

## SECCIÓN II

# ESTRUCTURA Y FUNCIÓN DE LAS BIOMOLÉCULAS

### Introducción a la sección

**E**sta sección está dedicada al estudio de las biomoléculas, que son los compuestos químicos característicos de la materia viva.

Las biomoléculas se caracterizan por su gran diversidad, a pesar de estar constituidas por un escaso número de átomos: carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno en mayor cantidad, así como fósforo y azufre, en menor cuantía. Los demás elementos que pueden encontrarse en algunas biomoléculas se hallan en pequeña proporción.

La forma de asociarse dichos átomos, que explican la diversidad estructural de estas moléculas y de sus propiedades, depende de las características de sus elementos constituyentes, como la disposición en que éstos se unen para formar los enlaces y agrupaciones moleculares, aspecto que será tratado en el capítulo 5.

Las biomoléculas de mayor complejidad son las macromoléculas, biopolímeros formados por la unión de otras biomoléculas más sencillas, que constituyen sus monómeros o precursores. Las proteínas son polímeros de aminoácidos; los ácidos nucleicos, de nucleótidos y los polisacáridos, de monosacáridos.

En esta sección estudiaremos primero todos los monómeros que constituyen las unidades estructurales de las diferentes macromoléculas y después se procederá al estudio particular de la estructura y propiedades de cada una de las macromoléculas. De manera que los capítulos 6, 7 y 8 se dedican al estudio de los aminoácidos, monosacáridos y nucleótidos, respectivamente; los capítulos 10, 11 y 12 tratarán de sus biopolímeros.

Por último en el capítulo 13 se tratará la estructura y propiedades de los lípidos, importantes biomoléculas que no forman macromoléculas, sino distintos tipos de lípidos complejos.

El lector deberá dominar todo lo concerniente con la estructura y propiedades de las biomoléculas, previo al estudio del metabolismo, por la importancia que tiene dicha estructura en sus funciones y propiedades.

# 5

## CAPÍTULO

### **Introducción al estudio de las biomoléculas**

La composición química de los organismos vivos difiere considerablemente de la materia inanimada. Las moléculas que son específicas de los seres vivos son las biomoléculas; aunque es necesario aclarar que también forman parte de la materia viva, algunas sustancias de naturaleza inorgánica.

Una característica esencial de las biomoléculas es su diversidad, a pesar de estar constituidas fundamentalmente por un grupo pequeño de átomos: carbono, nitrógeno, oxígeno, hidrógeno, y en menor cuantía fósforo y azufre, entre otros. Aun organismos tan sencillos como las bacterias están formados por una gran variedad de moléculas. Una característica fundamental de las biomoléculas es la especificidad de su función, que está condicionada a su estructura. En este capítulo consideraremos los aspectos más generales en relación con los principales átomos, grupos funcionales, enlaces e interacciones presentes en las biomoléculas, que determinan sus características esenciales y sus propiedades, por lo cual su conocimiento previo resulta fundamental.

Se hará una revisión somera de las propiedades de la molécula de agua, por ser éste el componente más abundante de los diferentes tejidos y fluidos biológicos, así como el principal disolvente de la mayoría de las biomoléculas.

### **El agua en los organismos vivos**

El agua es la sustancia más abundante en los organismos vivos, en el interior de las células, en los líquidos extracelulares y en todos los fluidos biológicos; ella constituye el solvente natural en la materia viva. Son varias las propiedades que permiten que esta sustancia cumpla su función capital: elevado punto de ebullición, su bajo punto de fusión, elevada constante dieléctrica y gran capacidad calórica, hacen del agua el solvente más apropiado para la mayoría de las biomoléculas, sales, iones y otras sustancias polares.

El agua es una molécula dipolar y puede establecer numerosos puentes de hidrógeno entre sí; además, es capaz de incluir iones u otras moléculas polares disueltas en su seno. Cada molécula de agua puede asociarse a otras 3 ó 4 por medio de los puentes de hidrógenos, lo que le confiere propiedades características. Dichos puentes se establecen no sólo en el estado líquido, también en la fase de vapor de agua y en su forma sólida, el hielo.

Es importante recalcar la importancia fundamental que tienen los productos de ionización del agua sobre el comportamiento y actividad de numerosas biomoléculas. La ionización del agua cumple la ecuación siguiente:

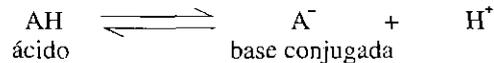


o simplificadamente:



El agua pura tiene un pH 7 (neutro), condición en que la concentración de  $\text{H}^+$  y de  $\text{OH}^-$  es la misma ( $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ); si en una disolución existe un predominio de  $[\text{H}^+]$  en relación con la  $[\text{OH}^-]$ , el valor de pH será menor que 7 (ácido); por el contrario, si la concentración mayor es la de  $\text{OH}^-$ , el valor del pH es superior a 7 y el medio es alcalino o básico. El pH del agua se modifica si se le adiciona una sustancia ácida o básica (alcalina).

*Bronsted y Lowry* definieron a los ácidos como aquellas sustancias que ceden protones, y bases a las que los captan; la especie ácida forma un par con su base conjugada, como puede apreciarse:



Para esta reacción se puede definir su constante de disociación  $K_i$ , que como ella consiste en la reacción de disociación ácida, sería  $K_a$  y por tanto:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]} \quad (1)$$

Como es fácil inferir de esta relación, a mayor valor de  $K_a$ , mayor será la  $[\text{H}^+]$ , lo cual significa que la especie cederá con mayor facilidad los protones, o sea, es un ácido más fuerte; por el contrario, valores bajos de  $K_a$  corresponden a  $[\text{AH}]$  mayores, la especie no cede fácilmente los protones, sino por el contrario, tiene tendencia a captarlos, es un ácido más débil o una base más fuerte. A un ácido más fuerte le corresponde una base conjugada débil y viceversa.

Despejando  $[\text{H}^+]$  en la ecuación (1) y reordenando, se tiene:

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

y aplicando logaritmo en ambos miembros de la ecuación:

$$\log [\text{H}^+] = \log K_a + \log \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

Cambiando el signo en ambos lados de la ecuación:

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} \quad (2)$$

Pero:

$$-\log \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} = \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

y por definición:

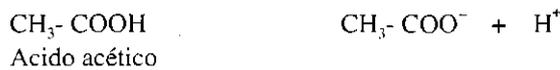
$$-\log K_a = \text{p}K_a \quad \text{y} \quad -\log [\text{H}^+] = \text{pH}, \quad \text{sustituyendo en (2):}$$

$$\text{pH} = \text{p}K + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \quad (3)$$

donde  $\text{A}^-$  corresponde con la forma disociada del grupo, y  $\text{AH}$  con la no disociada. Es obvio que dada la definición de  $\text{p}K$ , a menor  $\text{p}K$  más fuerte será el ácido y viceversa.

La ecuación (3) conocida como de Henderson Hasselbach, constituye también la ecuación de las soluciones *buffer* o *tampón*; la función de estas soluciones es la preservación del  $\text{pH}$  del medio y por su trascendencia las trataremos someramente aquí.

Un *buffer* (*tampón* o amortiguador del  $\text{pH}$ ) está constituido por una mezcla de un ácido o una base con su sal. Suponiendo que el ácido corresponda con el electrólito débil y su sal con el electrólito fuerte, como en el caso del *buffer* acetato, entonces:



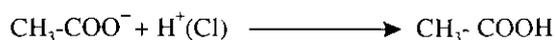
La mezcla así formada del ácido y su sal, y donde el ión común es  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ , o sea, el ion acetato, constituye el *buffer* acetato. En este caso el electrólito débil es el ácido, éste se disociará poco y por tanto predominará en la forma no disociada,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ; en tanto, que su sal, el acetato de sodio será el electrólito fuerte y estará prácticamente toda en su forma disociada, en forma de ion acetato:  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ .

Por ello el  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  será la reserva ácida y protegerá el  $\text{pH}$  contra la adición de bases, mientras que la reserva alcalina será el  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ , y protegerá el  $\text{pH}$  contra la adición de ácidos. La ecuación de Henderson Hasselbach se conoce también como la ecuación de los *buffers* y para estos casos suele escribirse:

$$\text{pH} = \text{p}K + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]}$$

donde el  $\text{p}K$  corresponde al  $\text{p}K$  del ácido y el  $\text{pH}$  del *buffer* depende de la relación de las concentraciones de la sal y el ácido. Un *buffer* es más eficiente, si las concentraciones de la reserva ácida y la alcalina son similares, y ello se cumple en valores de  $\text{pH}$  cercanos al valor del  $\text{p}K$  del ácido. Para objetivos prácticos se acepta que un *buffer* es eficiente a valores de  $\text{pH} = \text{p}K$  del ácido  $\pm 1$ .

Utilizando el *buffer* acetato como ejemplo, veamos como éste responde ante adiciones de un ácido como el  $\text{HCl}$ . La reserva alcalina reacciona:



con lo que el pH del medio no cambia. Si por el contrario, se añade un álcali como el hidróxido de sodio (OHNa), reacciona la reserva ácida:



y de esta forma el pH tampoco cambia.

