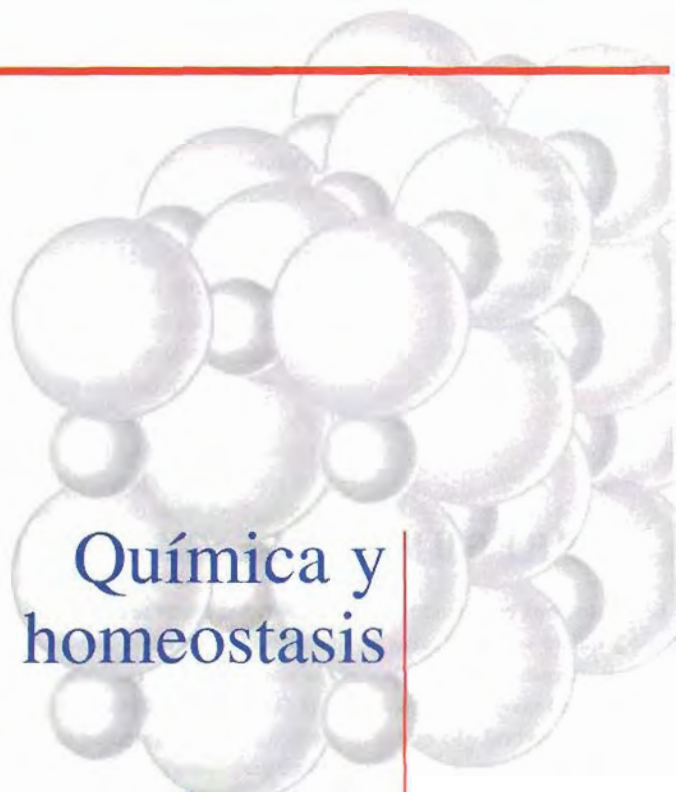




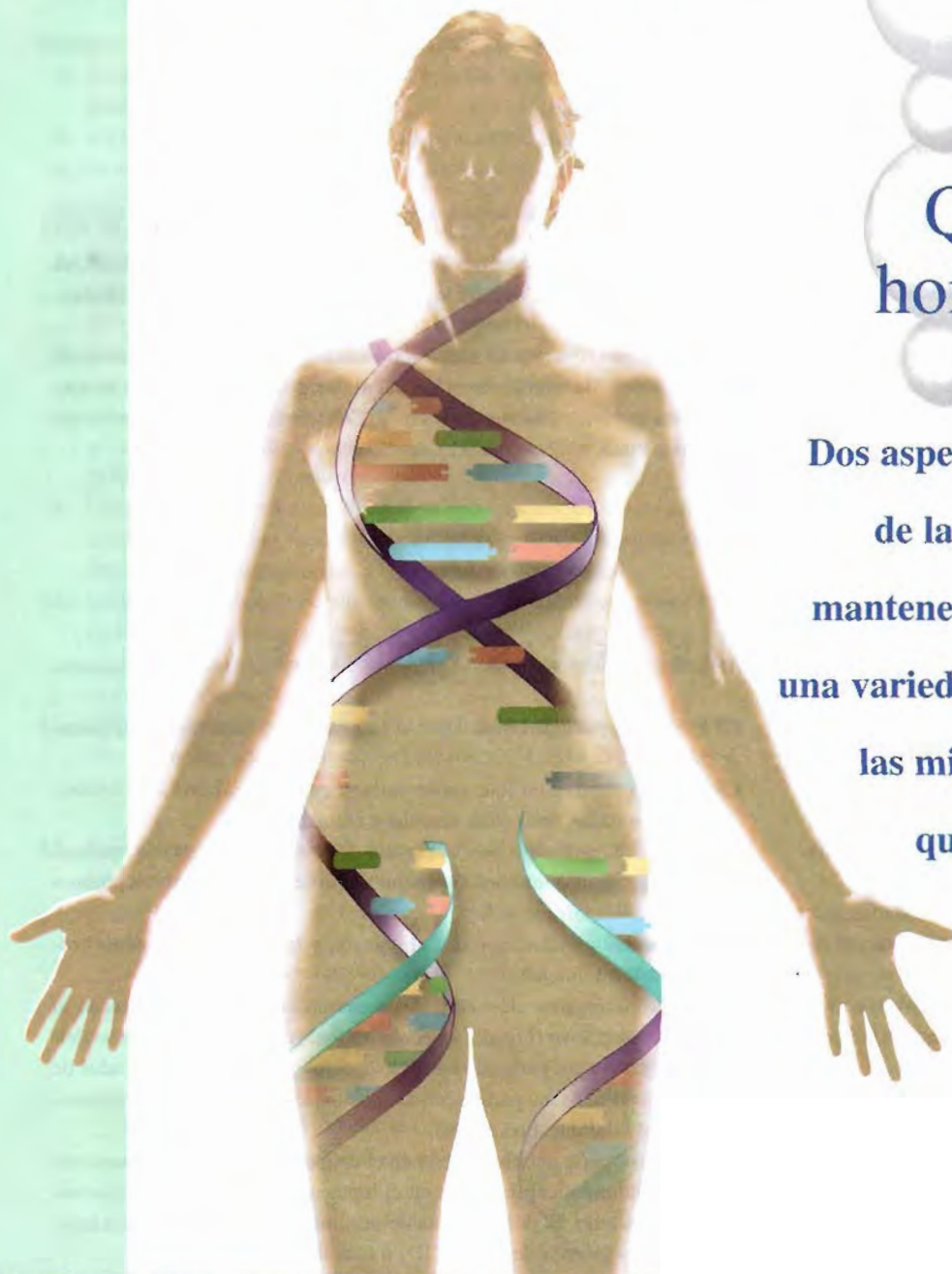
## Capítulo 2

# El nivel químico de organización



## Química y homeostasis

**Dos aspectos importantes de la homeostasis son mantener una cantidad y una variedad adecuadas de las miles de sustancias químicas presentes en el cuerpo y controlar sus interacciones.**





