   \\  & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ $  \begin{array}{ccc}  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\    & &   \\  \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2  \end{array}  $ 
Heterogênea	$  \begin{array}{cccc}  & \text{H} & \text{H} & & \text{H} & \text{H} \\  &   &   & &   &   \\  \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{O} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\  &   &   & &   &   \\  & \text{H} & \text{H} & & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $ $  \begin{array}{ccc}  \text{HC} & = & \text{CH} \\    & &   \\  \text{H}_2\text{C} & & \text{CH}_2 \\  & \diagdown & / \\  & \text{O} &   \end{array}  $



## Observação

As *cadeias cíclicas* ou *fechadas* podem ser divididas em dois subgrupos, de acordo com a disposição, quando houver, das duplas ligações. Assim, existem as *cadeias alicíclicas* ou *não aromáticas* e as *cadeias aromáticas*. A *cadeia aromática* é aquela em que se observa a formação do chamado *anel benzênico*.

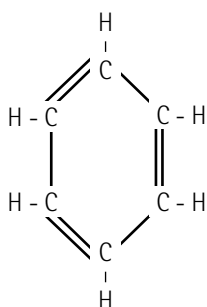


Figura 73 – Benzeno (fórmula estrutural)

Costuma-se representar o anel benzênico pela sua estrutura simplificada:

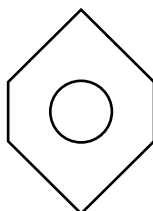


Figura 74 – Benzeno (estrutura simplificada – anel aromático)



## Saiba mais

**Grávidas expostas à poluição do ar podem dobrar risco de seus filhos serem obesos.**

Os compostos aromáticos vêm sendo amplamente estudados devido a potencial toxicidade. Uma notícia veiculada pelo portal da revista *Veja* em abril de 2012 citou um estudo realizado pela Universidade de Colúmbia, EUA publicado no *American Journal of Epidemiology*, que revela que mulheres grávidas expostas a altos índices de poluentes atmosféricos podem dobrar a chance dos filhos desenvolverem obesidade. Curiosamente, a principal classe de poluentes capaz de interferir na possibilidade de ocorrer

obesidade na criança são os chamados compostos aromáticos. De acordo com a pesquisa, gestantes expostas a substâncias aromáticas tiveram um aumento em 1,7 vezes a chance de a criança desenvolver obesidade. Saiba mais acompanhando a notícia divulgada no portal *Veja on-line*, disponível em:

<<http://veja.abril.com.br/noticia/saude/gravidas-expostas-a-poluicao-do-ar-podem-dobrar-risco-de-seus-filhos-serem-obesos>>.

## 7.4 Nomenclatura básica dos compostos orgânicos

Os compostos orgânicos têm seu nome dado em função da quantidade de carbonos na cadeia principal, presença de ligação simples, dupla ou tripla e de grupo funcional.

De forma geral, se inicia a nomenclatura da cadeia principal utilizando prefixos indicativos da quantidade de carbonos:

**Tabela 16**

Prefixo	Número de Carbonos
Met	1
Et	2
Prop	3
But	4
Pent	5
Hex	6
Hept	7
Oct	8
Non	9
Dec	10

Assim, ao lermos a palavra *metano*, sabemos, pelo prefixo *met*, que a substância química em questão é formada por apenas um carbono. Por outro lado, ao lermos *butano*, sabemos, pelo prefixo *but*, que se trata de uma substância contendo quatro carbonos na cadeia principal.

Em geral, o termo do meio no nome do composto orgânico indica a presença de ligação simples, dupla ou tripla na cadeia principal. Assim,

**Tabela 17**

Expressão	Ligação Presente
an	apenas simples
en	pelo menos uma dupla
in	pelo menos uma tripla

Exemplo:

- butano: sabemos que se trata de uma cadeia contendo quatro carbonos e formada apenas por ligações simples;
- hexeno: sabemos que se trata de uma cadeia contendo seis carbonos e formada por pelo menos uma ligação dupla;
- pentino: sabemos que se trata de uma cadeia contendo cinco carbonos e formada por pelo menos uma ligação tripla.