En la sangre y en otros fluidos biológicos y en todas las células vivas es fundamental el mantenimiento del pH dentro de ciertos límites, que permitan el desarrollo normal de las reacciones del metabolismo, y ello se garantiza por la existencia de diversos sistemas *buffers*.

## Sustancias inorgánicas en la materia viva

En la composición de la materia viva se comprueba la presencia de algunos elementos inorgánicos en forma de iones o de complejos. Los elementos inorgánicos más abundantes son: fósforo, azufre, potasio, sodio, calcio y cloro, entre otros; algunos existen en cantidades mucho menores como el cobre, zinc, cobalto y flúor, conocidos como oligoelementos o elementos trazas. La función de estos iones inorgánicos está relacionada principalmente con la actividad catalítica de muchas enzimas; además cumplen funciones osmóticas y contribuyen a la formación de estructuras complejas. Más adelante se estudiarán en detalle las funciones de los minerales en el organismo humano.

## Composición elemental y características generales de las biomoléculas

Las biomoléculas existen en un grado variable de complejidad; están formadas principalmente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno unidos por enlaces covalentes. Además, suelen contener azufre y fósforo, entre otros elementos.

Las biomoléculas se pueden agrupar de acuerdo con su tamaño y complejidad en moléculas sencillas, de relativo bajo peso molecular, como los aminoácidos, los monosacáridos, los ácidos grasos, los nucleótidos y otras; las moléculas de elevado peso molecular (macromoléculas) están formadas por la polimerización de algún tipo de molécula sencilla: las proteínas son polímeros de aminoácidos; los polisacáridos, de monosacáridos y los ácidos nucleicos, de nucleótidos.

Algunos lípidos, aunque no constituyen macromoléculas, presentan estructuras complejas integradas por la asociación de moléculas sencillas diversas.

Para tratar el estudio de las biomoléculas es necesario comprender antes las características y propiedades de los principales átomos que las constituyen, así como de los enlaces mediante los cuales se unen y asocian para formar las agrupaciones moleculares presentes en los distintos tipos de biomoléculas.

## Átomos en las biomoléculas

En la tabla 5.1 se presentan las características esenciales de los átomos más frecuentes en las biomoléculas, y de algunos otros que puedan ser utilizados como referencia en el análisis de diversas propiedades de los átomos que pertenezcan al mismo grupo en la tabla periódica.

**Tabla 5.1.** Algunas propiedades de los átomos más frecuentes en las biomoléculas y de otros que permitan comparar las propiedades de ciertos grupos de la tabla periódica

Símbolo	Grupo	Z	Configuración electrónica	Potencial de ionización (eV)	Electronegatividad	Radio atómico (Å)
H	I	1	1	13,60	2,1	0,37
Li	I	3	2, 1	5,40	1,0	0,89
Na	I	11	2, 8, 1	5,10	0,9	1,57
C	IV	6	2, 4	11,26	2,5	0,77
Si	IV	14	2, 8, 4	8,15	1,8	1,17
N	V	7	2, 5	14,50	3,0	0,74
P	V	15	2, 8, 5	11,00	2,1	1,10
O	VI	8	2, 6	13,61	3,5	0,74
S	VI	16	2, 8, 6	10,36	2,5	1,04
F	VII	9	2, 7	17,42	4,0	0,72
Cl	VII	17	2, 8, 7	13,0	13,0	0,99

Como sabemos Z es el símbolo del número atómico, y corresponde con el número de protones en el núcleo y de electrones alrededor de él. Radio atómico es la distancia que existe entre el núcleo y la capa más externa de electrones de un átomo. Desde el punto de vista químico los electrones más importantes son los de la última capa, pues determinan el comportamiento reaccional del átomo. Los átomos con menos de 4 electrones en su última capa (grupo I de la tabla) tienen la tendencia a perderlos y convertirse en iones con carga positiva (cationes), presentan carácter de metales, poseen baja energía de ionización y baja electronegatividad. Los que tienen más de 4 electrones en su última capa (grupos VI y VII de la tabla) tienen la tendencia a captar electrones hasta completar 8 en la última eapa (regla del octeto) y se convierten en iones con carga negativa (aniones), poseen alta energía de ionización y elevada electronegatividad (carácter de no metales).

Los átomos intermedios entre ambos extremos de la tabla periódica (grupos IV y V, especialmente el IV) no tienen tendencia a ceder ni a captar electrones, y por ello no forman iones fácilmente, sus valores de energía de ionización y de electronegatividad son intermedios y su tendencia es a compartir sus electrones.

### Átomo de carbono

El átomo de carbono es el primer elemento del 4to. grupo de la tabla periódica, su número atómico es 6 y ocupa un lugar intermedio entre el carácter metálico y no

metálico, por lo tanto su tendencia no es a ganar ni a perder electrones, sino a compartirlos. Los electrones de su capa más externa son 4 y ocupan un orbital *s* y 3 orbitales *p*. Más adelante veremos cómo estos orbitales pueden asociarse para formar distintos tipos de orbitales híbridos.

El átomo de carbono tiene la capacidad de unirse entre sí y formar cadenas de longitud variable, que al unirse con átomos de hidrógeno forman cadenas hidrocarbonadas lineales o ramificadas, abiertas o cíclicas y saturadas o insaturadas. Las cadenas hidrocarbonadas son estables y constituyen la estructura básica de las biomoléculas.

Los átomos de oxígeno y nitrógeno pueden combinarse entre sí y con el carbono, originando así variadas agrupaciones atómicas –los grupos funcionales– con propiedades muy específicas que se ponen de manifiesto en las moléculas que los contienen.

Los átomos se unen para formar agrupaciones atómicas y moléculas mediante los enlaces químicos. Trataremos ahora algunos de los aspectos esenciales de los enlaces químicos.

## Enlaces químicos

Los enlaces químicos son las fuerzas interatómicas que permiten la formación de moléculas; éstos pueden ser de varios tipos: iónico, covalente y el metálico. Revisaremos aquí someramente los 2 primeros por ser los que se encuentran en las biomoléculas.

### Enlace iónico

Es un enlace de tipo electrostático, que se produce por la transferencia de un electrón desde un átomo de baja energía de ionización hasta uno de alta afinidad electrónica. El Na por ejemplo, con carácter metálico (tabla 5.1) tiende a perder un electrón de su última capa (baja energía de ionización) y se forma el ion  $\text{Na}^+$ . Por otra parte, el Cl tiene tendencia a captar un electrón, completar con 8 electrones su última capa (alta afinidad electrónica) y queda como ion  $\text{Cl}^-$ ; los iones así formados se atraen por fuerzas electrostáticas y se libera gran cantidad de energía. Las moléculas que presentan este tipo de enlace forman cristales iónicos y se caracterizan por ser sólidos, solubles en agua o solventes polares, buenos conductores de la corriente eléctrica, además poseen elevados puntos de fusión y ebullición. Este enlace, aunque no es el predominante en las biomoléculas, se puede encontrar en sales orgánicas y en otras biomoléculas.

### Enlace covalente

El enlace covalente se produce por el compartimiento de electrones entre los átomos; este tipo de enlace es característico de los elementos centrales de la tabla periódica, como el carbono. Los electrones compartidos forman el orbital molecular y se produce cuando interactúan electrones no apareados con *spines* opuestos; el caso más simple lo podemos ver en el compartimiento del único electrón del átomo de H para formar la molécula de  $\text{H}_2$ . Este enlace covalente será apolar, pues los electrones estarán compartidos igualmente entre ambos átomos.



Este enlace es de gran fortaleza, estable y presenta libertad de giro. Los electrones compartidos en los enlaces covalentes pueden pertenecer a orbitales *s* ó *p*. La nube electrónica producida por el solapamiento de los orbitales compartidos se distribuirá más o menos de forma simétrica, en dependencia de la polaridad del enlace, alrededor del eje que va de uno al otro núcleo de los átomos involucrados. Es bueno señalar que la distribución de la nube electrónica será menos simétrica en las moléculas polares,

en las que uno de los átomos atrae más hacia sí los electrones debido a que posee mayor electroafinidad; un ejemplo de ello lo constituye la molécula de agua, en la cual los electrones son atraídos con mayor fortaleza por el oxígeno y menor por el hidrógeno, por ello la molécula de agua se comporta como un dipolo (Fig. 5.1).

Al enlace covalente en el que uno de los átomos involucrados es el que aporta los 2 electrones compartidos con otro que los recibe, se le conoce con el nombre de enlace covalente de coordinación o coordinado; esto sucede en la formación del ion amonio, ya que los 2 electrones que se comparten son aportados por el nitrógeno.

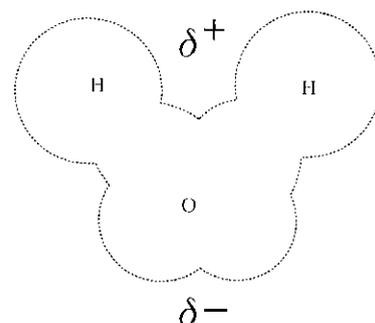
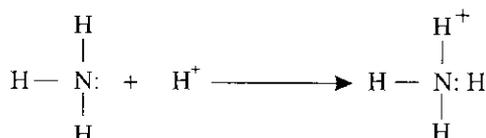


Fig. 5.1. La molécula de agua como dipolo.

