

# Bioquímica

Paulo de Tarso Gonçalves Leopoldo



São Cristóvão/SE  
2009

# Bioquímica

## Elaboração de Conteúdo

Paulo de Tarso Gonçalves Leopoldo

---

## Projeto Gráfico e Capa

Hermeson Alves de Menezes

## Diagramação

Lucílio do Nascimento Freitas

## Ilustração

Luzileide Silva Santos

Reimpressão

---

Copyright © 2009, Universidade Federal de Sergipe / CESAD.  
Nenhuma parte deste material poderá ser reproduzida, transmitida e gravada por qualquer meio eletrônico, mecânico, por fotocópia e outros, sem a prévia autorização por escrito da UFS.

**FICHA CATALOGRÁFICA PRODUZIDA PELA BIBLIOTECA CENTRAL  
UNIVERSIDADE FEDERAL DE SERGIPE**

L587b Leopoldo, Paulo de Tarso Gonçalves.  
Bioquímica / Paulo de Tarso Gonçalves Leopoldo -- São  
Cristóvão: Universidade Federal de Sergipe, CESAD,  
2009.

1. Bioquímica. I. Título.

ISBN 978-85-61385-41-5

CDU 577.1

**Presidente da República**

Luiz Inácio Lula da Silva

**Chefe de Gabinete**

Ednalva Freire Caetano

**Ministro da Educação**

Fernando Haddad

**Coordenador Geral da UAB/UFS****Diretor do CESAD**

Antônio Ponciano Bezerra

**Secretário de Educação a Distância**

Carlos Eduardo Bielschowsky

**Vice-coordenador da UAB/UFS****Vice-diretor do CESAD**

Fábio Alves dos Santos

**Reitor**

Josué Modesto dos Passos Subrinho

**Vice-Reitor**

Angelo Roberto Antonioli

---

**Diretoria Pedagógica**

Clotildes Farias (Diretora)

Hérica dos Santos Mota

Iara Macedo Reis

Daniela Souza Santos

Janaina de Oliveira Freitas

**Núcleo de Avaliação**

Guilhermina Ramos (Coordenadora)

Carlos Alberto Vasconcelos

Elizabeth Santos

Marialves Silva de Souza

**Diretoria Administrativa e Financeira**

Edélzio Alves Costa Júnior (Diretor)

Sylvia Helena de Almeida Soares

Valter Siqueira Alves

**Núcleo de Serviços Gráficos e Audiovisuais**

Giselda Barros

**Núcleo de Tecnologia da Informação**

João Eduardo Batista de Deus Anselmo

Marcel da Conceição Souza

**Coordenação de Cursos**

Djalma Andrade (Coordenadora)

**Assessoria de Comunicação**

Guilherme Borba Gouy

**Núcleo de Formação Continuada**

Rosemeire Marcedo Costa (Coordenadora)

---

**Coordenadores de Curso**

Denis Menezes (Letras Portugues)

Eduardo Farias (Administração)

Haroldo Dorea (Química)

Hassan Sherafat (Matemática)

Hélio Mario Araújo (Geografia)

Lourival Santana (História)

Marcelo Macedo (Física)

Silmara Pantaleão (Ciências Biológicas)

**Coordenadores de Tutoria**

Edvan dos Santos Sousa (Física)

Geraldo Ferreira Souza Júnior (Matemática)

Janaina Couvo T. M. de Aguiar (Administração)

Priscilla da Silva Góes (História)

Rafael de Jesus Santana (Química)

Ronilse Pereira de Aquino Torres (Geografia)

Trícia C. P. de Santana (Ciências Biológicas)

Vanessa Santos Góes (Letras Portugues)

---

**NÚCLEO DE MATERIAL DIDÁTICO**

Hermeson Menezes (Coordenador)

Edvar Freire Caetano

Isabela Pinheiro Ewerton

Lucas Barros Oliveira

Neverton Correia da Silva

Nycolas Menezes Melo

Tadeu Santana Tartum

---

**UNIVERSIDADE FEDERAL DE SERGIPE**

Cidade Universitária Prof. "José Aloísio de Campos"

Av. Marechal Rondon, s/n - Jardim Rosa Elze

CEP 49100-000 - São Cristóvão - SE

Fone(79) 2105 - 6600 - Fax(79) 2105- 6474



# Sumário

---

<b>AULA 1</b>	
Introdução à Bioquímica .....	07
<b>AULA 2</b>	
A química da água .....	29
<b>AULA 3</b>	
A química dos aminoácidos e peptídeos .....	51
<b>AULA 4</b>	
Introdução ao estudo das proteínas .....	71
<b>AULA 5</b>	
Estruturas tridimensionais e funções biológicas das proteínas fibrosas ..	83
<b>AULA 6</b>	
Estruturas tridimensionais e funções biológicas das proteínas globulares .....	103
<b>AULA 7</b>	
A Química dos carboidratos .....	119
<b>AULA 8</b>	
Estruturas e funções biológicas dos nucleotídeos: Os ácidos nucléicos ...	147
<b>AULA 9</b>	
A química dos lipídios .....	169
<b>AULA 10</b>	
Introdução ao estudo das enzimas .....	195
<b>AULA 11</b>	
Inibição e regulação enzimática .....	217
<b>AULA 12</b>	
Introdução ao metabolismo .....	237
<b>AULA 13</b>	
Metabolismo oxidativo da glicose .....	251



## INTRODUÇÃO À BIOQUÍMICA

### META

Introduzir alguns conceitos de química, essenciais na compreensão dos tópicos abordados nas aulas de Bioquímica.

### OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

- descrever a estrutura atômica;
- diferenciar número atômico de massa atômica;
- definir elemento químico;
- distinguir moléculas de compostos químicos;
- diferenciar compostos orgânicos de compostos inorgânicos;
- descrever a formação da ligação covalente;
- relacionar eletronegatividade com a formação de ligações covalentes polar e apolar;
- representar moléculas orgânicas com modelos bidimensionais;
- identificar a estrutura tridimensional de moléculas orgânicas;
- definir enantiômeros ou isômeros ópticos;
- diferenciar configuração de configuração absoluta;
- reconhecer grupos funcionais, correlacionando-os com funções orgânicas.

### PRÉ-REQUISITOS

Para acompanhar esta aula você deverá rever conceitos de Química Geral e Química Orgânica estudados no ensino médio.



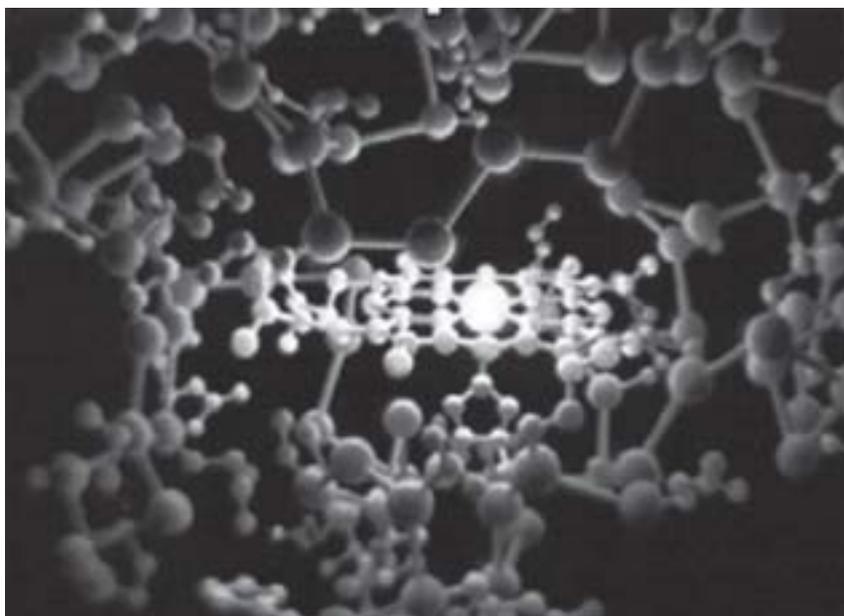
(Fonte: <http://www.gettyimages.com>)

### INTRODUÇÃO

A Bioquímica é uma disciplina cujo campo de atuação engloba o estudo das estruturas químicas, funções biológicas e o metabolismo das biomoléculas, ou seja, as transformações químicas que essas moléculas sofrem no ambiente celular. Todas as biomoléculas são moléculas orgânicas (compostos de carbono) e são agrupadas em quatro classes: proteínas, ácidos nucleicos, carboidratos e lipídios.