O sufixo ou terminação dado ao composto orgânico indica qual a função orgânica à qual pertence o composto químico. O sufixo correspondente a cada função orgânica é dado a seguir:

**Tabela 18**

Função	Sufixo
Hidrocarboneto	.....o
Álcool	.....ol
Cetona	.....ona
Éter	.....óxi .....ano
Aldeído	.....al
Ácido Carboxílico	ácido .....oico
Éster	.....ato de .....ila
Haleto	.....eto de .....ila
Amina	.....amina
Amida	.....amida
Tiol ou Tioálcool	.....tiol
Fenol	fenol

Importante:

O prefixo se refere à quantidade de carbonos na cadeia principal.

O termo *intermediário* se refere à presença de ligação simples, dupla ou tripla.

O sufixo se refere à função orgânica à qual pertence o composto orgânico.



### Lembrete

Toda nomenclatura de composto orgânico pode ser dividida em três partes:

prefixo + intermediário + sufixo

Exemplo:

Propanal: um aldeído que contém cinco carbonos e apenas ligações simples.



## 8 PRINCIPAIS GRUPOS FUNCIONAIS ORGÂNICOS

Devido à enorme quantidade de substâncias orgânicas existentes na natureza, mostra-se interessante estabelecer uma divisão entre eles de acordo com propriedades químicas comuns. A essa divisão damos o nome de *função orgânica*. Cada uma das funções orgânicas é identificada pelo chamado *grupo funcional*, que é uma estrutura comum presente em todos os compostos de mesma função orgânica. Além disso, a nomenclatura de cada função orgânica apresenta algumas peculiaridades verificáveis por meio da identificação da função pelo sufixo acoplado ao nome da cadeia principal.

A nomenclatura de um composto orgânico deve obedecer às regras estabelecidas pela International Union of Pure and Applied Chemistry, órgão internacional responsável pela disseminação do conhecimento e pela organização e normatização da área química.

### 8.1 Hidrocarbonetos

Compostos orgânicos formados, exclusivamente, por carbono e hidrogênio. Devido à quantidade de hidrocarbonetos existentes na natureza, esse grupo é subdividido em:

- alcanos: hidrocarbonetos formados apenas por ligações simples;
- alcenos: hidrocarbonetos que possuam, no mínimo, uma ligação dupla na cadeia principal;
- alcinos: hidrocarbonetos que possuam, no mínimo, uma tripla ligação na cadeia principal.

Exemplos:

- Alcano

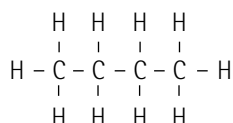


Figura 75

- Alceno

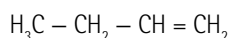


Figura 76

- Alcino

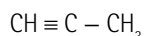


Figura 77

A nomenclatura dos hidrocarbonetos segue a regra geral exposta anteriormente. Assim, temos:

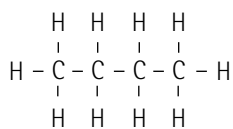


Figura 78 - Butano

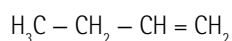


Figura 79 - Buteno

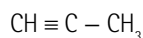


Figura 80 - Propino

A posição da dupla ou tripla ligação em um hidrocarboneto deverá ser sempre indicada antes do termo intermediário (que define a ligação presente) no nome. Tal indicação é feita numericamente. A enumeração dos carbonos da cadeia deve seguir a ordem de proximidade da dupla ou tripla, ou seja, começaremos enumerando sempre pela ponta que estiver mais próxima da insaturação.

Exemplo:

Penteno: a dupla se encontra na ponta da cadeia.

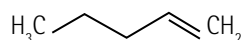


Figura 81

Pent-2-eno: a dupla se encontra no segundo carbono da cadeia.