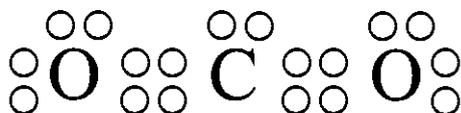
Los compuestos que presentan enlaces covalentes pueden tener distinto estado físico; sus temperaturas de fusión y ebullición son menores que aquéllas de los que poseen enlaces iónicos. La solubilidad de estos compuestos estará en dependencia de su polaridad; los apolares son pocos solubles en agua y más solubles en solventes orgánicos; en tanto que los polares son más solubles en agua y solventes polares.

Sus disoluciones, como regla, no son buenas conductoras de la electricidad, aunque esta propiedad también dependerá de la polaridad del enlace; mientras más polar sea una molécula, más se acercará a las propiedades de aquéllas formadas por enlaces iónicos.

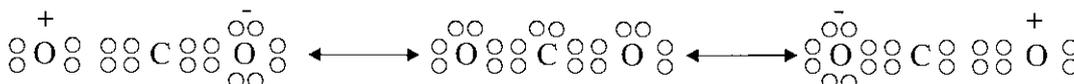
En ocasiones resulta difícil la localización de la nube electrónica molecular y en muchos compuestos del carbono no es posible representarla como única estructura, esto se debe a la existencia de resonancia en algunos enlaces.

### Resonancia

La resonancia constituye un concepto importante en los compuestos del carbono como es el caso de las biomoléculas; está presente en aquellas moléculas o iones poliatómicos que pueden representarse por más de una estructura de contenido energético, aproximadamente igual, y que se diferencian sólo en la localización de sus electrones. De acuerdo con la configuración electrónica del carbono y del oxígeno, la estructura esperada para el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) sería:



Asimismo la distancia entre los dobles enlaces sería a rededor de 1,24 Å; pero se ha podido determinar que ambos enlaces (C-O) tienen una distancia de 1,13 Å, menor que la esperada y la molécula adopta una disposición lineal. Esta contradicción se resuelve si se asume que el desplazamiento electrónico al nivel de los dobles enlaces puede ocurrir en ambas direcciones, entonces la distribución electrónica del  $\text{CO}_2$  podría escribirse de las maneras siguientes:



Ninguna estructura es la ideal para representar al  $\text{CO}_2$ , pero se puede aceptar que entre las 2 posiciones extremas existen numerosas posiciones intermedias. La estructura de resonancia se puede representar mejor mediante la participación de los orbitales por los electrones en los 3 átomos (Fig. 5.2).

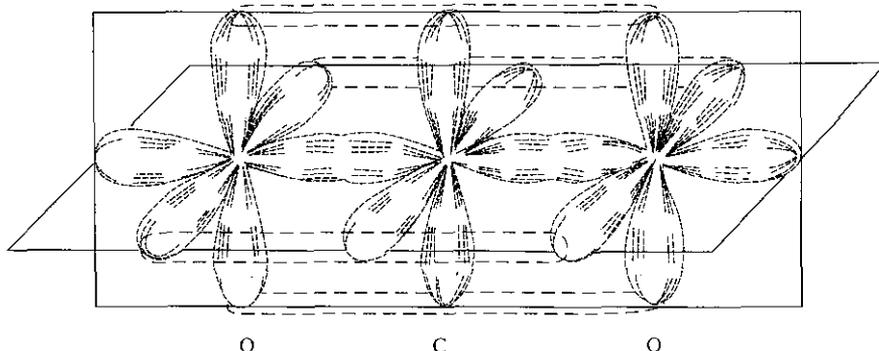


Fig. 5.2. Representación de los orbitales del  $\text{CO}_2$ .

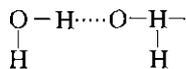
### Interacciones débiles

Además de los enlaces estudiados, entre los átomos pueden establecerse otras fuerzas intermoleculares débiles y variadas que tienen importancia en el mantenimiento de las estructuras espaciales de las macromoléculas. Las interacciones débiles son uniones no covalentes de energía menor que  $41\,840\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$  ( $10\text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Revisaremos brevemente aspectos esenciales de algunas de estas interacciones.

#### Puente de hidrógeno

Los puentes de hidrógeno se establecen entre un átomo de hidrógeno que está unido a un elemento muy electronegativo, con radio iónico pequeño —como el oxígeno y el nitrógeno— y que es atraído por un segundo elemento con características similares, de manera que el hidrógeno queda compartido entre los 2 átomos electronegativos. En estas condiciones el átomo de H se encuentra casi desposeído de su electrón y se comporta como un  $\text{H}^+$ . El puente de hidrógeno puede formarse entre moléculas diferentes y entre moléculas iguales.

El puente de hidrógeno puede alcanzar una energía alrededor de  $10\text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$  y es una de las más fuertes entre las interacciones débiles; la formación de puentes de hidrógeno entre moléculas de agua es un ejemplo. Esta interacción desempeña una función fundamental en el mantenimiento de la estructura tridimensional de las proteínas y de los ácidos nucleicos.



Puentes de hidrógeno  
entre moléculas de agua



Puente de hidrógeno  
entre un O y un N

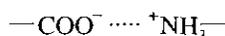
#### Interacciones hidrofóbicas

Las interacciones hidrofóbicas se producen cuando grupos o moléculas apolares se encuentran en un medio acuoso; en esas condiciones estos grupos tienden a asociar-

se entre sí, de manera que ofrecen la menor superficie posible al medio polar. Esta atracción de las cadenas apolares, como las hidrocarbonadas de los aminoácidos apolares, son de gran importancia en el mantenimiento de la estructura espacial de las proteínas. Esta interacción es en cierta medida similar a la que experimentan las cadenas apolares de los ácidos grasos cuando forman las micelas.

### Interacciones electrostáticas

También conocidas como uniones salinas, se establece entre iones cuando éstos se encuentran en disolución; si 2 iones poseen carga opuesta se atraerán y tenderán a acercarse, mientras que si tienen carga igual se repelen y, por tanto, tienden a alejarse. Entre grupos básicos con carga positiva y grupos ácidos con carga negativa, se presentará una fuerza de atracción electrostática. Este tipo de interacción contribuye al mantenimiento de la estructura espacial de las proteínas.



### Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas electrostáticas transitorias que se establecen entre los electrones de la envoltura de unos átomos y los núcleos de otros, lo que provoca deformación momentánea de las nubes electrónicas y la aparición de un dipolo de carácter transitorio. Estos dipolos originan fuerzas de atracción entre los grupos o moléculas vecinas. Las fuerzas de Van der Waals son importantes en el mantenimiento de la estructura tridimensional de las proteínas.

Los átomos unidos por algún tipo de enlace estudiado, y en el caso de las biomoléculas —especialmente por el covalente—, originan las cadenas hidrocarbonadas, los distintos grupos funcionales y en general todas las agrupaciones atómicas que se presentan en las diversas biomoléculas.

Pasaremos a revisar los compuestos formados por carbono e hidrógeno: los hidrocarburos, y después trataremos los aspectos esenciales de aquellos grupos funcionales más frecuentes en las biomoléculas.

## Hidrocarburos

Los hidrocarburos se clasifican en alifáticos, cuando presentan cadenas abiertas hidrocarbonadas que pueden ser saturadas o insaturadas, lineales o ramificadas y además, pueden presentar algún grupo funcional; también se clasifican en cíclicos o de cadenas cerradas, que a su vez pueden ser alicíclicos o aromáticos.

### Hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos saturados son aquéllos que contienen enlaces simples y pueden ser lineales o ramificados. En la formación de los enlaces simples C - C, que forman la estructura de los hidrocarburos saturados, los orbitales s y p de la última capa del átomo de carbono se hacen equivalentes y no existen orbitales s ó p puros sino **híbridos**; dada que en estas condiciones se han mezclado o fusionado 1 orbital s y 3 p, se conoce como  $sp^3$  a la hibridación resultante. En esta hibridación los orbitales se encuentran separados por ángulos de  $109^\circ 28'$  y la disposición del átomo de carbono es la de un tetraedro, como puede apreciarse en la estructura del metano ( $\text{CH}_4$ ) que es el hidrocarburo más simple (Fig. 5.3).

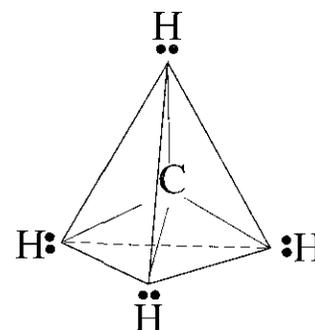
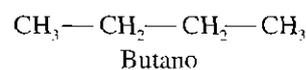
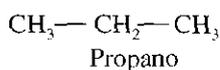
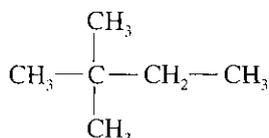


Fig. 5.3. Disposición de los átomos de C e H en el metano.