O átomo de carbono das moléculas orgânicas faz ligação covalente com hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. Esses elementos químicos totalizam um percentual de 96% da massa corpórea. Dessa massa corpórea, cerca de 3,9% corresponde aos elementos cálcio, fósforo, potássio, enxofre, sódio, cloro, magnésio, iodo e ferro. Outros treze elementos químicos encontrados no corpo humano são chamados de elementos traços, por serem encontrados a concentrações muito baixas. A concentração desses elementos traços corresponde ao 0,1% restante.

A maioria das moléculas que compõem as biomoléculas apresenta estruturas tridimensionais ou formas bem definidas. O conhecimento das estruturas tridimensionais dessas moléculas é fundamental na compreensão da Bioquímica, uma vez que a função biológica que elas exercem no ambiente celular resulta da forma que essas moléculas apresentam.

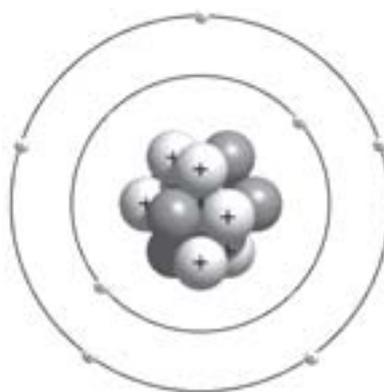


Estrutura molecular da hemoglobina (Fonte: [www.hemoglobinopatias.com.br](http://www.hemoglobinopatias.com.br)).

## A ESTRUTURA DO ÁTOMO

O átomo é a unidade fundamental da matéria. É formado por duas regiões básicas: o núcleo atômico e a eletrosfera. O núcleo é constituído de prótons, que são as cargas positivas, e os nêutrons, partículas sem carga elétrica (neutra). Em torno do núcleo, na eletrosfera, orbitam os elétrons, com cargas negativas (Figura 1). Os elétrons são atraídos pela carga positiva dos prótons. Como a carga do elétron é igual à carga do próton, embora de naturezas opostas, o átomo é eletricamente neutro.

Figura 1. Estrutura do átomo de nitrogênio, destacando o núcleo atômico formado por partículas positivas (prótons em esferas amarelas) e sete partículas sem carga (nêutron em esferas laranja). Em torno do núcleo orbitam sete partículas com cargas negativas (elétrons em esferas brancas)



### NÚMERO ATÔMICO (Z)

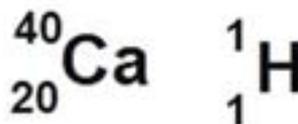
(Fonte: <http://www.explicatorium.com>).

Cada átomo de um elemento químico apresenta um número específico de prótons, e é exatamente esse número de prótons que é considerado para diferenciar um átomo de outro. Assim, o total de número de prótons de um átomo é denominado número atômico. O hidrogênio com um próton em seu núcleo apresenta número atômico igual a 1. O cálcio, com um total de 20 prótons no seu núcleo, apresenta número atômico igual a 20 (Figura 2).

### MASSA ATÔMICA (A)

A massa atômica (A) de um átomo é igual à soma de prótons e nêutrons no núcleo. O núcleo contém, praticamente, toda a massa do átomo. O hidrogênio, por exemplo, é formado por um próton e um elétron, e nenhum nêutron. Portanto, sua massa atômica é igual a 1. A Figura 2 representa o número atômico e a massa atômica do cálcio e hidrogênio, respectivamente.

Figura 2. Número atômico e massa atômica do Cálcio e Hidrogênio. Os números 20 abaixo do símbolo do elemento cálcio (Ca) e o 1 no hidrogênio (H) indicam o seu número atômico. Os números 40 escritos acima do símbolo cálcio e o 1 do hidrogênio representam sua massa atômica.



(Fonte: <http://www.explicatorium.com>).

## CAMADAS ELETRÔNICAS OU NÍVEIS DE ENERGIA

Os elétrons são distribuídos em uma série de anéis concêntricos denominadas camadas eletrônicas ou níveis de energia. As camadas eletrônicas são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q. Essa representação é muito útil para a compreensão da formação das ligações covalentes e não covalentes. (Sobre as ligações covalentes e não covalentes, trataremos mais adiante – tópico 3). O número máximo de elétrons permitido nas camadas K é 2 e na L é 8. A camada M é completada com 18 elétrons se ela não for a última camada na distribuição eletrônica. Para esses níveis de energia maiores, sendo a camada mais externa, ela deve ser preenchida com 8 elétrons. Esse requisito atende à regra do octeto. Essa regra define que a última camada de um átomo deve apresentar oito elétrons para adquirir a configuração estável dos gases nobres. A exceção a essa regra é a camada K, que é preenchida com dois elétrons. (Figura 3). Os elementos conhecidos como gases nobres % hélio (He), neônio (Ne), argônio (Ar), criptônio (Kr), xenônio (Xe) e radônio (Rn) são gases que não se combinam com outros elementos químicos porque são pouco reativos, ou seja, não são capazes de reagir quimicamente. A maioria apresenta 8 elétrons na sua camada de valência – daí a regra do octeto –, excetuando-se o gás hélio, que apresenta apenas dois elétrons na camada K.

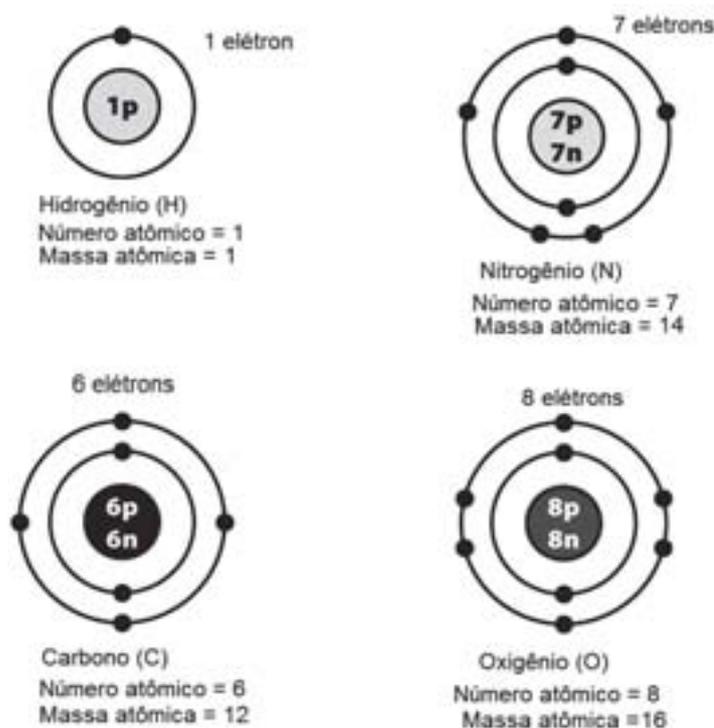


Figura 3. Distribuição eletrônica dos átomos hidrogênio, carbono, nitrogênio e oxigênio. (Fonte: Biochemistry and Molecular Life Science Visual Library, John Wiley & Sons Inc, 2009).