En el capítulo 1 se mencionó que el nivel de organización química, el más bajo de la organización estructural, está constituido por átomos y moléculas. Estas “letras” del alfabeto anatómico se combinan para formar estructuras y sistemas orgánicos de gran tamaño y complejidad. En este capítulo se analiza cómo los átomos se unen para formar moléculas y cómo, tanto los átomos como las moléculas, liberan o almacenan energía en procesos conocidos como reacciones químicas. También se aprenderá acerca de la importancia vital del agua, que representa cerca de dos tercios del peso corporal, para las reacciones químicas y el mantenimiento de la homeostasis. Por último, se analizarán cinco familias de moléculas con propiedades particulares que contribu-

yen a ensamblar las estructuras corporales y a aportar la energía para los procesos que hacen posible la vida.

La **química** es la ciencia que estudia la estructura y las interacciones de la materia. Todas las cosas vivas o inertes están formadas por **materia**, que es todo aquello que ocupa espacio y tiene **masa**. La masa es la cantidad de materia presente en cualquier objeto, la cual no cambia. Por su parte, el **peso**, la fuerza de gravedad que actúa sobre la materia, sí se modifica. Cuando los objetos se hallan más lejos de la Tierra, la fuerza de gravedad ejercida sobre éstos es más débil; ésta es la razón por la cual el peso de un astronauta se aproxima a cero cuando está en el espacio exterior.

## CÓMO ESTÁ ORGANIZADA LA MATERIA

### ▶ OBJETIVOS

- Identificar los elementos químicos principales del cuerpo humano.
- Describir la estructura de los átomos, iones, moléculas, radicales libres y compuestos químicos.

### Elementos químicos

La materia existe en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Los **sólidos**, como los huesos y los dientes, son compactos y tienen una

forma y un volumen definidos. Los **líquidos**, como el plasma sanguíneo, presentan un volumen definido pero adoptan la forma del elemento que los contiene. Los **gases**, como el oxígeno y el dióxido de carbono, carecen de forma y de volumen definido. *Todas* las formas de la materia, tanto las vivas como las no vivas, están compuestas por un número limitado de “unidades o ladrillos de construcción” denominados **elementos químicos**. Cada elemento es una sustancia que no puede dividirse en otra más simple por los medios químicos comunes. Hasta el presente, los científicos han reconocido 112 elementos. De ellos, 92 existen naturalmente en la Tierra. El resto fue producido a partir de los elementos naturales utilizando aceleradores de partículas o reactores nucleares. Cada elemento se designa por un **símbolo químico**, una o dos letras de su nombre en inglés, latín

CUADRO 2-1 Principales elementos químicos del cuerpo humano

Elemento químico (símbolo)	% de la masa corporal total	Importancia
<b>ELEMENTOS PRINCIPALES</b>		
Oxígeno (O)	65	Forma parte del agua y múltiples moléculas orgánicas (que contienen carbono); se utiliza para generar ATP, una molécula que utilizan las células como depósito temporal de energía química.
Carbono (C)	18,5	Forma el esqueleto de las cadenas y anillos de todas las moléculas orgánicas: hidratos de carbono, lípidos (grasas), proteínas y ácidos nucleicos (ADN y ARN).
Hidrógeno (H)	9,5	Forma parte del agua y la mayoría de las moléculas orgánicas; su forma ionizada (H <sup>+</sup> ) hace más ácidos a los líquidos corporales.
Nitrógeno (N)	3,2	Componente de todas las proteínas y ácidos nucleicos.
<b>ELEMENTOS MENORES</b>		
Calcio (Ca)	1,5	Contribuye a endurecer los huesos y los dientes; su forma ionizada (Ca <sup>2+</sup> ) es necesaria para la coagulación sanguínea, la liberación de algunas hormonas, la contracción muscular y muchos otros procesos.
Fósforo (P)	1	Componente de los ácidos nucleicos y el ATP; es necesario para la estructura normal de huesos y dientes.
Potasio (K)	0,35	Su forma ionizada (K <sup>+</sup> ) es el catión (partícula con carga positiva) más abundante del líquido intracelular; es necesario para generar potenciales de acción.
Azufre (S)	0,25	Es el componente de algunas vitaminas y muchas proteínas.
Sodio (Na)	0,2	Su forma ionizada (Na <sup>+</sup> ) es el catión más abundante del líquido extracelular; es esencial para mantener el equilibrio hídrico; necesario para generar potenciales de acción.
Cloro (Cl)	0,2	Su forma ionizada (Cl <sup>-</sup> ) es el anión (partícula con carga negativa) más abundante del líquido extracelular; es esencial para mantener el balance hídrico.
Magnesio (Mg)	0,1	Su forma ionizada (Mg <sup>2+</sup> ) es necesaria para la acción de numerosas enzimas, moléculas que aumentan la velocidad de las reacciones en los organismos.
Hierro (Fe)	0,005	Sus formas ionizadas (Fe <sup>2+</sup> y Fe <sup>3+</sup> ) forman parte de la hemoglobina (proteína transportadora de oxígeno en los glóbulos rojos) y de algunas enzimas (proteínas que catalizan las reacciones químicas en las células vivas).
<b>OLIGOELEMENTOS</b>	0,2	Aluminio (Al), boro (B), cloro (Cl), cobalto (Co), cobre (Cu), flúor (F), yodo (I), manganeso (Mn), molibdeno (Mo), selenio (Se), silicio (Si), estaño (Sn), vanadio (V) y cinc (Zn).