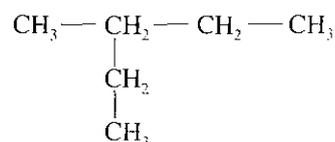
A continuación podrán observarse algunos ejemplos de hidrocarburos saturados lineales:



y ramificados:



2, 2 dimetil butano



3 metil hexano

Son hidrocarburos insaturados cuando contienen dobles o triples enlaces y también pueden ser lineales o ramificados. En los hidrocarburos que presentan dobles enlaces –los alquenos– el tipo de hibridación que presentan los átomos de carbono es  $sp^2$ ; en este caso se han fundido 1 orbital s y 2 orbitales p, el otro p que queda se mantiene como orbital p puro y se ubica perpendicular a los híbridos  $sp^2$ . El ángulo entre los orbitales híbridos es de  $120^\circ$ . El doble enlace, característicos de los alquenos, se puede formar entre otros átomos diferentes al C; pero con características similares – como el oxígeno y el nitrógeno. Uno de los enlaces presentes es de tipo sigma ( $\sigma$ ), formado por la unión covalente de 2 orbitales híbridos  $sp^2-sp^2$ ; el otro enlace es de tipo pi ( $\pi$ ), que se forma por la superposición de 2 orbitales p que originan orbitales moleculares. La disposición de los enlaces en el eteno se presentan en la figura 5.4.

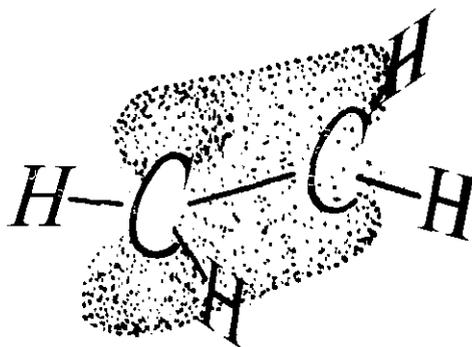
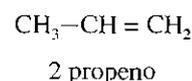
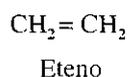


Fig. 5.4. Disposición de los enlaces en el eteno.

A continuación se presentan ejemplos de hidrocarburos del tipo alquenos:



En los hidrocarburos con enlace triple (alquinos) existe la hibridación  $sp$ , formada por la fusión de 1 orbital s y 1 orbital p, y se mantienen 2 orbitales p puros. La molécula resulta lineal, pues la disposición del enlace por orbitales  $sp$  forman ángulos de  $180^\circ$ . Los orbitales p puros se disponen perpendicular uno con respecto al otro y también

con respecto al  $sp$ . Luego, puede apreciarse la disposición de los orbitales en la estructura del etino. El enlace triple consta de un enlace  $\sigma$  y del orbital molecular  $p$ , en el que intervienen los 2 orbitales  $p$  puros (Fig. 5.5).

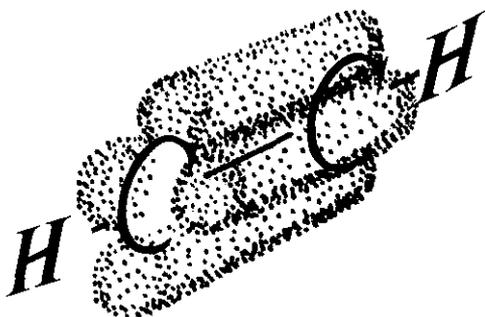
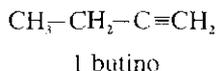
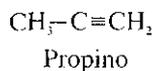


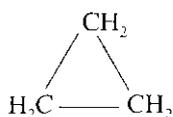
Fig. 5.5. Disposición de los enlaces en el etino.

Algunos ejemplos de alquinos aparecen a continuación:

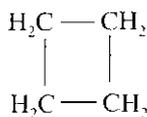


### Hidrocarburos cíclicos

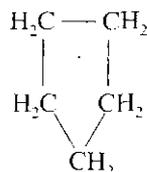
Los hidrocarburos cíclicos son aquéllos que forman estructuras cerradas sin extremos libres. Son alicíclicos si forman anillos que, aunque puedan presentar insaturación, no posean un elevado grado de resonancia. Algunos ejemplos son el ciclopropano, el ciclopentano y el ciclohexeno, entre otros, cuyas estructuras pueden apreciarse:



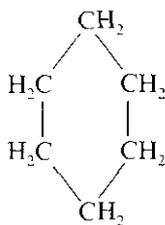
Ciclopropano



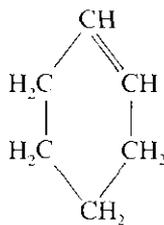
Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclohexano



Ciclohexeno

Los hidrocarburos cíclicos son aromáticos si forman anillos donde los enlaces dobles presentan un elevado grado de resonancia, el ejemplo más clásico es el benceno. Los átomos de carbono en el benceno presentan hibridación de tipo  $sp^2$  y el orbital  $p$  puro de cada uno de los carbonos se solapa con sus vecinos, formando una nube

electrónica p por encima y por debajo de los enlaces  $\sigma$  que forman la estructura básica del benceno (Fig. 5.6).



Fig. 5.6. Disposición de las nubes electrónicas en el benceno.

El núcleo del benceno se suele representar de las formas como se observa en la figura 5.7.

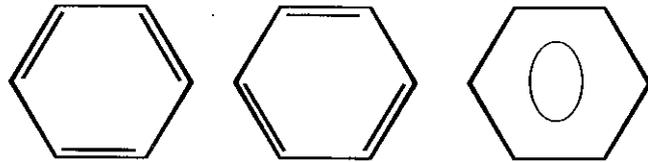
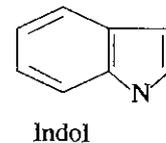
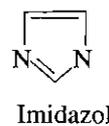
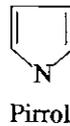
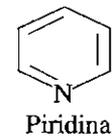
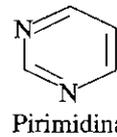
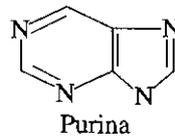


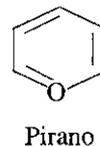
Fig. 5.7. Representación del núcleo bencénico.

En ocasiones los ciclos contienen átomos diferentes, en cuyo caso se conocen como heterociclos. Algunos heterociclos más frecuentes en las biomoléculas se muestran a continuación:



Algunos anillos principales que contienen nitrógeno en su estructura se encuentran en varias vitaminas, en determinados aminoácidos y en los ácidos nucleicos.

Algunos anillos que contienen átomos de oxígeno se representan de la forma siguiente:



Algunos monosacáridos adoptan estructuras cíclicas que forman anillos e incluyen al átomo de oxígeno, formando ciclos del tipo del furano o del pirano. Se encuentran también anillos que contienen azufre:



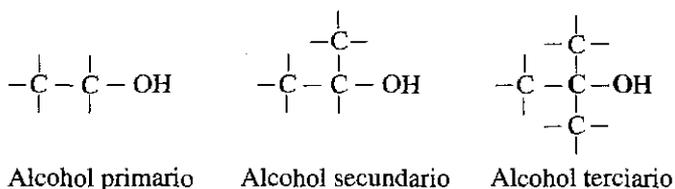
El anillo de tiazol se encuentra formando parte de una coenzima.

## Agrupaciones o grupos funcionales en las biomoléculas

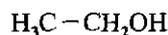
En las biomoléculas se encuentran diversos grupos funcionales entre los que podemos citar: hidroxilo (OH), carbonilo (CO), carboxilo (COOH), amino (NH<sub>2</sub>), sulfhidrilo (SH), entre otros. Dedicaremos la atención a revisar someramente las características esenciales de los grupos citados y sus principales propiedades.

### Grupo hidroxilo

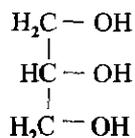
Los compuestos que poseen este grupo se conocen como alcoholes; éstos se clasifican en primarios, secundarios o terciarios, en dependencia del tipo de átomo de carbono al que se encuentran unidos. En forma abreviada se representan R-OH. Se nombran al añadir el sufijo *ol* al nombre del hidrocarburo correspondiente. En las estructuras de alcoholes primarios, secundarios y terciarios se omiten los H que completan la valencia de los átomos de carbono para simplificar su estructura.



Son ejemplos de alcoholes el etanol y el glicerol.



Etanol

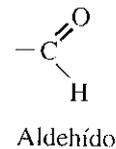
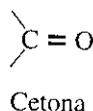


Propanotriol  
(conocido como glicerol o glicerina)

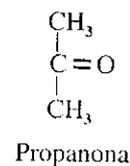
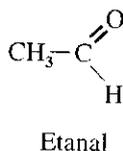
El alcohol primario puede oxidarse y convertirse en aldehído y el secundario en cetona como se verá más adelante. Además, este grupo puede reaccionar con diferentes grupos y formar diversos enlaces, lo cual será tratado al estudiar las agrupaciones derivadas. El grupo OH se encuentra en varios tipos de biomoléculas, como en azúcares y aminoácidos, entre otras.

## Grupo carbonilo

La función carbonilo puede existir en 2 formas: aldehído, si esta función se encuentra en un carbono primario, y cetona, si ocurre en un carbono secundario.

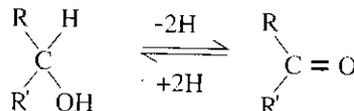
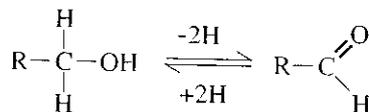


Los aldehídos se nombran por la adición del sufijo *al*, a la denominación del hidrocarburo correspondiente y si se trata de una cetona se le adiciona el sufijo *ona*.