## ELEMENTO QUÍMICO

A matéria é composta por um número limitado de unidades básicas chamadas elementos químicos. Denomina-se elemento químico todos os átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z). Os elementos químicos não podem ser separados em substâncias mais simples por meio de reações químicas comuns. O oxigênio é o elemento químico constituído por todos os átomos de oxigênio com número atômico 8. O cálcio é o elemento químico constituído por todos os átomos de cálcio com número atômico 20. Os elementos químicos são representados por letras chamadas símbolos químicos: como a letra H para o hidrogênio, C para o carbono, O para oxigênio, N para nitrogênio, Na para sódio, K para potássio, Fe para Ferro e Ca para Cálcio.

## MOLÉCULA

Dois ou mais átomos ligados entre si formam uma molécula. A molécula de água contém dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio e é representada pela fórmula molecular  $H_2O$ . Dois átomos de oxigênio ligados formam a molécula do gás oxigênio, representada por  $O_2$ . A molécula de glicose é  $C_6H_{12}O_6$ , indica que ela contém seis átomos de carbono, doze átomos de hidrogênio e seis átomos de oxigênio. Os átomos nas moléculas estão ligados entre si por uma ligação química denominada ligação covalente, que será estudada no tópico 3 desta aula.

## COMPOSTOS QUÍMICOS

Substâncias constituídas por um único tipo de molécula são denominadas compostos químicos. Os compostos são representados por uma fórmula molecular que traz a sua composição atômica. A fórmula do composto de cloreto de sódio é  $NaCl$ , a do composto de glicose é  $C_6H_{12}O_6$ . Assim, a partir das suas fórmulas, é possível verificar que cada molécula do composto de  $NaCl$  contém um átomo de sódio e um de cloro e cada molécula do composto glicose contém seis átomos de carbono, doze átomos de hidrogênio e seis átomos de oxigênio.

## COMPOSTOS ORGÂNICOS E INORGÂNICOS

Os compostos químicos são agrupados em duas classes: compostos orgânicos e inorgânicos. Os compostos orgânicos são formados por moléculas que apresentam carbono na sua composição. Todas as biomoléculas são compostos orgânicos. As moléculas que não apresentam carbono em suas estruturas são denominadas compostos inorgânicos, como  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ , etc.

## ÍONS

Os átomos são eletricamente neutros por apresentar iguais quantidades de prótons e elétrons. No entanto, existem átomos ou grupos de átomos, os

íons, que apresentam tendência a ganhar ou perder elétrons. Essa tendência dos íons a ganhar e perder elétrons é para adquirir uma configuração estável, como indicado pela regra do octeto. O átomo de cloro, cujo número atômico é 17, apresenta 7 elétrons na camada M, necessitando de mais 1 para preencher essa camada. O sódio, com número atômico 11, apresenta 1 elétron na camada M. O sódio pode doar esse último elétron para o cloro, ficando assim com a sua camada anterior L preenchida, com oito elétrons, de acordo com a regra do octeto (Figura 4). Os íons que ganham elétrons são denominados ânions e apresentam carga negativa. Os íons que perdem elétrons são denominados cátions e apresentam carga elétrica líquida positiva. O cátion de sódio é representado pelo símbolo  $\text{Na}^+$  e o ânion de cloro por  $\text{Cl}^-$  (Figura 4).

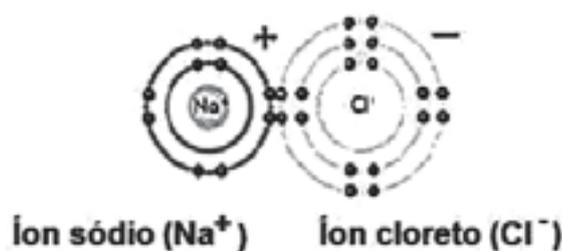


Figura 4. Distribuições eletrônicas dos átomos cloro e sódio e a formação da molécula de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ).

## FORMAÇÃO DA LIGAÇÃO COVALENTE

Os átomos nas moléculas são unidos por um tipo de ligação química denominada ligação covalente. A ligação covalente ocorre com átomos com igual tendência a ganhar e perder elétrons, ou seja, a ligação covalente consiste no compartilhamento de um par de elétrons entre dois átomos. É esse tipo de ligação que é verificado na ligação química entre o carbono e o hidrogênio formando a molécula do metano ( $-\text{CH}_3$ ) e entre o oxigênio e dois átomos de hidrogênio formando a molécula de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), por exemplo. (Figura 5).

Para os propósitos deste curso, conceituaremos a valência de um átomo como o número de elétrons que um átomo pode doar, receber, ou compartilhar com outro átomo para realizar uma ligação química. Na descrição da valência dos átomos dos elementos químicos descritos neste tópico (Tabela 1), utilizaremos a representação de Lewis. Essa representação descreve os elétrons da valência dos átomos com pontos (Figura 6). O carbono apresentando quatro elétrons na camada L, necessitará de mais quatro elétrons para ser preenchida de acordo com a regra do octeto. Dessa forma, o carbono se une a quatro átomos de hidrogênio, que apresenta um elétron na camada K. A camada K por sua vez, necessita de mais um elétron para atingir a configuração do gás nobre hélio. A representação química da ligação covalente é feita com um traço horizontal ou vertical. (Figura 5).

Tabela 1: Valência de átomos encontrados nas biomoléculas

Átomo	Valência	Camada completa
Hidrogênio	1	2
Oxigênio	2	8
Nitrogênio	3	8
Carbono	4	8