u otro idioma. Ejemplos de símbolos químicos son H para hidrógeno, C para carbono, O para oxígeno, N para nitrógeno, Ca para calcio y Na para sodio (lat. *natrium*, sodio).<sup>1</sup>

En el cuerpo se encuentran normalmente veintiséis elementos. Nada más que cuatro, conocidos como *elementos mayores*: oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno, forman cerca del 96% de la masa corporal. Otros ocho, los *elementos menores*: calcio, fósforo (P), potasio (K), azufre (S), sodio, cloro (Cl), magnesio (Mg) y hierro (Fe), contribuyen con el 3,8% de la masa corporal. En muy pequeñas cantidades se hallan 14 elementos, los *oligoelementos*, que corresponden al 0,2% restante de la masa corporal. Varios de éstos cumplen funciones importantes en el organismo. Por ejemplo, el yodo es necesario para la síntesis de hormonas tiroideas. Todavía se desconocen las funciones de algunos de ellos. En el **cuadro 2-1** figuran los principales elementos químicos del cuerpo.

## Estructura atómica

Cada elemento está formado por **átomos**, las menores unidades de la materia que conservan las propiedades y las características de aquél. En el punto al final de esta oración cabrían doscientos mil de los átomos más grandes. Los átomos de hidrógeno, que son los más pequeños, tienen un diámetro menor de 0,1 nanómetro ( $0,1 \times 10^{-9} \text{ m} = 0,000000001 \text{ m}$ ), y los átomos de mayor tamaño son solo cinco veces más grandes.

Cada átomo está compuesto por docenas de **partículas subatómicas** distintas. Sin embargo, para comprender las reacciones químicas que tienen lugar en el cuerpo humano, solo tres, los protones, los neutrones y los electrones, revisten importancia (**fig. 2-1**). La parte central densa de un átomo es su **núcleo**. Dentro del núcleo se encuentran partículas con carga positiva, los **protones** ( $p^+$ ), y otros sin carga alguna (carga neutra), los **neutrones** ( $n^0$ ). Los pequeños **electrones** ( $e^-$ ), de carga negativa, se mueven en un amplio espacio que rodea al núcleo. No siguen una órbita predeterminada, sino que forman una "nube" con carga negativa que envuelve al núcleo (**fig. 2-1a**).

Pese a que no se puede predecir su posición exacta, hay grupos específicos de electrones que tienen mayor probabilidad de moverse dentro de ciertas regiones en torno del núcleo. Estas regiones se denominan **niveles de energía** o **capas de electrones** y se representan como círculos alrededor del núcleo. Puesto que cada capa puede contener un número específico de electrones, el modelo de niveles de energía es el que mejor representa este aspecto de la estructura atómica (**fig. 2-1b**). El primer nivel de energía (el más cercano al núcleo) nunca contiene más de 2 electrones. El segundo nivel puede tener un máximo de 8 electrones y en el tercer nivel puede haber hasta 18 electrones. Los niveles de energía se llenan de electrones en un orden específico a partir del primer nivel. Por ejemplo, en la **figura 2-2** se observa que el sodio (Na), que tiene 11 electrones en total, contiene 2 electrones en el primer nivel, 8 electrones en el segundo nivel y uno en el tercero. El elemento más grande presente en el cuerpo humano es el yodo, que tiene un total de 53 electrones: 2 en el primer nivel, 8 en el segundo, 18 en el tercero, 18 en el cuarto y 7 en el quinto.

El número de electrones en un átomo es igual al número de protones. Dado que cada electrón y cada protón tienen una sola carga, las cargas negativas de los electrones y las cargas positivas de los protones se neutralizan entre sí. Como resultado, cada átomo es eléctricamente neutro, es decir: su carga neta es cero.




## Número atómico y número de masa

El **número de protones** en el núcleo de un átomo es su **número atómico**. La **figura 2-2** muestra que los átomos de los elementos tienen diferentes números atómicos ya que poseen distinto número de protones. Por ejemplo, el oxígeno tiene un número atómico de 8 porque su núcleo presenta 8 protones, mientras que el número atómico del sodio es 11 porque en su núcleo hay 11 protones.

El **número de masa** de un átomo está dado por la suma de sus protones y electrones. Como en un átomo de sodio hay 11 protones y 12 neutrones, su número de masa es 23 (**fig. 2-2**). Pese a que todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones, pueden tener diferente número de neutrones y por ende, diferentes números y distintos números de masa. Los **isótopos** son átomos de un elemento que tienen distinto número de neutrones y, en consecuencia, diferente número de masa. Por ejemplo, la mayor parte de los átomos de oxígeno tienen 8 neutrones, y unos pocos tienen 9 o 10, pero todos tienen 8 protones y 8 electrones. La mayoría de los

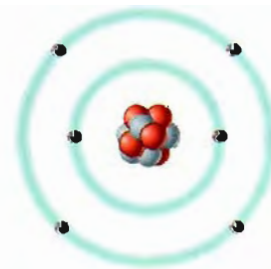
**Fig. 2-1** Dos representaciones de la estructura de un átomo. Los electrones se mueven alrededor del núcleo, que contiene protones y neutrones. (a) En el modelo de nube de electrones de un átomo, el sombreado representa la posibilidad de hallar un electrón en las regiones adyacentes al núcleo. (b) En el modelo de niveles de energía, los círculos oscuros representan electrones aislados que se agrupan en órbitas concéntricas en relación con el nivel que ocupan. Ambos modelos describen un átomo de carbono, con seis protones, seis neutrones y seis electrones.