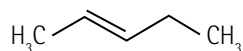


Figura 82

### 8.2 Haletos

Compostos orgânicos nos quais um dos hidrogênios da cadeia é substituído por um halogênio (cloro, flúor, bromo ou iodo).

Exemplos:

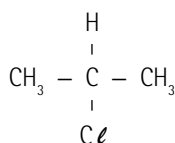


Figura 83

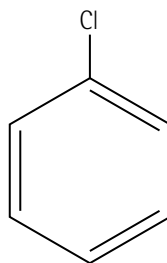


Figura 84

A nomenclatura dos haletos orgânicos segue o esquema indicado no item anterior. Segundo a regra geral, o halogênio (incluindo sua posição) deve ser indicado no início do nome do composto orgânico. Dessa forma, temos:

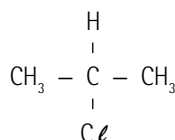


Figura 85 - 2-Cloropropano

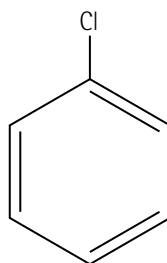


Figura 86 - Clorobenzeno

### 8.3 Alcoóis

Compostos orgânicos nos quais um dos hidrogênios da cadeia é substituído por uma hidroxila (-OH).

Exemplos:

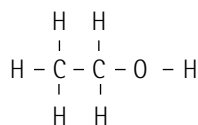


Figura 87

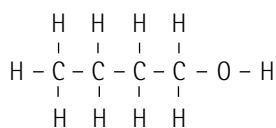


Figura 88

De acordo com a nomenclatura padrão já discutida, o sufixo a ser empregado para identificação do grupo funcional é *ol*. Assim sendo:

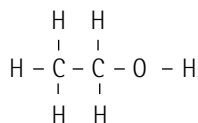


Figura 89 - Etanol

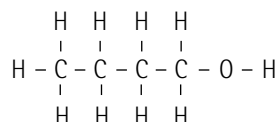


Figura 90 - Butanol



### Observação

A posição da hidroxila também deve ser indicada na nomenclatura. O carbono ligado à hidroxila é enumerado a partir da ordem de proximidade de uma das extremidades da cadeia. A posição é indicada pelo número no início do nome do composto orgânico.

Exemplo:

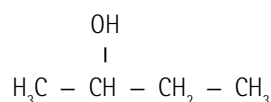


Figura 91

Essa substância será chamada 2-butanol, pois a hidroxila está ligada ao segundo carbono de acordo com a regra de enumeração.

## 8.4 Éteres

São compostos que apresentam o radical  $\text{C} - \text{O} - \text{C}$ , ou seja, o oxigênio se apresenta como um heteroátomo no meio de uma cadeia carbônica.

Exemplos:

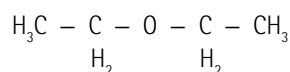


Figura 92

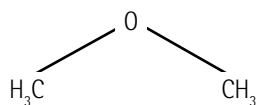


Figura 93

As formas mais simples dos éteres assumem a nomenclatura *óxi/ano*, sendo que o lado contendo o menor número de carbonos vem na primeira parte do nome e o lado contendo o maior número de carbonos vem na segunda parte do nome. Assim, temos:

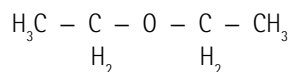


Figura 94 - Etóxietano

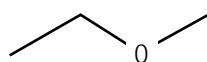


Figura 95 - Metóxietano

## 8.5 Cetonas

São compostos que apresentam o radical funcional ( $-\text{C}=\text{O}$ ), denominado carbonila. Nas cetonas, o grupo carbonílico ocorre no interior de uma cadeia de carbonos e está, em consequência, ladeado por átomos de C.