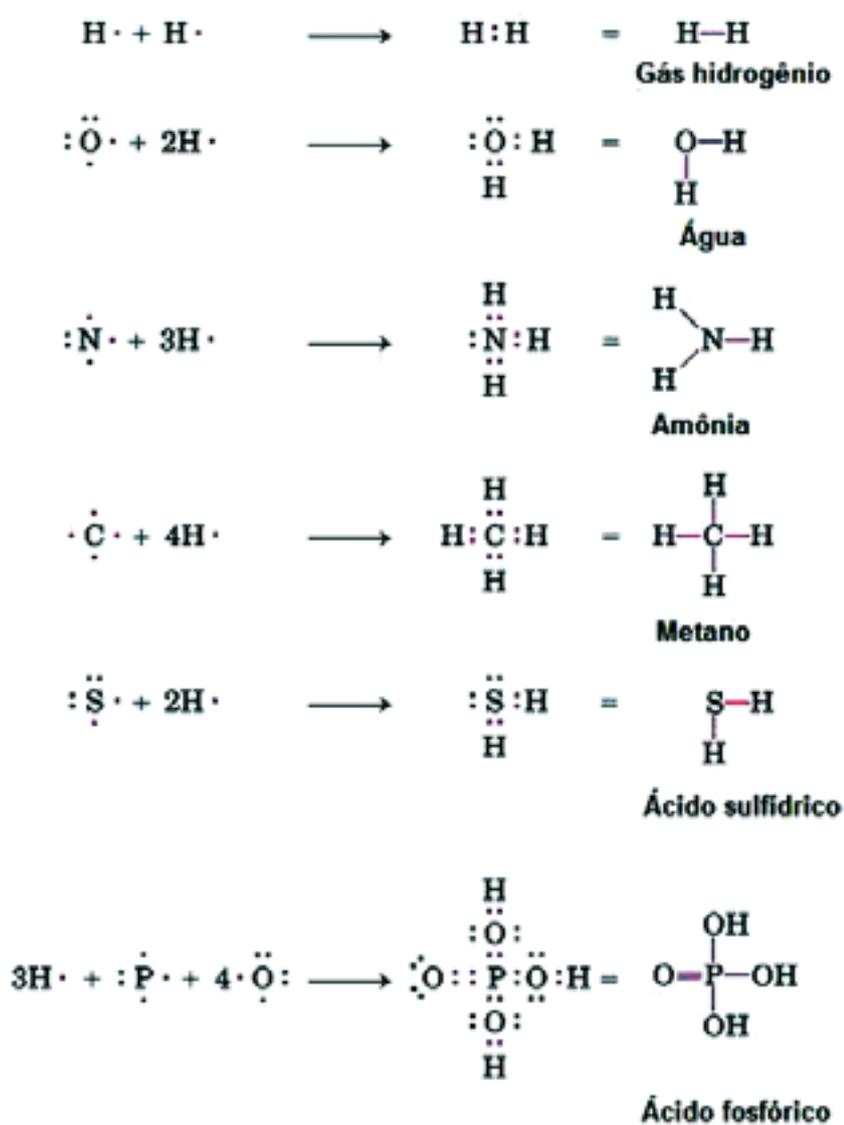


Figura 5. Formação de ligação covalente do carbono com hidrogênio, oxigênio e nitrogênio. Os pontos representam os elétrons. As ligações covalentes são representadas por traços verticais, horizontais e diagonais (Fonte: Nelson e Cox, 2002).

Quando os átomos compartilham apenas um único par de elétrons, eles formam ligações covalentes simples, representada por um único traço horizontal ou vertical. A ligação entre dois átomos de carbono (C-C) é uma ligação simples. Quando compartilham mais de dois pares de elétrons, formam uma ligação dupla. Como exemplo de ligação dupla, temos a ligação de um carbono a dois átomos de oxigênio, formando a molécula do gás dióxido de carbono (CO<sub>2</sub> ou O=C=O). Quando os átomos compartilham três pares de elétrons, como na molécula do gás nitrogênio (N<sub>2</sub>), temos uma ligação tripla (Figura 6).

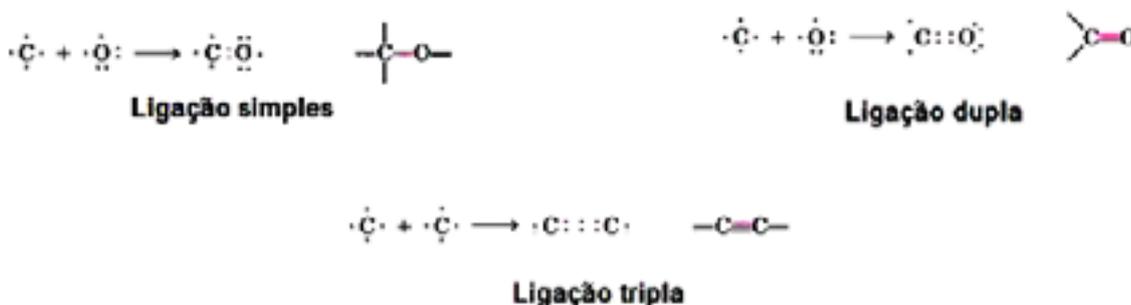


Figura 6. Ligações covalentes simples, dupla e tripla, em que se representa o compartilhamento de elétrons com pontos (representação de Lewis) como: para ligação simples (·), para ligação dupla (::) e para ligação tripla (:::). Na representação da ligação covalente com traço, temos: ligação simples (-), ligação dupla (=) e ligação tripla (≡).

## ELETRONEGATIVIDADE

Para que você compreenda o conceito de moléculas polares e apolares, é necessário entender antes o conceito de eletronegatividade. A eletronegatividade é a propriedade do átomo, quando ligado covalentemente a outro átomo, de atrair elétrons para próximo do seu núcleo. Na ligação covalente feita com o mesmo tipo de átomo, como nas moléculas de Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, etc., formadas por átomos de cloro, flúor e hidrogênio, respectivamente; os elétrons estão igualmente distribuídos entre os dois núcleos desses átomos; mas se a molécula é formada por dois elementos diferentes, como o oxigênio e o hidrogênio, como na molécula da água (H<sub>2</sub>O), observa-se que os elétrons vão ser mais fortemente atraídos pelo núcleo do oxigênio. Esta propriedade de atração por elétrons na ligação covalente exercido por um dos átomos é denominada eletronegatividade. Os átomos que apresentam essa propriedade são chamados átomos eletronegativos. A Tabela 2 descreve os valores de eletronegatividade de alguns elementos químicos.

Tabela 2 – Valor de eletronegatividade de alguns elementos químicos

Elementos	Elemento	Valor de Eletronegatividade
	Flúor	4,0
	Oxigênio	3,5
	Nitrogênio	3,0
	Carbono	2,5
	Enxofre	2,5
	Hidrogênio	2,1

## LIGAÇÕES COVALENTES POLAR E APOLAR

Uma vez compreendido o conceito de eletronegatividade podemos entender o que vem a ser a polaridade de uma molécula. A polaridade é, portanto, a separação de cargas em uma ligação química devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos covalentemente ligados. Quanto à polaridade, as ligações são de dois tipos: ligação polar e ligação apolar.

### LIGAÇÃO COVALENTE POLAR

A ligação covalente formada por átomos que apresentam diferença entre os valores de eletronegatividade maior do que 0,5 é uma ligação covalente polar. Uma ligação covalente entre o átomo de carbono e oxigênio é polar devido à diferença entre a eletronegatividade do oxigênio (3,5) e a do carbono (2,5), ser igual a 1. Nessa ligação covalente, os elétrons compartilhados se aproximam mais do núcleo do oxigênio. Como o oxigênio é um átomo mais eletronegativo que o carbono, fica com uma carga parcial negativa, representada por ( $\delta^-$ ). O carbono, com um caráter parcial de deficiência em elétrons, apresentará carga parcial positiva ( $\delta^+$ ). Denomina-se carga parcial (representada pela letra grega  $\delta$ ) o compartilhamento desigual de elétrons entre os átomos ligados covalentemente. A Figura 7 representa a ligação covalente polar entre carbono e oxigênio.

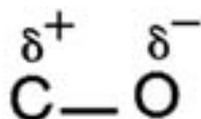


Figura 7. Ligação covalente polar entre os átomos carbono e oxigênio, que apresentam diferentes valores de eletronegatividade. A letra grega ( $\delta$ ) significa carga parcial.

## LIGAÇÃO COVALENTE APOLAR

Esse tipo de ligação covalente ocorre quando é feita com átomos que apresentam o mesmo valor de eletronegatividade ou quando se verifica uma diferença de eletronegatividade menor que 0,5. A ligação covalente entre dois átomos de carbono, entre dois átomos de hidrogênio, entre dois átomos de oxigênio, são ligações covalentes apolares, pois nelas não ocorre formação de pólos elétricos (Figura 8).