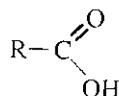
Los monosacáridos y sus derivados son biomoléculas que poseen en su estructura un grupo aldehído o cetona.

La oxidación de un alcohol primario da lugar a un aldehído y la de uno secundario a una cetona.

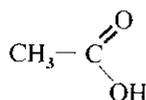


## Grupo carboxilo

El grupo carboxilo caracteriza a los ácidos orgánicos. Su estructura se representa como COOH de manera abreviada. Su nomenclatura sistemática se obtiene por la adición del sufijo *oico* al nombre del hidrocarburo correspondiente, aunque frecuentemente se le conoce por su nombre trivial.



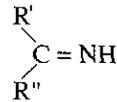
El grupo carboxilo está compuesto por un grupo carbonilo y uno hidroxilo



Etanoico  
(conocido como ácido acético)



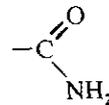
Por deshidrogenación de las aminas primarias se forman las iminas, que poseen un doble enlace entre el C y el N.



En algunas reacciones del metabolismo de los aminoácidos se forman compuestos intermedios que contienen este grupo funcional.

### Amidas

Cuando el grupo OH de los ácidos carboxílicos es reemplazado por un grupo amino, se origina una amida.



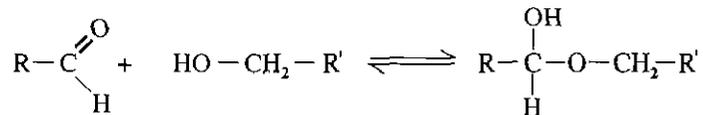
Este grupo se encuentra presente en algunos aminoácidos, vitaminas y otras muchas biomoléculas. En el estudio de las agrupaciones derivadas veremos cómo se forma un enlace de tipo amida.

### Agrupaciones atómicas derivadas

Los grupos químicos que acabamos de estudiar son capaces de reaccionar entre sí y originar nuevas agrupaciones moleculares, las cuales tienen mayor complejidad y presentan características propias.

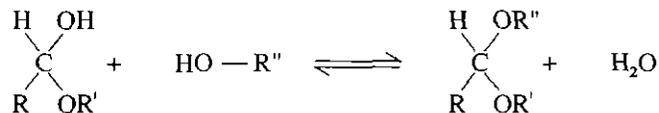
### Hemiacetales

Los hemiacetales se forman al reaccionar un grupo carbonilo (aldehído o cetona) con un alcohol. En la formación de este enlace no se pierde ningún átomo, sólo se produce una reorganización de ellos; se debe resaltar el cambio de tipo de enlace C=O (hibridación sp<sup>2</sup>), un doble enlace hacia un enlace simple C-O (hibridación sp<sup>3</sup>). Esta agrupación es muy importante en los monosacáridos, que al formarse un hemiacetal interno las moléculas forman un ciclo.



### Acetales

Los acetales se forman al reaccionar un hemiacetal con un grupo OH. En la formación de este enlace se pierde una molécula de agua.



El enlace acetal se encuentra en algunos azúcares derivados y es el tipo de enlace que une los monosacáridos para originar oligosacáridos y polisacáridos, en este último caso se le conoce como enlace glicosídico.

Un compuesto que presenta un enlace hemiacetal puede reaccionar mediante dicha agrupación con un grupo amino (o imino) y originar así un enlace conocido como N-acetal. En el caso de que el hemiacetal forme parte de un monosacárido, el enlace formado se conoce como N glicosídico y, como veremos en el capítulo 8, es el que une a las bases nitrogenadas con los monosacáridos en la formación de nucleósidos y nucleótidos.

## Ésteres

Los enlaces de tipo ésteres se forman al reaccionar un ácido con un alcohol, con pérdida de una molécula de agua. Estos enlaces se pueden formar entre ácidos y alcoholes distintos, dando lugar a la formación de ésteres con algunas características diferentes. Nosotros analizaremos 2 tipos de ésteres por su importancia en la constitución de las biomoléculas: los ésteres carboxílicos y los ésteres fosfóricos.

### Ésteres carboxílicos

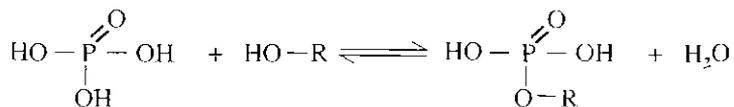
Se forman entre un grupo COOH y un alcohol



Los ésteres carboxílicos pueden encontrarse en distintos tipos de biomoléculas, como los acilglicérols y otros tipos de lípidos.

### Ésteres fosfóricos

Se forman al reaccionar un ácido fosfórico y un alcohol, con pérdida de una molécula de agua.



Los monosacáridos reaccionan con el ácido fosfórico, formando diversos ésteres fosfóricos que tienen gran importancia en el destino metabólico de este tipo de biomolécula.

Es posible que un éster fosfórico, ya formado, reaccione con otro grupo OH para formar un enlace fosfodiéster o diéster fosfórico, enlace que une a los nucleótidos para formar los ácidos nucleicos.



### Enlace éter

Este enlace se forma al reaccionar 2 grupos alcoholes con pérdida de una molécula de agua. Se encuentra en un tipo de lípidos, los plasmalógenos.



### Tioésteres

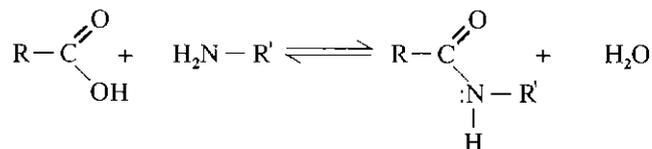
Los enlaces tioésteres, enlaces ricos en energía (liberan gran cantidad de energía libre al ser hidrolizados) se forman cuando reacciona un grupo carboxilo con un grupo SH, con pérdida de una molécula de agua.



Los derivados tioésteres de los ácidos orgánicos, y en particular de los ácidos grasos, son compuestos fundamentales de diversas vías metabólicas.

### Enlace amida

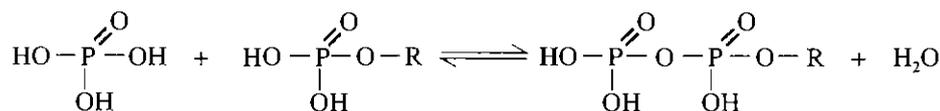
Las amidas se forman al reaccionar un grupo carboxilo con uno amino, con pérdida de una molécula de agua.



Este enlace de tipo amida sustituida une a los aminoácidos para formar los péptidos y las proteínas, en este caso se conoce como enlace peptídico; sus características y propiedades serán objeto de estudio con mayor detalle en el capítulo 6.

### Anhídrido de ácido

El anhídrido de ácido se forma cuando reaccionan 2 ácidos, que pueden ser iguales o diferentes, con pérdida de una molécula de agua. Utilizaremos como ejemplo el caso de la reacción de 2 ácidos fosfóricos.



Estos enlaces son enlaces ricos en energía, se encuentran en los nucleótidos y su hidrólisis está relacionada con la liberación de energía útil para la célula. En otras ocasiones se forman anhídridos mixtos, en los que intervienen 2 grupos ácidos

diferentes; también los anhídridos mixtos constituyen enlaces ricos en energía. No debe confundirse este enlace con el enlace éster fosfórico ni con el fosfodiéster.

Es frecuente que en las mismas biomoléculas se encuentren más de un grupo funcional, tal es el caso de los monosacáridos que contienen un grupo carbonilo y varios hidroxilos, o de los aminoácidos donde existen, al menos, un grupo amino y uno carboxilo. También es frecuente encontrar diversas agrupaciones derivadas en una misma biomolécula, un ejemplo de ello son algunos tipos de lípidos (fosfátidos de glicerina) en los que se encuentran enlaces de tipos éster carboxílico y éster fosfórico; o un nucleótido con enlaces N-glicosídicos, enlace éster fosfórico y del tipo de anhídrido de ácido. Todo ello contribuye a la inmensa diversidad de las biomoléculas.

La diversidad de estas moléculas también se incrementa por el hecho de que éstas pueden existir en distintas formas isoméricas.

## Isomería

Son isómeros aquellos compuestos que presentan la misma fórmula global pero tienen propiedades distintas. La isomería se debe a que la distribución de los átomos y el tipo de enlace que se establece entre ellos determinan las propiedades de las moléculas, y éstas no pueden inferirse de su fórmula global; los isómeros se diferencian en su estructura o su configuración, o en ambas características; es por ello que la isomería se clasifica en estructural o planar y espacial o estereoisomería.

### Isomería estructural

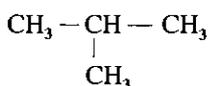
Se debe a diferencias en la estructura de los distintos isómeros y puede ser de 3 tipos: cadena, posición y función.

#### Isomería de cadena

Este tipo de isomería estructural se debe a la distinta disposición que pueden adoptar los átomos de carbono en las cadenas carbonadas.