Exemplos:



Figura 96

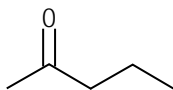


Figura 97

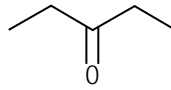


Figura 98

As formas mais simples das cetonas assumem a terminação *ona*, devendo-se indicar a posição do grupo funcional na cadeia. Assim, temos:



Figura 99 - Propanona

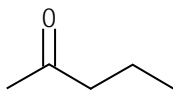


Figura100 - 2-Pentanona

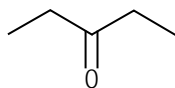


Figura 101 - 3-Pentanona

## 8.6 Aldeídos

São compostos que apresentam o radical funcional ( $-\text{CHO}$ ), denominado *aloxila*. Neles, o grupo carbonílico tem no mínimo um átomo de H ligado.

Exemplos:

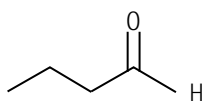


Figura 102

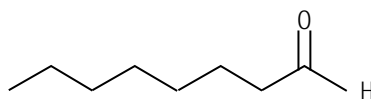


Figura 103

As formas mais simples dos aldeídos assumem a terminação *al*. Assim, temos:

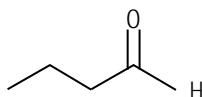


Figura 104 - Butanal

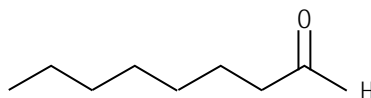


Figura 105 - Octanal

## 8.7 Ácidos carboxílicos

São compostos que apresentam o radical funcional ( $-\text{COOH}$ ), denominado *carboxila*. Na nomenclatura oficial, a terminação empregada é *oico*.

Exemplos:

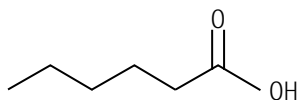


Figura 106 - Ácido etanoico

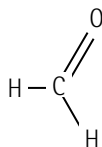


Figura 107 - Ácido metanoico

## 8.8 Aminas

São compostos derivados da amônia,  $\text{NH}_3$ , pela substituição de um ou mais átomos de H por igual número de radicais alcoila ou arila. Apresentam fórmula geral  $\text{R}_3\text{N}$ , em que R pode ser H ou um grupo hidrocarboneto, como nos seguintes exemplos:

Função:

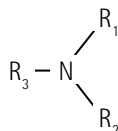


Figura 108

(em que R pode ser substituído por H ou hidrocarbonetos).

Exemplos:

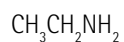


Figura 109 - Etilamina



Figura 110 - Trimetilamina

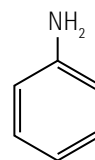


Figura 111 - Fenilamina (anilina)

## 8.9 Amidas

São compostos derivados da amônia,  $\text{NH}_3$ , pela substituição de um ou mais átomos de H por igual número de radicais *acila*. Podemos considerar o grupo funcional amida derivado de um ácido carboxílico com um grupo  $\text{NR}_2$  substituindo OH do ácido.

Função:

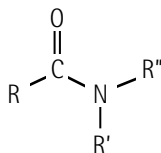


Figura 112

(em que R pode ser substituído por H ou hidrocarbonetos).

Exemplos:

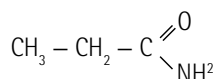


Figura 113 - Propilamida

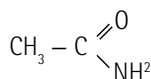


Figura 114 - Etilamida



### Saiba mais

Existem muitas outras funções orgânicas na natureza, responsáveis por inúmeras características químicas e físicas dos materiais. Consulte sobre as funções menos comuns (porém importantes) como os ésteres, tióis, compostos nitrogenados, entre outros, no livro:

SOLOMONS, T. W. Graham; FRYHLE, Craig B. *Química orgânica*, v. 2. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.



### Resumo

Devido à numerosa presença dos compostos orgânicos na natureza, se faz necessário estudar suas características básicas, de maneira independente das funções chamadas inorgânicas. Por definição, o composto orgânico é aquele em que o carbono está presente estruturalmente como o elemento central. O carbono é um elemento químico peculiar, pois, sendo tetravalente, permite a formação de diferentes arranjos de ligações covalentes com os outros elementos. Com isso, é possível observarmos o



átomo de carbono efetuando entre uma e três ligações covalentes com um átomo próximo. Tais arranjos de ligações covalentes são o que chamamos de ligações simples (uma ligação covalente com outro átomo), dupla (duas covalentes com outro átomo) e tripla (três covalentes com outro átomo). O carbono também apresenta a capacidade de, ao se ligar a outros átomos (carbono, oxigênio, nitrogênio etc.), formar um encadeamento linear, o qual chamamos cadeia carbônica.