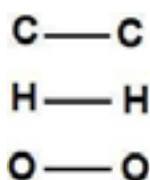


Figura 8. Ligações covalentes apolar entre átomos que apresentam o mesmo valor de eletronegatividade.

As moléculas que apresentem ligações covalentes polares são polares, sendo dessa forma solúveis em água, enquanto as que apresentam apenas ligações covalentes apolares são apolares e insolúveis em água.

## REPRESENTAÇÃO DAS ESTRUTURAS MOLECULARES POR FÓRMULAS DE PROJEÇÃO

A representação da estruturas tridimensionais das moléculas nas aulas desse curso será feita com modelos bidimensionais como projeção de Fischer, projeção em perspectiva, modelo bola e bastão e modelo do tipo espaço cheio.

### PROJEÇÃO DE FISCHER

A projeção de Fischer recebe esse nome em homenagem ao seu idealizador, o bioquímico Emil Fischer. Nessa projeção, as ligações covalentes entre os átomos são representadas por traços horizontais e verticais (Figura 9a). Os traços verticais indicam que os átomos dessa ligação estão projetados acima do plano dessa folha (voltados para a direção dos seus olhos), enquanto que os átomos que estão ligados aos traços verticais projetam-se para trás do plano da folha desse livro (se afastando dos seus olhos).

### PROJEÇÃO EM PERSPECTIVA

De acordo com o dicionário de Houaiss, a perspectiva é uma técnica de representação tridimensional que possibilita a ilusão de espessura e profundidade das figuras, a partir da projeção das linhas parale-

las do primeiro plano para um ponto de fuga, de maneira que haja uma diminuição das figuras que ocupam o segundo plano da obra. Na projeção em perspectiva (Figura 9b), essa ilusão de espessura e profundidade dos átomos ligados a uma molécula é representada por triângulos tracejados, indicando os átomos que estão para trás do plano da folha desse livro (se afastando dos seus olhos), enquanto os triângulos pretos representam os átomos projetados acima do plano dessa folha (voltados para a direção dos seus olhos).

### MODELO BOLA E BASTÃO

O modelo bola e bastão representa o comprimento relativo das ligações covalentes e o ângulos formados entre elas. Nesse modelo, os átomos das moléculas são representados por bolas coloridas, enquanto as ligações covalentes que unem esses átomos são representadas por bastões (Figura 9b). O átomo de hidrogênio é representado por uma bola de cor branca, o carbono por uma cinza ou preta, o nitrogênio por uma azul, o oxigênio por uma vermelha, o fósforo por uma verde, o enxofre por uma amarela e um metal por uma bola roxa (Figura 9b).

### MODELO DO TIPO ESPAÇO CHEIO

Esse modelo representa os átomos em forma de esferas fundidas uma na outra. Essa representação demonstra a forma e o tamanho da molécula (Figura 9c).

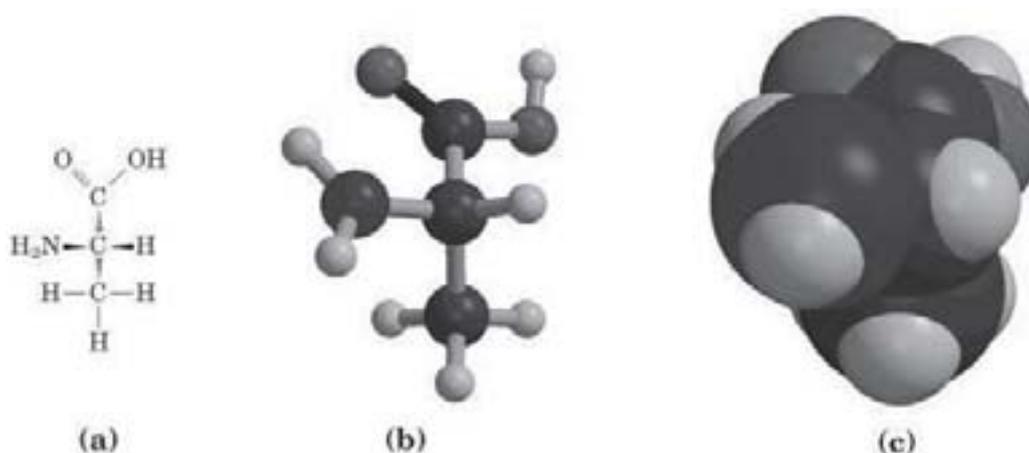


Figura 9. Modelos bidimensionais de representação das estruturas tridimensionais das moléculas. (a) Projeção em perspectiva. (b) Modelo bola e bastão. O átomo de hidrogênio é representado por uma bola de cor branca, o carbono por uma cinza ou preta, o nitrogênio por uma azul, o oxigênio por uma vermelha, o fósforo por uma verde, o enxofre por uma amarela e um metal por uma bola roxa. (c) Modelo do tipo espaço cheio (Fonte: Nelson e Cox, 2002).

## ESTEREOQUÍMICA DAS MOLÉCULAS ORGÂNICAS

As moléculas orgânicas apresentam estruturas químicas bem definidas. O conhecimento da estrutura tridimensional dessas moléculas é fundamental em Bioquímica, uma vez que a função que essa molécula desempenhará no ambiente celular dependerá de sua forma. A estereoquímica é a parte da Química que estuda a estrutura tridimensional das moléculas, ou seja, o arranjo espacial dos átomos nas moléculas.

Para compreendermos a estereoquímica das moléculas orgânicas como os aminoácidos e os carboidratos, iniciaremos esse tópico conceituando alguns termos essenciais na compreensão da estrutura tridimensional de moléculas como: carbono assimétrico (ou carbono quiral), carbono simétrico (ou carbono aquiral), enantiômeros ou isômeros ópticos, configuração e configuração absoluta.

**Carbono Assimétrico e Carbono Simétrico.** O carbono assimétrico ou carbono quiral é o carbono que faz ligação covalente com quatro substituintes diferentes (grupos químicos). O carbono simétrico, por sua vez, faz ligação com pelo menos dois grupos químicos idênticos. Na Figura 10 estão demonstradas as estruturas de duas moléculas, em que é possível verificar na Figura 10a uma molécula assimétrica ligada a quatro grupos químicos diferentes, sendo esses grupos representados pelas letras x, y e b. Na Figura 10b, é destacada a forma de uma molécula simétrica ligada a dois grupos químicos idênticos x e x.

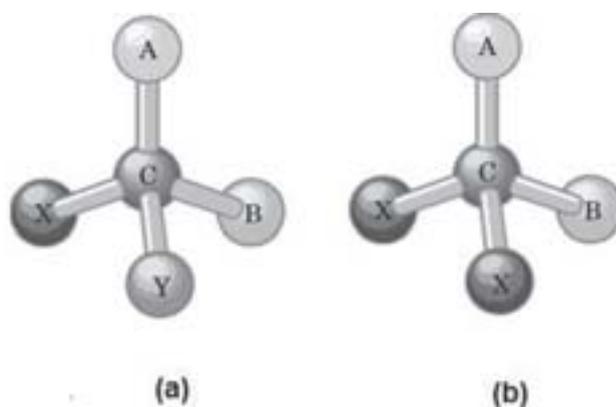


Figura 10. Carbono assimétrico e carbono simétrico. (a) O carbono assimétrico ou quiral faz ligação covalente com quatro grupos químicos diferentes, representados pelas letras a, b, x e y. (b) O carbono simétrico ou aquiral faz ligação covalente com dois grupos químicos idênticos (x). Ambas as moléculas são representadas pelo modelo bola e bastão (Fonte: Nelson e Cox, 2002).