Un átomo es la unidad más pequeña de materia que conserva las propiedades y características de un elemento.

-  Protones ( $p^+$ )
  -  Neutrones ( $n^0$ )
  -  Electrones ( $e^-$ )
- ] Núcleo



(a) Modelo de la nube de electrones



(b) Modelo de niveles de energía

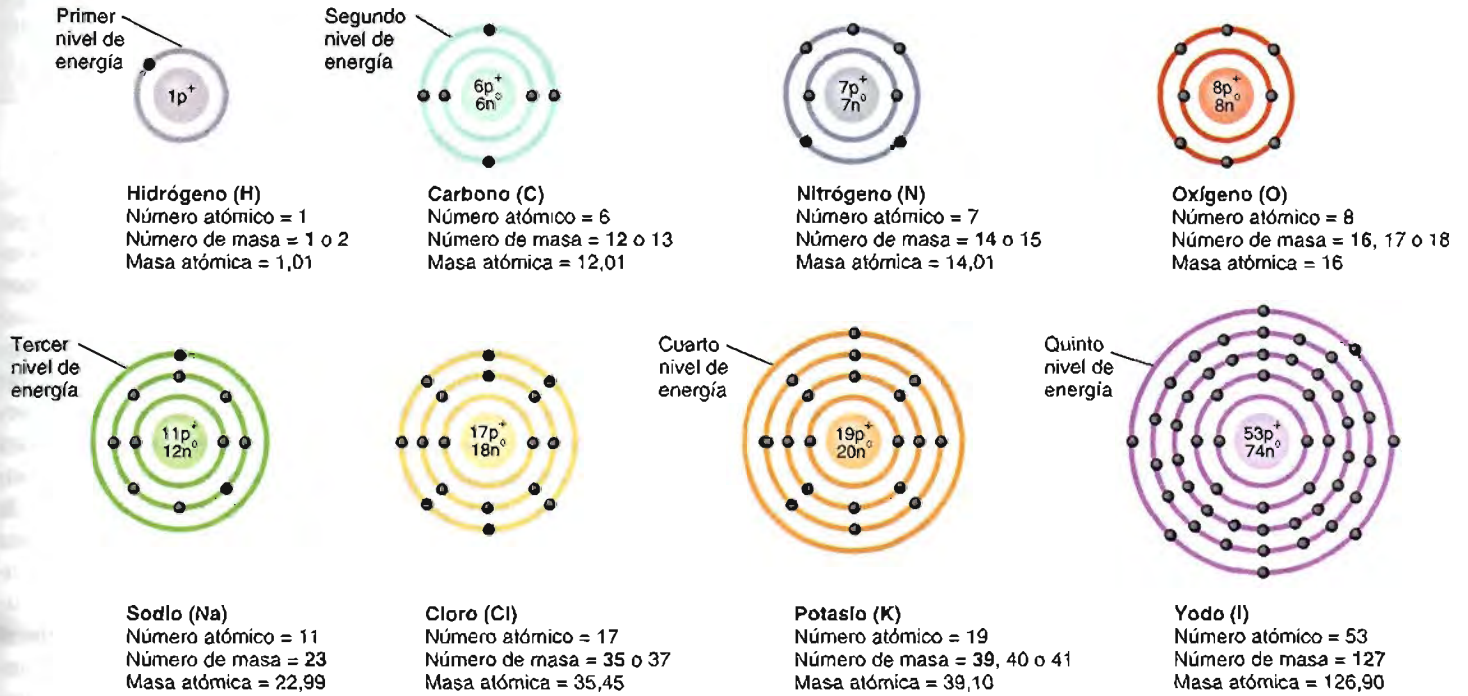


¿Cómo se distribuyen los electrones del carbono entre el primer y el segundo nivel de energía?

<sup>1</sup>La tabla periódica de los elementos, en la cual se enumeran todos los elementos químicos conocidos, se encuentra en el Apéndice B.

**Fig. 2-2** Estructura atómica de algunos átomos estables.

Los átomos de distintos elementos tienen diferentes números atómicos porque tienen distinto número de protones.



Número atómico = número de protones en un átomo  
 Número de masa = número de protones y neutrones en un átomo (el del isótopo más común aparece en negrita)  
 Masa atómica = promedio de la masa de todos los átomos estables de un elemento dado en unidades dalton

Entre estos elementos, ¿cuáles son los cuatro más abundantes en los organismos vivos?

isótopos son estables, lo cual significa que su estructura nuclear no cambia con el tiempo. Los isótopos estables del oxígeno se designan  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  y  $^{18}\text{O}$  (o también O16, O17 y O18). Como el lector ya se habrá percatado, el número indica el número de masa de cada isótopo. En breve se comentará que el número de electrones de un átomo determina sus propiedades químicas. Pese a que los isótopos de un elemento tienen diferente número de neutrones, sus propiedades químicas son idénticas porque el número de electrones es el mismo.