As cadeias carbônicas, por sua vez, sofrem classificação de acordo com algumas características como presença de ramificação ou de ligação dupla ou tripla. Assim, podemos classificá-las quanto ao seu fechamento: cadeia alifática (aberta) ou cíclica (fechada); disposição dos carbonos na cadeia: cadeia normal (todos os carbonos alinhados na mesma cadeia) ou ramificada (presença de um ou mais carbonos fora da cadeia principal); quanto ao tipo de ligação presente: saturada (presença de apenas ligações simples) ou insaturada (presença de, no mínimo, uma dupla ou tripla ligação na cadeia principal); quanto ao tipo de átomo presente na cadeia principal: homogênea (cadeia principal formada apenas por carbonos) e heterogênea (presença de um ou mais átomos diferentes do carbono na cadeia principal).

Outra importante característica dos compostos orgânicos é que as reações ocorrem de acordo com a característica do carbono na cadeia. Assim, para prever em qual carbono a reação química ocorrerá, é necessário classificar os diferentes carbonos de acordo com sua posição na cadeia e o número de ligações efetuadas com outros carbonos. Para essa classificação, são definidos os chamados carbonos primários (ligados a apenas um carbono), secundários (ligados a dois carbonos), terciários (ligados a três carbonos) e quaternários (ligados a quatro carbonos). A estrutura de um composto orgânico pode ser reconhecida pela sua nomenclatura, uma vez que o nome é dado por três subdivisões: prefixo (indica o número de carbonos presente na cadeia principal), trecho intermediário (indica se apresenta apenas ligações simples ou se contém ligações duplas e/ou triplas) e sufixo ou terminação (indica o grupo funcional do qual a substância faz parte). É importante saber reconhecer o grupo funcional do qual a substância orgânica estudada faz parte, pois cada qual terá propriedades químicas e físicas distintas. Assim, entende-se que as reações químicas que ocorrem para um aldeído são distintas das reações químicas que ocorrem para um hidrocarboneto, por exemplo.

Dentre as principais funções orgânicas de interesse na área biológica, temos os hidrocarbonetos (formados apenas por carbono e hidrogênio), haletos (presença de halogênios substituindo um ou mais hidrogênios da cadeia), alcoóis (presença de hidroxila substituindo um ou mais hidrogênios),

aminas (nitrogênio substituindo um ou mais hidrogênios), cetonas (presença da carbonila entre carbonos na cadeia principal), aldeídos (presença de aldoxila nas extremidades da cadeia), ácidos carboxílicos (presença de carboxila nas extremidades da cadeia) e amidas (presença de um grupo amina substituindo O–OH da estrutura original de uma carboxila).



### Exercícios

**Questão 1.** Considere as estruturas moleculares do naftaleno e da decalina, representada pelas fórmulas em seguida:

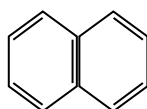


Figura 115 - Naftaleno

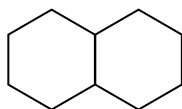


Figura 116 - Decalina

Substituindo, em ambas, um átomo de hidrogênio por um grupo hidroxila (OH), obtêm-se dois compostos que pertencem, **respectivamente**, às funções:

- A) Álcool e fenol.
- B) Fenol e fenol.
- C) Fenol e álcool.
- D) Álcool e álcool.
- D) Aldeído e álcool.

Resposta correta: alternativa C.

#### Análise das alternativas

- OH ligado ao anel aromático (carbono insaturado) caracteriza a função fenol.

- OH ligado a carbono saturado caracteriza a função álcool.