## ENANTIÔMEROS OU ISÔMEROS ÓPTICOS

Os enantiômeros ou isômeros ópticos são imagens espaciais (ou do espelho) que não se sobrepõem (Figura 11). Para uma molécula apre-

sentar isômeros ópticos, é necessário ter em sua estrutura carbono assimétrico. Os enantiômeros têm em comum as mesmas propriedades químicas (como o pontos de fusão e ebulição) e quase todas as propriedades físicas, distinguindo-se entre si apenas pela maneira como desviam a luz plano polarizada em um equipamento denominado polarímetro (equipamento que serve para medir esse desvio). A luz plano polarizada é o feixe de luz no qual todos os raios vibram paralelos a um mesmo plano. O isômero óptico que desvia a luz para a direita é dextrorrotatório e o que a desvia para a esquerda é levorrotatório.

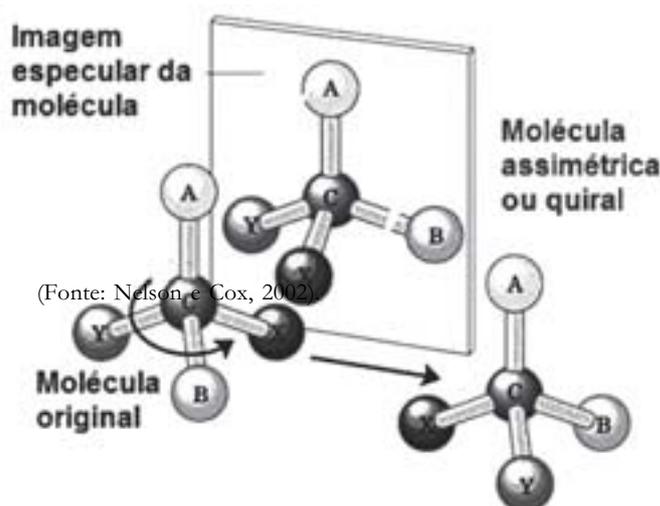


Figura 11. Isômeros ópticos ou enantiômeros. A molécula representada na Figura pelo modelo bola e bastão é assimétrica ou quiral, pois 4 diferentes átomos se ligam ao carbono. As letras A, Y, X e B representam os diferentes átomos. Os isômeros ópticos são imagens especulares não superpostas. A imagem do espelho da molécula representada não se sobrepõe à estrutura da molécula à direita.

## DIFERENÇA ENTRE OS TERMOS CONFIGURAÇÃO E CONFIGURAÇÃO ABSOLUTA

O termo configuração relaciona-se ao arranjo espacial dos átomos em uma molécula assimétrica. A configuração é a estrutura tridimensional (ou a forma) de moléculas assimétricas. Emprega-se o termo configuração absoluta de uma molécula orgânica para se referir a sua estrutura tridimensional quando comparada à configuração dos isômeros D e L- do Gliceraldeído. Os isômeros ópticos D- e L- do Gliceraldeído são usados como referências na determinação de configuração de qualquer molécula orgânica.

Para se determinar a configuração das moléculas orgânicas, é necessário desenhar a sua estrutura utilizando a projeção em perspectiva (Figura 12). Na projeção em perspectiva, os triângulos tracejados indicam os átomos que estão para trás do plano da folha desse livro e os triângulos pretos representam os átomos projetados acima do plano dessa folha (Figura 12).



Figura 12. Estruturas em projeção em perspectiva dos isômeros ópticos do Gliceraldeído: Os isômeros ópticos D-Gliceraldeído e L-Gliceraldeído (Fonte: Nelson e Cox, 2002).

## GRUPOS FUNCIONAIS E FUNÇÕES ORGÂNICAS

Os grupos funcionais são átomos ou grupos de átomos que substituem um ou mais átomos de hidrogênio ligados ao carbono (Figura 13). Esse grupo químico confere reatividade à molécula orgânica. Já funções orgânicas são grupos de compostos orgânicos com estruturas químicas semelhantes e, conseqüentemente, comportamento químico similar. A Figura 13 traz listados vários grupos funcionais, estruturas químicas e as respectivas funções orgânicas que esses grupos conferem à molécula.

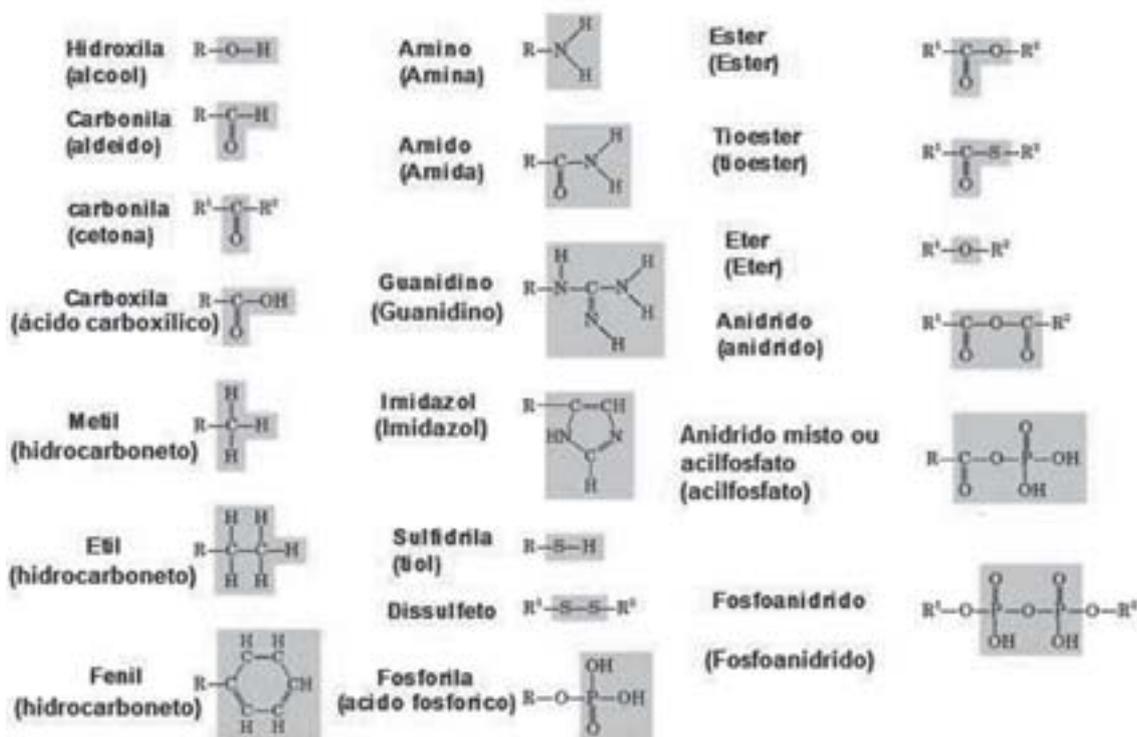


Figura 13. Grupos funcionais e funções orgânicas. A função orgânica a que corresponde cada grupo funcional é apresentada entre parênteses (Fonte: Nelson e Cox, 2002).