Hay ciertos isótopos que son inestables y se denominan **isótopos radioactivos**; su núcleo va degradándose (cambia en forma espontánea) hacia una configuración estable. Algunos ejemplos son el  $^3\text{H}$ , el  $^{14}\text{C}$ , el  $^{15}\text{O}$  y el  $^{19}\text{O}$ . A medida que se degradan, estos átomos emiten radiación, sea en partículas subatómicas o en paquetes de energía, y durante este proceso suelen transformarse en otro elemento distinto. Por ejemplo, el isótopo radioactivo del carbono, el  $^{14}\text{C}$ , se transforma en  $^{14}\text{N}$ . La degradación de un radioisótopo puede producirse tan rápidamente como en una fracción de segundo o durar millones de años. La **vida media** de un isótopo es el tiempo requerido para que la mitad de los átomos radioactivos de una muestra de ese isótopo se transformen en una forma más estable. La vida media del  $^{14}\text{C}$ , que se emplea para determinar la antigüedad de muestras orgánicas, es de 5 600 años, mientras que la vida media del  $^{131}\text{I}$ , de gran utilidad en clínica, es de 8 días.

### Efectos perjudiciales y beneficiosos de la radiación

Los isótopos radioactivos pueden tener tanto efectos beneficiosos como nocivos. Las radiaciones que emiten pueden degradar moléculas e implican una seria amenaza para el cuerpo humano ya que dañan tejidos u ocasionan distintos tipos de cánceres. Pese a que la degradación de los isótopos radioactivos que existen naturalmente libera por lo común sólo una pequeña cantidad de radiación al medio ambiente, a veces puede ocurrir que se acumulen radiaciones en forma localizada. El radón 222, un gas inodoro e incoloro que es un producto radioactivo de la degradación natural del uranio, puede filtrarse de la tierra y acumularse en los edificios. No sólo se lo asocia con el cáncer de pulmón en las personas que fuman, sino que también se lo relaciona con numerosos casos de cáncer de pulmón en no fumadores. Uno de los efectos beneficiosos de ciertos radioisótopos es su uso en los procedimientos de técnicas de imagen que se utilizan para el diagnóstico y el tratamiento de ciertas enfermedades. Algunos radioisótopos pueden utilizarse como **marcadores** para seguir el movimiento de determinadas sustancias en el organismo. El talio<sup>201</sup> se utiliza para monitorizar el flujo sanguíneo a través del corazón durante una prueba de esfuerzo. El yodo<sup>131</sup> se emplea en la detección del cáncer de

la glándula tiroides y para evaluar su tamaño y su actividad. También puede administrarse para destruir parte de una glándula tiroidea hiperactiva. El cesio<sup>137</sup> se usa para el tratamiento del cáncer de cuello uterino avanzado y el iridio en el tratamiento del cáncer de próstata. ■

## Masa atómica

La unidad estándar para medir la masa de los átomos y sus partículas subatómicas es el **dalton**, también conocido como *unidad de masa atómica (uma)*. Un neutrón tiene una masa de 1,008 dalton y un protón posee una masa de 1,007 dalton. La masa de un electrón es de 0,0005 dalton, es decir casi 2 000 veces menor que la masa de un neutrón o de un protón. La **masa atómica** (también denominada *peso atómico*) de un elemento es un promedio de la masa de todos sus isótopos presentes en forma natural. En forma típica, la masa atómica de un elemento es cercana al número de masa de su isótopo más abundante.

## Iones, moléculas y compuestos

Como se expresó, los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones. Los átomos de cada elemento pierden, ganan o comparten sus electrones de una manera característica cuando interactúan con otros átomos. La forma en que se comportan los electrones hace que los átomos se encuentren en el cuerpo como partículas con carga eléctrica o iones, o que se unan entre sí para formar combinaciones complejas denominadas moléculas. Si un átomo *cede* o *gana electrones*, se convierte en un ion. Un **ion** es un átomo con carga positiva o negativa puesto que tiene un número desigual de protones y electrones. La *ionización* es el proceso de ceder o ganar electrones. El ion de un átomo se representa escribiendo su símbolo químico seguido del número de cargas positivas (+) o negativas (-) que tiene. Por ejemplo,  $\text{Ca}^{2+}$  indica que el ion calcio tiene dos cargas positivas porque cedió dos electrones.

Cuando dos o más átomos *comparten* electrones, el resultado de esta combinación se denomina **molécula**. La *fórmula molecular* indica los elementos y el número de átomos de cada elemento que constituyen una molécula. Una molécula puede estar formada por dos átomos del mismo elemento, como ocurre con la molécula de oxígeno (fig. 2-3a). La fórmula molecular de una molécula de oxígeno es  $\text{O}_2$ . El subíndice 2 indica que la molécula contiene dos átomos de oxígeno. Una molécula puede estar formada también por dos o más tipos distintos de átomos, como ocurre con la molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). En el  $\text{H}_2\text{O}$  un átomo de oxígeno comparte sus electrones con dos átomos de hidrógeno.

Un **compuesto** es una sustancia que contiene átomos de dos o más elementos distintos. La mayoría de los átomos del cuerpo se hallan formando compuestos. Por ejemplo, el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), la sal de mesa, son compuestos. En cambio, una molécula de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) no es un compuesto porque está constituida por dos átomos del mismo elemento.

Un **radical libre** es un átomo o un grupo de átomos cargados eléctricamente con un electrón no apareado en capa más externa. Un ejemplo común de un radical libre es el superóxido, que se forma por el agregado de un electrón a una molécula de oxígeno (fig.

2-3b). La presencia de un electrón no apareado hace que el radical libre sea inestable, muy reactivo y dañino para las moléculas vecinas. Los radicales libres se tornan estables cuando ceden su electrón no apareado o cuando captan un electrón de otra molécula. En este proceso, los radicales libres pueden destruir importantes moléculas del cuerpo.