Assim, a molécula da esquerda, por apresentar carbonos insaturados e se configurar como anel

aromático, dará origem a um fenol. Por outro lado, a molécula da direita, por apresentar apenas carbonos saturados, dará origem a um álcool na substituição do hidrogênio por hidroxila.

**Questão 2.** O citral tem forte sabor de limão e é empregado em alimentos para dar sabor e aroma cítricos.

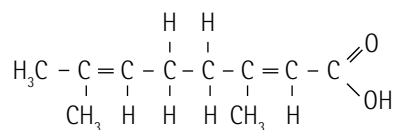


Figura 117

A fórmula estrutural do citral apresenta:

- A) Dois carbonos terciários.
- B) Cadeia carbônica saturada e ramificada.
- C) Cinco carbonos primários.
- D) Cadeia cíclica e insaturada.
- E) Cadeia carbônica heterogênea.

Resposta correta: alternativa A.

### Análise das alternativas

O citral apresenta dois carbonos terciários, que são os carbonos ligados covalentemente (não importando se por simples, dupla ou tripla ligação) a outros três carbonos na cadeia. A alternativa B é incorreta, pois a cadeia principal apresenta ligações duplas entre os carbonos, configurando insaturação. A alternativa C é incorreta, pois, a cadeia apresenta apenas quatro carbonos primários, que são os carbonos ligados covalentemente a apenas um carbono na cadeia. A alternativa D é incorreta, pois, a cadeia é aberta. A alternativa E é incorreta, pois a cadeia principal é formada apenas por carbonos, configurando a chamada cadeia homogênea.

## FIGURAS E ILUSTRAÇÕES

### Figura 1

SPINS-OPOSTOS.JPG. Disponível em: <<http://www.brasilecola.com/upload/conteudo/images/spins-opostos.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 5

DIAGRAMA.JPG. Disponível em: <<http://www.brasilecola.com/upload/e/diagrama.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 8

A36FIG01.JPG. Disponível em: <<http://www.scielo.br/img/revistas/qn/v35n5/a36fig01.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 12

ELETRONEGATIVIDADE.JPG. Disponível em: <<http://www.tabelaperiodicacompleta.com/wp-content/uploads/2011/09/eletronegatividade.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 13

ELETROPOSITIVIDADE.JPG. Disponível em: <<http://www.tabelaperiodicacompleta.com/wp-content/uploads/2011/09/eletropositividade.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 14

PONTO-FUSAO2.JPG. Disponível em: <<http://www.infoescola.com/wp-content/uploads/2012/05/ponto-fusao2.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 38

15500.JPG. Disponível em: <<http://www.iped.com.br/sie/uploads/15500.jpg>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 42

NANOTUBO-620-SIZE-598.JPG. Disponível em: <<http://veja4.abrilm.com.br/assets/images/2012/4/73324/nanotubo-620-size-598.jpg?1333462004>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 44

FELTRE, R. Química Geral. 7. ed. São Paulo: Moderna, 2004. v. 1.

### Figura 45

FELTRE, R. *Química Geral*. 7. ed. São Paulo: Moderna, 2004. v. 1.

### Figura 46

Polaridade das ligações. Disponível em <<http://www.brasilecola.com/upload/e/polaridade%20ligacoes%20-%20B.E..gif>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

### Figura 47

DISSOCIACAO-IONICA(1).JPG. Disponível em <[http://www.alunosonline.com.br/upload/conteudo/images/dissociacao-ionica\(1\).jpg](http://www.alunosonline.com.br/upload/conteudo/images/dissociacao-ionica(1).jpg)>. Acesso em: 31 jan. 2013.

## REFERÊNCIAS

BALANÇA mais sensível do mundo consegue medir a massa de um próton. In: *Veja.com: ciência*. 2012. Disponível em: <<http://veja.abril.com.br/noticia/ciencia/cientistas-criam-balanca-capaz-de-medir-a-massa-de-um-proton>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

BRADY, J. E.; SENESE, F. *Química: a matéria e suas transformações*. 5. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009. v.1.