## CONCLUSÃO

As biomoléculas proteínas, ácidos nucleicos, carboidratos e lipídios são compostos orgânicos polifuncionais que apresentam em sua composição os átomos de carbono, hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, enxofre e fósforo. A maioria é formada por moléculas assimétricas, que conferem a essas biomoléculas uma ampla diversidade de formas moleculares. A forma que uma molécula apresenta está adaptada à função biológica que essa molécula desempenhará no ambiente celular. A configuração de uma molécula assimétrica é a sua forma tridimensional. As moléculas assimétricas apresentam enantiômeros ou isômeros ópticos, que são imagens especulares não superpostas. A configuração absoluta de uma molécula orgânica assimétrica é a sua forma, tendo como referência as estruturas dos isômeros D-Gliceraldeído e L-Gliceraldeído. As biomoléculas são polifuncionais, ou seja, apresentam dois ou mais diferentes grupos funcionais em suas estruturas.

## RESUMO

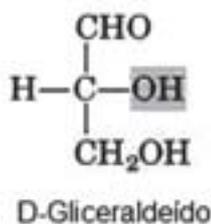
As células de todos os seres vivos são formadas pelas biomoléculas proteínas, ácidos nucleicos, carboidratos e lipídios. Essas biomoléculas são formadas por átomos de carbono, hidrogênio, oxigênio, enxofre e fósforo interligados por ligação covalente. Os compostos orgânicos apresentam o átomo de carbono em suas estruturas, enquanto os compostos inorgânicos, como a água ( $H_2O$ ), não são formados por carbono. Devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos ligados covalentemente, as moléculas podem apresentar ligações polares ou apolares. As ligações covalentes polares são as que formam um pólo elétrico em razão da diferença de eletronegatividade dos átomos ligados covalentemente. Nas ligações covalentes apolares a diferença de eletronegatividade entre os átomos ligados é menor do que 0,5, não formando pólo elétrico. As moléculas apolares ou hidrofóbicas são insolúveis em água, enquanto as moléculas polares ou hidrofílicas se solubilizam nesse líquido. A maioria das moléculas orgânicas são compostos assimétricos em que o carbono faz ligação com quatro grupos químicos diferentes. Esse carbono é denominado carbono assimétrico ou quiral. Os carbonos simétricos ou aquiral estão ligados a pelo menos dois grupos químicos iguais. As moléculas assimétricas apresentam enantiômeros ou isômeros ópticos. Os enantiômeros apresentam todas as propriedades químicas como ponto de fusão, ebulição, dentre outros, mas diferem na forma como desviam a luz plano polarizada no polarímetro. O isômero que desvia a luz para a direita é dextrorrotatório, enquanto o que desvia para a esquerda é levorrotatório. Os grupos funcionais são átomos ou grupos de átomos que substituem um ou mais hidrogênios ligados ao carbono. Esses grupos químicos conferem reatividade à molécula. As funções orgânicas são grupos de compostos orgânicos com grupos funcionais comuns.



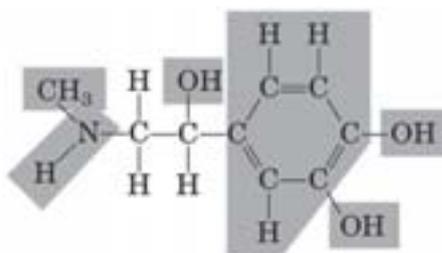


## ATIVIDADES

1. Descreva as estruturas atômicas dos átomos, diferenciando o número atômico da massa atômica desses átomos. Fundamente sua resposta, tomando o átomo de nitrogênio como exemplo.
2. Explique o que é um elemento químico.
3. Explique a diferença entre moléculas, compostos orgânicos e inorgânicos apresentando exemplos de cada um deles.
4. Por que os cátions como o íon sódio ( $\text{Na}^+$ ) apresentam cargas positivas e os ânions como o cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) cargas negativas?
5. Defina eletronegatividade e explique por que o grupo metil (um hidrocarboneto) é uma molécula apolar, enquanto o etanol é uma molécula polar.
6. Dada a estrutura da molécula orgânica D-Gliceraldeído representada na projeção de Fischer utilize a Projeção em perspectiva para representar essa molécula.



7. Defina enantiômeros ou isômeros ópticos, explicando suas principais características comuns e a única propriedade em que eles se diferenciam.
8. Diferencie os termos configuração de configuração absoluta.
9. Dada a estrutura do hormônio adrenalina (epinefrina) apresentada na
10. Figura 16, identifique os grupos funcionais dessa molécula e suas respectivas funções orgânicas.



(Fonte: Nelson e Cox, 2002).

**COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES**

1. Caso você tenha se baseado na estrutura do átomo de nitrogênio mostrada na Figura 1 para apresentar a sua resposta, terá sido uma boa alternativa, pois ela destaca a estrutura básica de um átomo. Pois o átomo é a unidade fundamental da matéria, formado por duas regiões básicas: o núcleo atômico e a eletrosfera. O núcleo é constituído de prótons, que são as cargas positivas, e os nêutrons, partículas sem carga elétrica. Em torno do núcleo, orbitam os elétrons, com cargas negativas. O número atômico de um átomo corresponde ao número de prótons, pois cada átomo de um elemento químico apresenta um número específico de prótons. Já a massa atômica de um átomo é igual à soma de prótons e nêutrons presentes no núcleo. Assim, o núcleo contém toda a massa do átomo. O nitrogênio possui sete prótons em seu núcleo, apresentando assim número atômico igual a 7 e sete nêutrons. Como a massa atômica é igual à soma de prótons e nêutrons, tem-se que a massa atômica desse átomo é 14.

2. Para responder essa atividade é essencial que você tenha uma compreensão de que um elemento químico é formado por um grupo de átomos com uma característica comum. Remontando ao tópico 1.5 dessa aula você vai perceber que essa característica comum a um elemento químico é que todos os seus átomos apresentem o mesmo número de prótons em seu núcleo, ou seja, o mesmo número atômico (Z). A compreensão da simbologia utilizada para representar um elemento químico é um aspecto também importante a ser destacada nessa resposta. Assim, o elemento químico é representado por símbolos, como o hidrogênio (representado pela letra H), oxigênio (O), nitrogênio (N), carbono (C), entre outros.

3. Para uma compreensão correta dessa atividade é necessário deixar bem claro que quando se refere à molécula, fala-se de átomos que se unem ou por ligação covalente ou por ligação iônica. Assim, quando os átomos compartilham elétrons, formam uma ligação química denominada ligação covalente. Essa ligação covalente entre os átomos é a ligação química que forma as moléculas. Assim, dois ou mais átomos ligados entre si formam uma molécula. Quando dois átomos de hidrogênio reagem para formar  $H_2$ , temos a molécula do gás hidrogênio. Os compostos orgânicos e inorgânicos, por sua vez, são aglomerados de moléculas. Enquanto os compostos orgânicos apresentam átomos de carbono em suas estruturas, os compostos inorgânicos são formados por outros elementos químicos

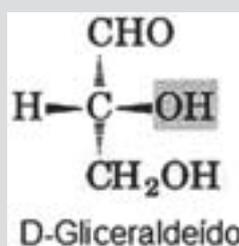
que não o carbono. Como exemplos de compostos orgânicos você pode apresentar o açúcar glicose, ( $C_6H_{12}O_6$ ) e de compostos inorgânicos a  $H_2O$ , o ácido clorídrico (HCl), o ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), entre muitos outros.