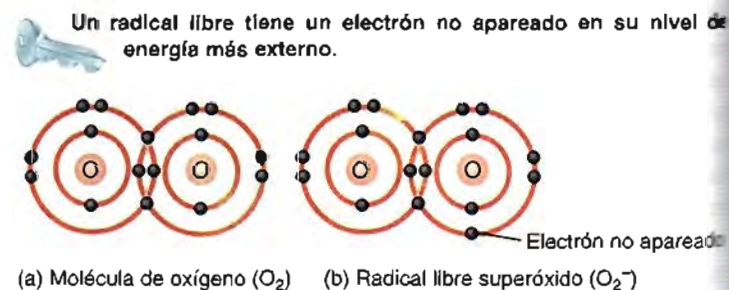
## Radicales libres y sus efectos sobre la salud

En el cuerpo humano son muchos los procesos que pueden generar radicales libres, como la exposición a las radiaciones ultravioletas del sol, la exposición a los rayos X y algunas reacciones que tienen lugar durante los procesos metabólicos normales. Ciertas sustancias nocivas, por ejemplo, el tetracloruro de carbono (un solvente utilizado en la industria de la tintorería), también dan origen a radicales libres cuando participan en reacciones metabólicas en el organismo. Entre los múltiples trastornos, enfermedades y estados asociados con los radicales libres derivados del oxígeno están el cáncer, la aterosclerosis, la enfermedad de Alzheimer, el enfisema, la diabetes mellitus, las cataratas, la degeneración macular, la artritis reumatoidea y el deterioro asociado con el envejecimiento. Se piensa que aumentar el consumo de *antioxidantes*, sustancias que inactivan a los radicales libres derivados del oxígeno, puede disminuir el ritmo de deterioro ocasionado por éstos. Algunos de los antioxidantes de importancia en la dieta son el selenio, el zinc, los betacarotenos y las vitaminas C y E. ■

## ■ PREGUNTAS DE REVISIÓN

1. Mencione los nombres y símbolos de los 12 elementos químicos más abundantes en el cuerpo humano.
2. ¿Cuál es el número atómico, el número de masa y la masa atómica del carbono? ¿Cómo se relacionan entre sí?
3. Defina isótopos y radicales libres.

**Fig. 2-3** Estructura atómica de una molécula de oxígeno y el radical libre superóxido



¿Cuáles son las sustancias del organismo que pueden inactivar los radicales libres derivados del oxígeno?

## ENLACES QUÍMICOS

### ▶ OBJETIVOS

Describir cómo los electrones de valencia forman enlaces o uniones químicas.

Distinguir entre enlaces iónicos y covalentes y puentes de hidrógeno.

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de una molécula o de un compuesto son los enlaces o uniones químicas. La posibilidad de que un átomo forme un enlace químico con otro depende del número de electrones en su nivel de energía más externo o nivel de **valencia**. Un átomo que contiene ocho electrones en su nivel de valencia es *químicamente estable*, lo cual significa que es improbable que forme enlaces químicos con otros átomos. El neón, por ejemplo, tiene ocho electrones en su nivel de valencia, y por esta razón no es común que forme enlaces con otros átomos. El nivel de valencia del hidrógeno y del helio es el primer nivel, el cual contiene un máximo de dos electrones. Como el helio tiene dos electrones de valencia, es demasiado estable y rara vez forma uniones con otros átomos. Por otra parte, el hidrógeno tiene un solo electrón de valencia (véase **fig. 2-2**), de tal modo que se une fácilmente con otros átomos.

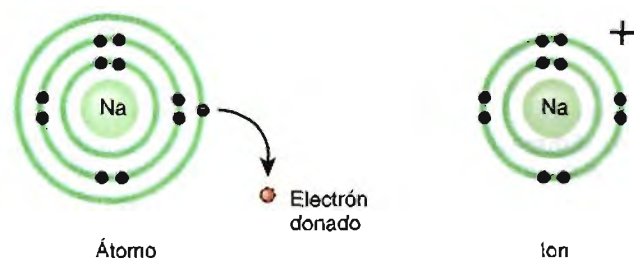
Los átomos de los elementos de mayor importancia biológica no tienen ocho electrones en sus niveles de valencia. En condiciones favorables, dos o más átomos pueden interactuar de manera que forman una *disposición química estable* de ocho electrones de valencia para cada átomo. Este principio químico, denominado **ley del octeto** ayuda a explicar por qué los átomos interactúan de una manera predecible. Un átomo tiene mayor probabilidad de unirse con otro si en el proceso quedan ambos con ocho electrones de valencia. Para que esto ocurra, un átomo puede ceder los electrones de su nivel de valencia parcialmente ocupada, llenarlo con electrones donados por otro átomo o compartir electrones con otro átomo. La forma en que se distribuyen los electrones de valencia determina el tipo de unión química que se establece. Consideraremos tres tipos de enlaces químicos: iónicos, covalentes y puentes de hidrógeno.