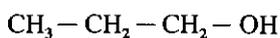
Butano



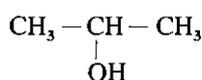
Isobutano (2 metil propano)

#### Isomería de posición

Esta variante de isomería estructural se produce por la existencia de compuestos, cuya única diferencia consiste en la posición que ocupa un determinado grupo funcional en la cadena.



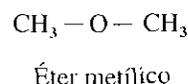
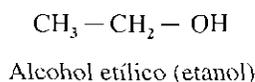
1 propanol



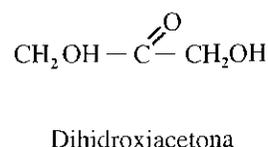
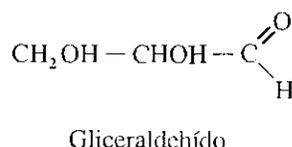
2 propanol

### Isomería de función

Son isómeros de función aquéllos que presentan grupos funcionales diferentes, a pesar de presentar una misma fórmula química. Un ejemplo lo constituyen el alcohol etílico y el éter metílico, ambos con  $C_2H_6O$  como fórmula química.



El primer caso es un alcohol (etanol) y el segundo se trata de un éter. Otro ejemplo son el gliceraldehído (con una función aldehído) y la dihidroxiacetona (con una función cetona).

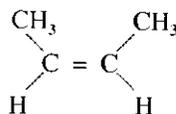


### Isomería espacial

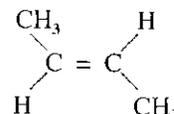
Este tipo de isomería la presentan aquellos compuestos que se diferencian en su configuración espacial. Esta isomería comprende 2 grupos principales: isomería geométrica e isomería óptica.

#### Isomería geométrica

Cuando en una molécula están presentes dobles enlaces o anillos, los átomos involucrados en estas estructuras tienen ciertas restricciones en los giros, la rotación de los átomos de carbono está limitada y, por ende, la posición de los grupos sustituyentes unidos a ellos queda fijada en el espacio, a uno u otro lado del anillo o doble enlace. Así el buteno-2 puede existir en 2 configuraciones geométricas:



Cis



Trans

Los grupos sustituyentes unidos a los átomos de carbono en el isómero cis se disponen hacia el mismo lado del doble enlace y hacia lados distintos en el isómero trans. Ambos tipos de isómeros podemos encontrarlos en las biomoléculas como será estudiado oportunamente.

#### Isomería óptica

La isomería óptica se presenta en los compuestos que tienen algún centro de asimetría, y se manifiesta por la capacidad que tienen estos isómeros de desviar el

plano de vibración de la luz polarizada, hacia la derecha o la izquierda. La actividad óptica se determina experimentalmente por medio de un equipo conocido como polarímetro.

El polarímetro (Fig. 5.8), en esencia, consta de una fuente de luz monocromática, 2 lentes polaroides (o prismas de Nicol), que actúan uno como polarizador y el otro como analizador, y un tubo de vidrio donde se coloca la solución de la sustancia que se debe analizar. Si la sustancia colocada en el tubo desvía el plano de la luz polarizada hacia la derecha, se dice que es dextrógira y se representa con el signo (+); si lo desvía hacia la izquierda será levógira y se representará con el signo (-). La magnitud de la desviación se mide por el ángulo  $\alpha$ , que será el ángulo de giro necesario que debe realizar el analizador para restablecer la intensidad de luz al máximo, es decir, corregir la desviación de la luz polarizada provocada por la sustancia ópticamente activa colocada en el tubo.

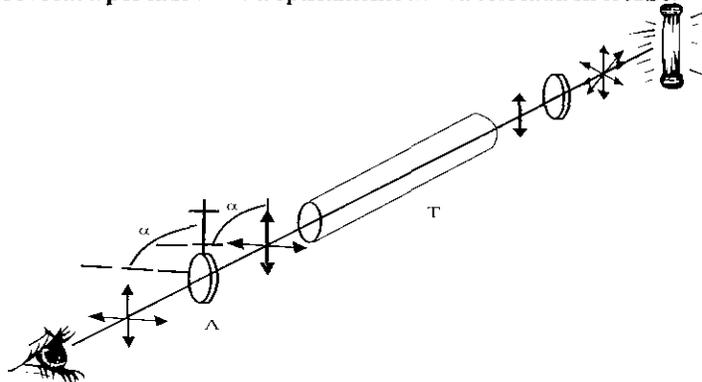


Fig. 5.8. El polarímetro. Partes de la que consta un polarímetro: prismas polarizadores, prismas analizadores, el ocular, la escala angular, la fuente de luz monocromática y el tubo donde se coloca la solución a analizar.

El centro de asimetría que es causa de la actividad óptica se explica por las moléculas que carecen de planos o centros de simetría, y su configuración es tal, que no pueden superponerse. Analicemos esta situación para el caso del ácido láctico (Fig. 5.9).

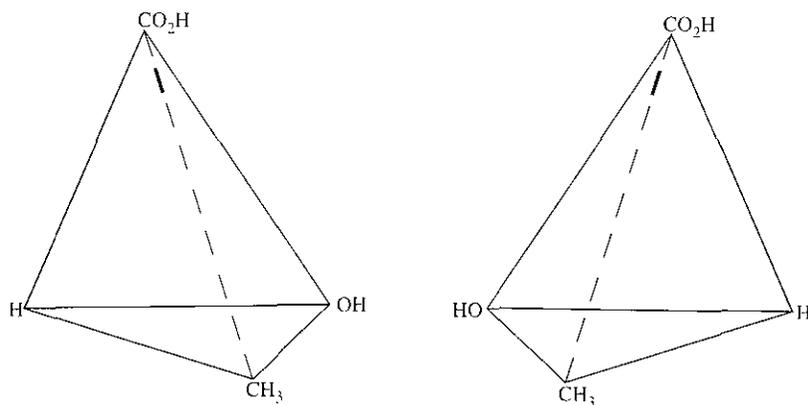
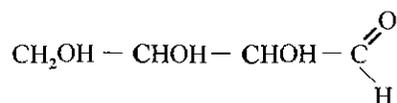
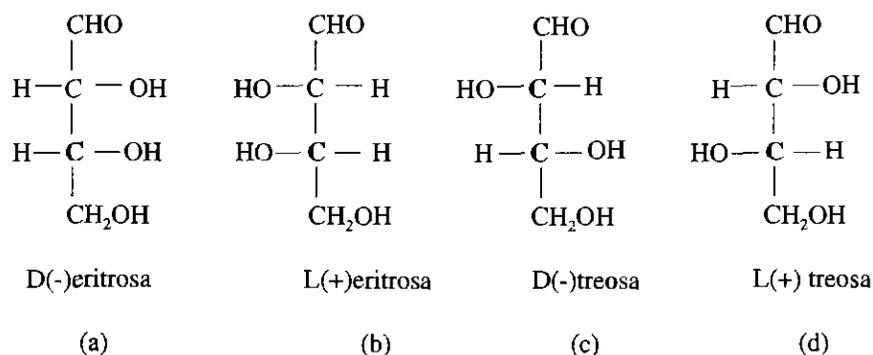


Fig. 5.9. Fórmulas del ácido láctico, series D y L.

La causa más frecuente de asimetría en las biomoléculas es la presencia de los carbonos quirales o carbonos asimétricos, o sea, aquellos carbonos cuyas 4 valencias están sustituidas por grupos diferentes. La cantidad de isómeros ópticos de una molécula se puede calcular según  $2^n$ , donde n es igual al número de carbonos asimétricos presentes. Analicemos esta posibilidad para el caso del monosacárido de 4 átomos de carbono, cuya estructura es la siguiente:



Esta molécula presenta 2 carbonos asimétricos que son aquellos marcados en **negrita**, si se aplica la fórmula, podemos deducir que existirán  $2^2=4$  isómeros ópticos:



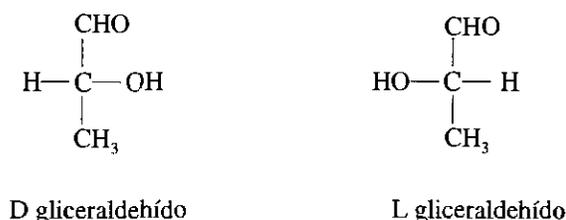
Las 4 especies a, b, c y d son isómeros ópticos, es decir, son estereoisómeros entre sí; además, (a) con respecto a (b), y (c) con respecto a (d) son enantiómeros o antípodos ópticos, por ser una la imagen ante el espejo de la otra; a en relación con (c) y (d), y en general cada especie en relación con aquellas que no son sus enantiómeros, son diastereoisómeros. Los isómeros ópticos que sólo se diferencian en la disposición de un grupo y son idénticos con respecto a todos los demás, se conocen como epímeros. Para el caso que nos ocupa, las formas (a) y (b) son epímeros con respecto a (c) y (d); (c) y (d) lo son con respecto a la (a) y (b).

Los enantiómeros no difieren en sus propiedades físicas ni químicas, con excepción de su actividad óptica; pero sus propiedades biológicas pueden variar mucho. Los diastereoisómeros se diferencian, además de su actividad óptica, en la mayoría de sus propiedades físicas y biológicas, así como en determinadas propiedades químicas.

La mezcla equimolecular de los enantiómeros se denomina mezcla racémica y no presenta actividad óptica.