4. Para responder o porquê de os íons apresentarem carga é necessário que se tenha em mente que o átomo é uma partícula eletricamente neutra. Essa neutralidade do átomo se deve a ele apresentar igual número de partículas com cargas positivas (prótons) e partículas negativas (elétrons). Contudo, existem elementos químicos que para adquirir a estabilidade eletrônica de acordo com a regra do octeto, como os átomos de sódio (com um número atômico igual a 11) e o cloro (com um número atômico igual a 17), precisam doar ou ganhar elétrons, respectivamente. Dessa forma, enquanto o átomo de cloro, cujo número atômico é 17, apresenta 7 elétrons na camada M, necessita de mais 1 para preencher essa camada; o sódio (com número atômico 11) apresenta 1 elétron na camada M e pode doar esse último elétron para o cloro, ficando assim com a sua camada anterior L preenchida, com oito elétrons, de acordo com a regra do octeto. Portanto, o átomo de cloro que ganha um elétron, totalizando 18, apresenta uma carga líquida negativa. O átomo de sódio com 11 prótons (carga positiva) e 11 elétrons (carga negativa) apresentará carga líquida negativa de +1 quando doar um elétron para o cloro.

5. A definição de eletronegatividade foi discutida no tópico 3 dessa aula, caso você tenha tido alguma dificuldade em responder a esse conceito, leia-o mais uma vez. Você encontrará que a eletronegatividade é a propriedade do átomo, quando ligado covalentemente a outro átomo, de atrair elétrons para próximo do seu núcleo. As estruturas do grupo metil e a do etanol estão destacadas na Figura 13 desse capítulo. Para responder a segunda parte da pergunta, que é a de reconhecer a polaridade das moléculas dos grupos metil e etanol, é necessário reconhecer os grupos funcionais e as funções orgânicas estudadas no tópico 6 dessa aula. A Figura 13 mostra as estruturas dessas moléculas. Assim, conferindo a estrutura do grupo metil nessa figura percebe-se que essa molécula é formada apenas por carbono e hidrogênio, como a diferença de eletronegatividade entre esses dois átomos é menor do que 0,5, essa molécula é considerada apolar (valor de eletronegatividade do hidrogênio é igual a 2,1 e do carbono 2,5). O etanol é uma molécula orgânica polar por apresentar um grupo hidroxila (OH) em que se observa a formação de um pólo elétrico devido o átomo de oxigênio apresentar um valor

de eletronegatividade de 3,5, apresentando uma diferença de eletronegatividade entre esses dois átomos de 1,4, o que confere um pólo elétrico a essa molécula.

6. A representação das estruturas tridimensionais das moléculas é feita com modelos bidimensionais como projeção de Fischer, projeção em perspectiva, modelo bola e bastão e modelo do tipo espaço cheio. A projeção em perspectiva representa a estrutura da molécula utilizando triângulos pretos, para destacar os grupos que estão projetos na sua direção, acima do plano dessa folha; e os triângulos hachurados para representar os grupos da molécula que estão para trás do plano da folha desse livro. O D-gliceraldeído é uma molécula orgânica que apresenta um grupo aldeído, duas hidroxilas, um grupo  $\text{CH}_2$  e um hidrogênio ligado ao carbono assimétrico. O arranjo desses grupos químicos em torno do carbono assimétrico nessa molécula, de acordo com o modelo da projeção em perspectiva, está mostrado na Figura 14.



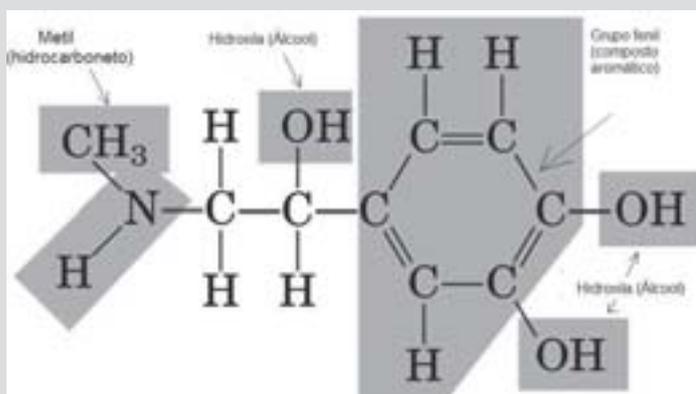
(Fonte: Nelson e Cox, 2002).

7. Os enantiômeros ou isômeros ópticos são imagens especulares (ou do espelho) que não se sobrepõem. A condição para que uma molécula orgânica apresente isômeros ópticos é que elas devam apresentar em sua estrutura carbono assimétrico. Os enantiômeros têm em comum as mesmas propriedades químicas (como o pontos de fusão e ebulição) e quase todas as propriedades físicas, diferenciando-se entre si apenas pela maneira como desviam a luz plano polarizada em um equipamento denominado polarímetro (equipamento que serve para medir esse desvio). Os isômeros ópticos que desviam a luz plano polarizada para esquerda são os levorrotatórios, enquanto que os que desviam a luz plano polarizada para a direita são os dextrorrotatórios.

8. O termo configuração designa o arranjo espacial dos átomos em uma molécula assimétrica, ou seja, corresponde à estrutura tridimensional (ou forma) de moléculas assimétricas. Já o termo

configuração absoluta é empregado para se referir à estrutura tridimensional de uma molécula orgânica quando comparada à configuração dos isômeros D e L- do Gliceraldeído, uma vez que esses isômeros ópticos são usados como referências na determinação de configuração de qualquer molécula orgânica.

9. Para responder essa atividade você deve conferir a Figura 13 dessa aula para uma correta identificação dos grupos funcionais das estruturas químicas das moléculas apresentadas nesta questão. No tópico 6 dessa aula você aprendeu que os grupos funcionais são átomos ou grupos de átomos que substituem um ou mais átomos de hidrogênio ligados ao carbono, conferindo reatividade à molécula orgânica. Na estrutura da adrenalina, um hormônio que apresenta diversos grupos funcionais (sombreados) destacam-se os seguintes grupos funcionais, como hidroxila (conferindo uma função orgânica álcool), um grupo metil (conferindo uma função orgânica de hidrocarboneto) e um grupo fenil ou anel aromático (conferindo uma função orgânica de composto aromático).



(Fonte: Nelson e Cox, 2002).



### PRÓXIMA AULA

Na próxima aula teremos a oportunidade de apresentar a química da água, buscando entender porque a água é uma molécula dipolar capaz de solubilizar solutos tão distintos como açúcar e sal, reconhecer interações químicas não-covalentes, definir ácidos, bases e tampões. Até lá!

## REFERÊNCIAS

- BERG, J. M.; TYMOCZKO, J. L.; STRYER, L. **Bioquímica**. 5 ed. Rio de Janeiro: Guanabara-Koogan, 2004.
- CHAMPE, P. C.; HARVEY, R. A. **Bioquímica Ilustrada**, 2 ed. Editora Artes Médicas, 1997.
- HOUAISS A.; VILLAR, M. DE S.; FRANCO, F. M. **Dicionário Houaiss da Língua Portuguesa**. Rio de Janeiro: Objetiva, 2001, p. 2566.
- NELSON, D. L, COX, M. M. **Lehninger Princípios de Bioquímica**. 2 ed. São Paulo: Sarvier, 1995.
- NELSON, D. L.; COX, M. M. **Lehninger Princípios de Bioquímica**. 3 ed. São Paulo: Sarvier, 2002.
- STRYER, L. **Bioquímica**. 4 ed. Rio de Janeiro: Guanabara-Koogan, 1996.