### Enlaces iónicos

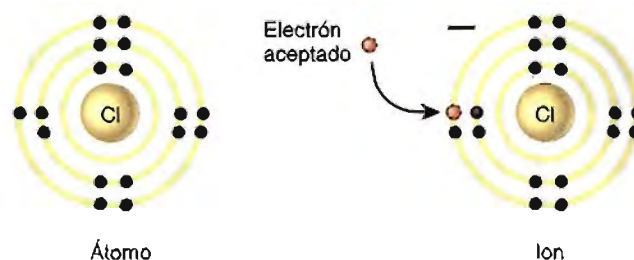
Como ya se mencionó, cuando los átomos pierden o ganan uno o más electrones de valencia, se forman iones. Los iones con carga positiva y los iones con carga negativa se atraen entre sí (los opuestos se atraen). La fuerza de atracción que mantiene unidos a los iones de cargas opuestas es una unión o **enlace iónico**. Considere los átomos de cloro y sodio, los componentes de la sal de mesa. El sodio tiene un electrón de valencia (**fig. 2-4a**). Si el sodio *pierde* este electrón, se queda con ocho electrones en su segundo nivel, el cual se convierte en su nivel de valencia. Sin embargo, el resultado es que el número total de protones (11) ahora excede al número de electrones (10). De tal forma, el átomo de sodio se transforma en un **catión**, o ion de carga positiva. Un ion de sodio tiene una carga de  $1+$  y se escribe  $\text{Na}^+$ . Por otra parte, el cloro tiene siete electrones de valencia (**fig. 2-4b**). Si el cloro *gana* un electrón de un átomo vecino tendría ocho electrones en su tercer nivel de electrones. Cuando esto ocurre, el número total de electrones (18) excede al número de protones (17) y el átomo de cloro se convierte en un **anión**, un ion con carga negativa. La forma iónica del clo-

**Fig. 2-4 Iones y formación de enlaces iónicos.** (a) Un átomo de sodio puede tener un octeto completo en su nivel de valencia por la pérdida de un electrón. (b) Un átomo de cloro puede tener un octeto completo por la ganancia de un electrón. (c) Un enlace iónico se puede formar entre iones de cargas opuestas. (d) En un cristal de  $\text{NaCl}$ , cada  $\text{Na}^+$  está rodeado de seis  $\text{Cl}^-$ . En (a), (b) y (c), el electrón que se pierde o se acepta se representa de color rojo.

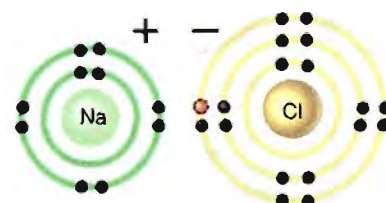
Un enlace iónico es la fuerza de atracción que mantiene unidos a dos iones de cargas opuestas.



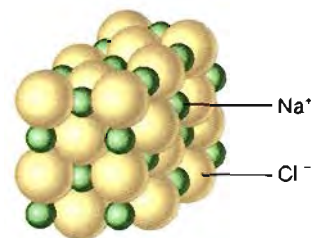
(a) Sodio: 1 electrón de valencia



(b) Cloro: 7 electrones de valencia



(c) Enlace iónico en el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ )



(d) Grupo de iones en un cristal de cloruro de sodio

¿Qué son los catiónes y los aniones?

ro se denomina ion *cloruro*. Tiene una carga de  $1-$  y se escribe  $\text{Cl}^-$ . Cuando un átomo de sodio cede su único electrón de valencia a un átomo de cloro, las cargas positivas y negativas unen firmemente a ambos

iones entre sí y forman un enlace iónico (fig. 2-4c). El compuesto iónico resultante es el cloruro de sodio, que se escribe NaCl.

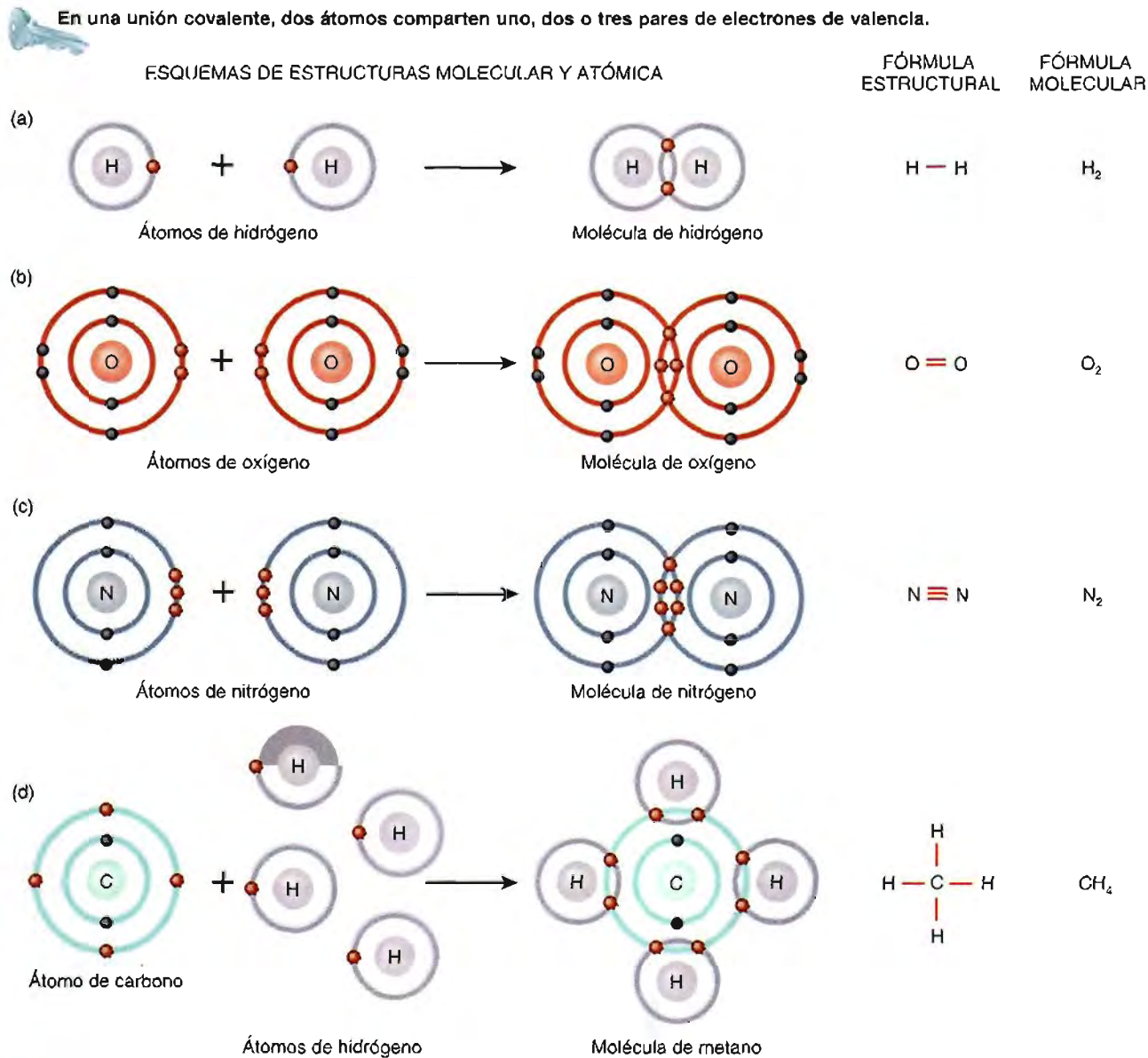
En general, los compuestos iónicos se presentan en forma sólida, con los iones organizados en forma repetida y ordenada como sucede en un cristal de NaCl (fig. 2-4d). Un cristal de NaCl puede ser grande o pequeño ya que el número total de iones puede variar, pero la relación entre el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{Cl}^-$  es siempre 1:1. En el cuerpo, los enlaces iónicos se encuentran sobre todo en los huesos y los dientes, donde otorgan firmeza a estos importantes tejidos estructurales. Los compuestos iónicos que se disocian en aniones y cationes en solución se denominan *electrolitos*. La mayor parte de los io-