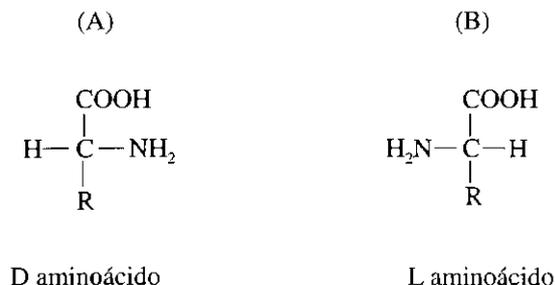
### **Series estéricas D y L**

Utilizando al gliceraldehído como molécula de referencia se han establecido las series estéricas D y L. Para ello, se representa al gliceraldehído con el grupo aldehído hacia arriba, el OH del gliceraldehído dextrógiro hacia la derecha y se le asigna la serie D; el OH del gliceraldehído levógiro hacia la izquierda y se le asigna la serie L.



Al comparar la disposición de determinados grupos funcionales, unidos a carbonos asimétricos de los isómeros ópticos de diversos compuestos, con la del OH de cada gliceraldehído, se establece la serie L ó D de dicho compuesto. Para el caso de los aminoácidos, el grupo que se debe comparar es el amino, cuando el aminoácido se representa con su grupo  $\alpha$  carboxilo hacia arriba, que coincida con el grupo aldehído del gliceraldehído. El aminoácido representado en (A) es un D aminoácido, ya que su

grupo a amino se dispone hacia el mismo lado del OH del D gliceraldehído, en tanto, que el aminoácido representado en (B) es un L aminoácido, pues su grupo a amino está ubicado hacia el mismo lado que el OH en el L gliceraldehído.



El poder rotatorio real de un compuesto determinado por el polarímetro no tiene que corresponder con la serie D ó L a que él pertenezca. El aminoácido L glutámico es dextrógiro, mientras que la L leucina es levógira; la D glucosa es dextrógira y la D fructuosa es levógira. Recuérdese que la rotación específica se determina experimentalmente en un polarímetro, mientras que la serie se determina por la comparación del compuesto en cuestión, con una molécula de referencia, el gliceraldehído.

### Conformaciones distintas de las moléculas

A las distintas disposiciones que pueden adoptar los átomos en una molécula, como consecuencia de rotaciones de uno o más enlaces simples, se conoce como conformaciones y no deben confundirse con los isómeros. Las rotaciones que pueden efectuarse en un enlace simple están restringidas por el tamaño y carga eléctrica de los átomos unidos al carbono. Un ejemplo de las distintas conformaciones se puede apreciar para el caso del etano, molécula que puede existir en 2 conformaciones (escalonada o eclipsada), aunque la primera es más estable. Las diferentes conformaciones de una molécula representan simplemente posiciones que adoptan los átomos, al rotar sobre un enlace simple y porque las barreras energéticas son muy bajas; no constituyen sustancias diferentes y pueden ser aislables (Fig. 5.10).

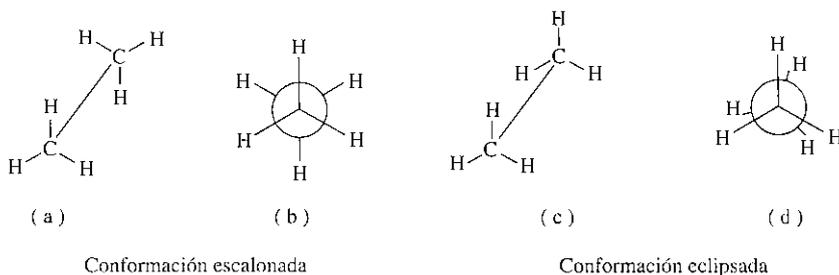


Fig. 5.10. Confórmeros distintos en el etano.

Las biomoléculas se encuentran en los distintos fluidos biológicos formando sistemas dispersos. Dedicaremos nuestra atención a definir qué es un sistema disperso y establecer su clasificación y principales características.

### Sistemas dispersos

Un sistema disperso es aquél donde uno de sus componentes se encuentra finamente distribuido en el seno de otro. Se conocen 2 fases: la fase discontinua, se

encuentra distribuida en la fase dispersante, esta última, es continua y más abundante, donde se distribuye la fase dispersa. Las fases de un sistema disperso pueden estar en cualquier estado físico: sólido, líquido o gaseoso.

Atendiendo al tamaño de las partículas dispersas, los sistemas dispersos se clasifican en dispersiones groseras, disoluciones coloidales y disoluciones verdaderas.

En las dispersiones groseras las partículas de la fase dispersa miden más de 100 nm de diámetro. La arena fina en agua constituye un ejemplo de estos sistemas en la materia inorgánica, y los glóbulos rojos en la sangre son un buen ejemplo en los organismos vivos.

En las disoluciones coloidales el tamaño de las partículas dispersas varía entre 1 y 100 nm, como ejemplo podemos citar las disoluciones de las proteínas en el plasma sanguíneo.

Por último en las disoluciones verdaderas, el tamaño de las partículas es menor que 1 nm, son homogéneas y conforman una única fase. El azúcar (sacarosa) en agua, o la sal (cloruro de sodio) en agua son ejemplos de este caso.

Las disoluciones se caracterizan por la naturaleza de soluto y solvente y por su concentración. La concentración de las soluciones puede expresarse de formas variadas.

## Formas de expresar la concentración

La concentración de una disolución está dada por la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de disolvente o de la disolución. Revisaremos las formas más empleadas para expresar la concentración de las biomoléculas, aunque debe aclararse que existen muchas más.

### *En por ciento*

La concentración en por ciento tiene variantes, en dependencia del empleo del peso o el volumen:

1. Por ciento: volumen en volumen (v/v). Expresa la cantidad de soluto medida en unidades de volumen (mL), en 100 mL de disolución.
2. Por ciento: peso en volumen (p/v). Expresa la cantidad de soluto medida por su peso (en gramos), disueltos en 100 mL de disolución.
3. Por ciento: peso en peso (p/p). Expresa la cantidad de gramos de solutos disueltos en 100 g de la disolución.

### *Unidades químicas*

**Soluciones molares.** Se expresan por el número de moles del soluto en 1 L de disolución. Es frecuente encontrar variantes de este tipo de expresión de la concentración: mmol · L<sup>-1</sup>; μm · L<sup>-1</sup>, entre otras.

**Soluciones molales.** Se expresan por el número de moles del soluto en 1 kg del disolvente.

**Soluciones normales.** Se expresan por el número de equivalentes gramos del soluto en 1 L de disolución. Se debe recordar que un equivalente gramo es la cantidad de una sustancia (en gramos) que desplaza un átomo de hidrógeno en una reacción específica. Para fines prácticos puede calcularse, dividiendo el peso molecular de la sustancia entre su valencia en la reacción que se analiza. Para el ácido clorhídrico (HCl), un equivalente gramo será igual a su peso molecular dividido entre 1, y en este caso coincide con el valor de la concentración expresada como molaridad. Sin embargo, para el caso del ácido sulfúrico (SO<sub>4</sub>H<sub>2</sub>), un equivalente gramo será igual a su peso molecular dividido entre 2, lo que resulta diferente a la concentración expresada como molaridad.

A veces la concentración se expresa de forma directa por las unidades de masa del disolvente en un volumen determinado de la disolución, por ejemplo:  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$ , etcétera.

## Resumen

Las biomoléculas son las moléculas específicas de los seres vivos; en su estructura predominan los átomos de C, H, O y N, y en menor medida el P y S, entre otros. El agua es el disolvente universal en la materia viva y ello se debe a las propiedades de esta molécula que, por constituir un dipolo, resulta un magnífico disolvente para la mayoría de las biomoléculas. El agua pura tiene un pH neutro y en estas condiciones las concentraciones del ion  $\text{H}^+$  es igual a la del ion  $\text{OH}^-$ ; si predomina la  $[\text{H}^+]$ , el pH es ácido y si predomina la  $[\text{OH}^-]$ , el pH es alcalino. Un ácido es una sustancia capaz de ceder protones y una base es aquella que los capta; aunque es frecuente que el comportamiento ácido o básico de una sustancia dependa del pH del medio en que se encuentre. Las mezclas de un ácido o una base con su sal originan los *buffers* o *tampones*, cuya función es preservar el pH del medio; la reserva alcalina defiende al medio contra la adición de ácidos, mientras que la reserva ácida lo hace contra la de álcalis. La ecuación de Henderson-Hasselbach es la ecuación de los *buffers*, y de ella se desprende que un *buffer* es eficiente a valores de pH iguales al pK del ácido  $\pm 1$ .

Los átomos de carbonos se unen entre sí y con átomos de hidrógeno para formar los hidrocarburos, que pueden ser saturados o insaturados, lineales o ramificados y alifáticos o cíclicos, estos últimos pueden ser alicíclicos o aromáticos; si los anillos están formados por átomos diferentes, se les conoce como heterociclos. Los hidrocarburos saturados son los alcanos, los insaturados pueden presentar un doble enlace (alquenos) o un triple enlace (alquinos). Las cadenas hidrocarbonadas saturadas o insaturadas constituyen la estructura básica de las biomoléculas que tiene además, diversos grupos funcionales.