CHANG, R. *Química*. 5. ed. Portugal: McGraw Hill, 1994.

CRUZ, E. C. P.; BARBOSA, F. Química. In: *lesde Brasil, S. A.* 2008. Disponível em: <<http://www.agracadaquimica.com.br/quimica/arealegal/outros/275.pdf>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

FELTRE, R. *Química Geral*. 7. ed. São Paulo: Moderna, 2004. v. 1.

\_\_\_\_\_, *Química Orgânica*. 7. ed. São Paulo: Moderna. v. 3.

FERREIRA, L. R. B. V.; DAVID, M. A., SILVA, P. S. Modelos e representações do átomo. In: CRV. 2010. Disponível em: <[http://crv.educacao.mg.gov.br/sistema\\_crv/documentos/md/em/quimica/2010-08/md-em-qu-23.pdf](http://crv.educacao.mg.gov.br/sistema_crv/documentos/md/em/quimica/2010-08/md-em-qu-23.pdf)>. Acesso em: 31 jan. 2013.

FONSECA, M. R. M. *Química Integral*. São Paulo: FTD, 1993.

GRÁVIDAS expostas à poluição do ar podem dobrar risco de seus filhos serem obesos. *Veja.com: saúde*. 2012. Disponível em: <<http://veja.abril.com.br/noticia/saude/gravidas-expostas-a-poluicao-do-ar-podem-dobrar-risco-de-seus-filhos-serem-obesos>>.

LANA, C. R. Distribuição eletrônica: Linus Pauling e as camadas eletrônicas do átomo. In: *Uol Educação*. 2006. Disponível em: <<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/distribuicao-eletronica-linus-pauling-e-as-camadas-eletronicas-do-atomo.htm>>. Acesso em: 11 nov. 2012.

\_\_\_\_\_. *Átomo*: Demócrito, Thomson, Rutherford, Bohr e a história do átomo. Disponível em: <<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/atomo-a-hrefhttpeducacaouolcombrbiografiasdemocritojhtmudemocritoua-thomson-rutherford-bohr-e-historia-do-atomo.htm>>. Acesso em: 11 nov. 2012.

MORRE o cientista Linus Pauling. *O Estado de São Paulo*, São Paulo, 21 ago. 1994. Caderno A, p. 17.

PERUZZO F. M.; CANTO, E. L. *Química na abordagem do cotidiano*. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2003.

POLITE, E. *Química*: curso completo. 2. ed. São Paulo: Moderna, 1993.

POR QUE a lagartixa não cai quando anda pelas paredes? In: *Abril.com*: mundo animal. S/d. Disponível em: <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/por-que-a-lagartixa-nao-cai-quando-anda-pelas-paredes>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

RADIOISÓTOPOS e radiações. S/d. In: ESTSP POLITÉCNICO DO PORTO. Disponível em: <<http://www.estsp.pt/~mn10050045/RR.htm>> Acesso em: 11 nov. 2012.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994. v.1 e v.2.

SALVADOR, E.; USBERCO, J. *Química*. 5. ed. São Paulo: Saraiva, 2002.

SANTOS, L. R. Teoria VSEPR. In: *InfoEscola*: navegando e aprendendo. 2011. Disponível em: <<http://www.infoescola.com/quimica/teoria-vsepr/>>. Acesso em: 31 jan. 2013.

SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. B. *Química orgânica*. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012. v. 2.

## Audiovisuais

MADAME Curie. Dir. Meryyn Leroy. Estados Unidos, 1943. 124 minutos.

## Sites

<<http://www.nobel.se/>>. Acesso em: 31 jan. 2013.



A series of horizontal lines for writing, consisting of 25 evenly spaced lines across the page.







A series of horizontal lines for writing, consisting of 25 evenly spaced lines that span the width of the page.



A series of horizontal lines for writing, consisting of 25 evenly spaced lines extending across the width of the page.





Interativa

Informações:  
[www.sepi.unip.br](http://www.sepi.unip.br) ou 0800 010 9000