Los grupos funcionales más frecuentes en las biomoléculas son el hidroxilo (OH), primario, secundario o terciario; el carbonilo (CO), que puede ser aldehído o cetona; el carboxilo (COOH), grupo que confiere carácter ácido a las biomoléculas que los presentan; el grupo amino ( $\text{NH}_2$ ), básico, que puede formar aminas primarias, secundarias o terciarias, y el grupo sulfhidrilo (SH). Estos grupos al reaccionar entre sí forman agrupaciones derivadas, las cuales son también de gran importancia en las biomoléculas. Al reaccionar los ácidos con los alcoholes originan los ésteres, éstos pueden ser carboxílicos o fosfóricos (en dependencia del ácido involucrado); los carbonilos con los alcoholes pueden originar hemiacetales y acetales. Los carboxilos con los aminos forman el enlace amida; un grupo sulfhidrilo y un ácido carboxílico dan origen a los tioésteres, y si los que reaccionan son 2 grupos ácidos, se forman los anhídridos de ácidos. Es frecuente encontrar en una misma biomolécula varios grupos funcionales distintos, así como diferentes agrupaciones derivadas.

A la gran diversidad que presentan las biomoléculas contribuye también la existencia de isómeros diferentes. Los isómeros son compuestos que presentan la misma fórmula química global, pero tienen propiedades diferentes, ya que pueden presentar estructura distinta (isomería estructural) o diferente configuración espacial (estereoisomería). La isomería estructural a su vez puede ser de cadena, de posición o de función, y la estereoisomería puede ser geométrica u óptica. La isomería óptica se debe a la presencia de carbonos quirales o asimétricos y las moléculas pueden ser dextrógiras o levógiras en dependencia de que desvíen el plano de luz polarizada a la derecha o a la izquierda. Los isómeros ópticos pueden pertenecer a las series estéricas D ó L, para ello se compara, la disposición de determinado grupo funcional con el OH del D y del L gliceraldehído, y en consecuencia se deter-

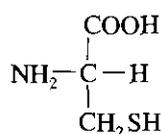
mina su serie D ó L.

Las biomoléculas se encuentran en los distintos fluidos biológicos formando sistemas dispersos. Los sistemas dispersos pueden ser de 3 tipos, de acuerdo con el tamaño de las partículas dispersas (fase dispersa) en el medio de dispersión (fase dispersante): suspensiones groseras (hematíes en la sangre), disoluciones coloidales (proteínas en el plasma) o disoluciones verdaderas (sacarosa en agua); estas últimas son homogéneas.

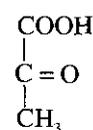
La concentración de las disoluciones se puede expresar de formas diversas: por ciento, utilizando unidades químicas (molares, molales o normales) y de otras formas en dependencia del tipo de moléculas y los propósitos que se persigan.

## Ejercicios

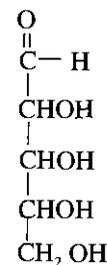
1. ¿Cómo se llaman las moléculas específicas de los seres vivos?
2. ¿Cuál es el componente más abundante en los seres vivos?
3. Mencione las propiedades que hacen del agua el solvente fundamental de los fluidos biológicos.
4. ¿Cuáles son los átomos más abundantes en las biomoléculas?
5. Compare el enlace iónico con el covalente en cuanto a características de los átomos que intervienen, participación de los electrones de valencia y propiedades fundamentales de los compuestos que presentan dichos enlaces.
6. Compare el enlace covalente de la molécula de hidrógeno con la de agua en cuanto a su polaridad.
7. ¿Qué son los hidrocarburos y cómo se clasifican?
8. ¿Qué caracteriza a los enlaces simples, a los doble y a los triples? Refiérase al tipo de hibridación de los carbonos, a la disposición de los orbitales p, ángulos de enlace y tipo de enlace (p ó s).
9. Enumere los principales grupos funcionales presentes en las biomoléculas.
10. Identifique los grupos funcionales en las siguientes biomoléculas:



Cisteína

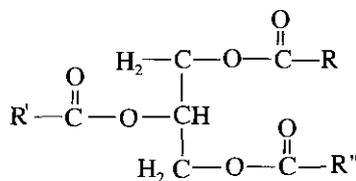


Pirúvico

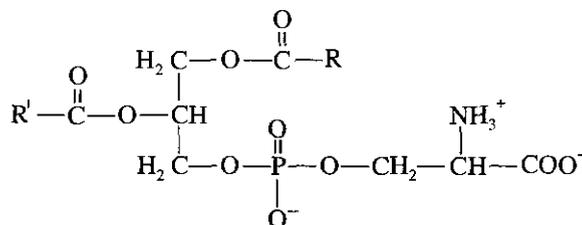


Ribosa

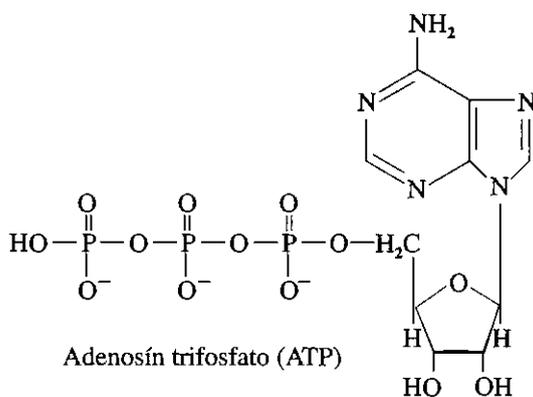
11. Identifique las agrupaciones derivadas en las biomoléculas siguientes:



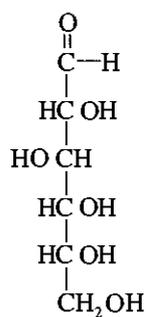
Triacilglicerol



Fosfátido de glicerina  
(fosfatidil serina)

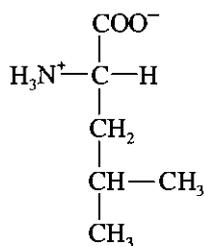


12. Forme un hemiacetal interno en la molécula de glucosa entre el grupo carbonilo y el OH del carbono número 5.

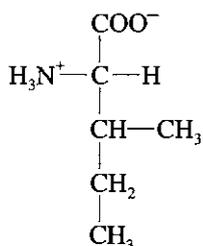


D glucosa

13. ¿Qué tipo de isomería es la que existe entre los aminoácidos leucina e isoleucina?

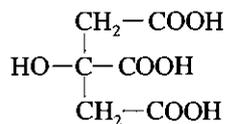


Leucina

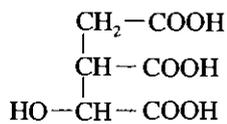


Isoleucina

14. ¿Qué tipo de isomería es la que existe entre los ácidos cítrico e isocítrico?

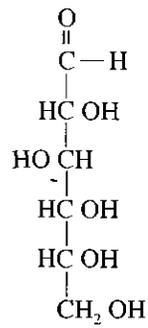


Ácido cítrico

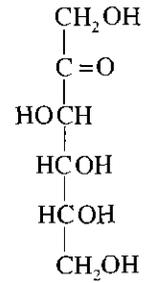


Ácido isocítrico

15. ¿Qué tipo de isomería es la que existe entre la glucosa y la fructuosa?

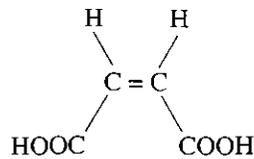


D glucosa

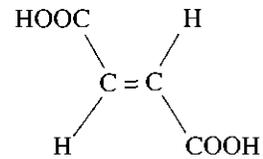


D fructuosa

16. ¿Qué tipo de isomería es la que existe entre los ácidos fumárico y maleico?

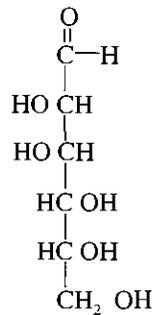


Ácido maleico

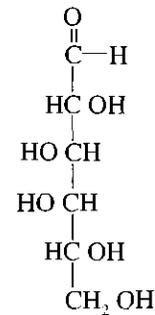


Ácido fumárico

17. ¿Qué tipo de isomería existe entre la manosa y la galactosa?

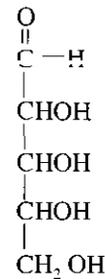


D manosa



D galactosa

18. Observe la estructura del compuesto que se presenta a continuación y después señale los carbonos asimétricos, calcule el número de estereoisómeros y escriba las estructuras de todos los isómeros ópticos posibles, indicando cuáles son enantiomorfos y cuáles diastereoisómeros.



Ribosa

19. Entre los isómeros incluidos en el ejercicio anterior ¿Puede encontrar 2 que sean epímeros entre sí?
20. Calcule la concentración de una solución de glucosa que contenga 2 g en 1 000 mL de disolución:
- a) en por ciento p/v
  - b) en concentración molar.
21. Calcule los gramos de glucosa en 1 000 mL de una disolución 4,5 mmolar.
22. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se requieren para preparar 100 mL de una solución 0,5 normal?
23. ¿Cuántos gramos de sodio hay en un litro de una solución cuya concentración es de 138 mEq.L<sup>-1</sup>?