nes están en los líquidos corporales bajo la forma de electrolitos, así denominados porque sus soluciones pueden conducir corriente eléctrica (en el capítulo 27 se analizarán las características químicas y la importancia de los electrolitos). En el cuadro 2-2 se mencionan los nombres y símbolos de los iones más comunes en el organismo.

## Enlaces covalentes

Cuando se forma un **enlace covalente**, dos o más átomos *comparten* electrones en lugar de ganarlos o cederlos. Los átomos cons-

**Fig. 2-5** Formación de enlaces covalentes. Los electrones representados en rojo son compartidos. Cuando se escribe la fórmula estructural de una molécula unida en forma covalente, cada línea recta entre los símbolos químicos de dos átomos indica un par de electrones compartidos. En las fórmulas moleculares, el número de átomos de cada molécula se representa con un subíndice.



¿Cuál es la diferencia principal entre un enlace covalente y un enlace iónico?

## CUADRO 2-2 Principales iones y compuestos iónicos del cuerpo humano

Cationes		Aniones	
Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Ion hidrógeno	H <sup>+</sup>	Ion flúor	F <sup>-</sup>
Ion sodio	Na <sup>+</sup>	Ion cloruro	Cl <sup>-</sup>
Ion potasio	K <sup>+</sup>	Ion yoduro	I <sup>-</sup>
Ion amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ion hidroxilo	OH <sup>-</sup>
Ion hidronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	Ion nitrato	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Ion magnesio	Mg <sup>2+</sup>	Ion bicarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Ion calcio	Ca <sup>2+</sup>	Ion óxido	O <sup>2-</sup>
Ion ferroso (II)	Fe <sup>2+</sup>	Ion sulfato	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Ion férrico (III)	Fe <sup>3+</sup>	Ion fosfato	PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

tituyen una molécula unida en forma covalente al compartir uno, dos o tres pares de electrones de valencia. Cuanto mayor sea el número de pares de electrones compartidos entre los átomos, más fuerte será el enlace covalente. Los enlaces covalentes pueden formarse entre átomos del mismo elemento o entre átomos de elementos distintos. Son los enlaces químicos más comunes en el cuerpo humano, y los compuestos que resultan de ellas constituyen la mayor parte de las estructuras corporales.

Cuando dos átomos comparten un par de electrones se forma un **enlace covalente simple**. Por ejemplo, una molécula de hidrógeno está constituida por dos átomos de hidrógeno que comparten su único electrón de valencia (fig. 2-5a), lo cual permite que ambos átomos tengan su capa de valencia completa al menos por un tiempo. Un **enlace covalente doble** se forma cuando dos átomos comparten dos pares de electrones, como ocurre en una molécula de oxígeno (fig. 2-5b). En un **enlace covalente triple** dos átomos comparten tres pares de electrones, como ocurre en la molécula de nitrógeno (fig. 2-5c). Se observa que en las *fórmulas estructurales* de las moléculas unidas covalentemente en la **figura 2-5** el número de líneas entre los símbolos químicos de dos átomos indica si el tipo de enlace es simple (—), doble (=) o triple (≡).

Los mismos principios de enlace covalente que se aplican a los átomos de un mismo elemento también rigen los enlaces covalentes entre átomos de elementos distintos. El gas metano (CH<sub>4</sub>) contiene enlaces covalentes entre átomos de dos elementos, un carbono y cuatro hidrógenos (fig. 2-5d). El nivel de valencia del átomo de carbono puede contener ocho electrones, pero sólo cuatro de ellos son propios. El único nivel de valencia del átomo de hidrógeno puede contener dos electrones, pero cada átomo de hidrógeno tiene sólo uno propio. La molécula de metano está formada por cuatro enlaces covalentes simples separados. Cada átomo de hidrógeno comparte un par de electrones con el átomo de carbono.

En algunos enlaces covalentes dos átomos comparten los electrones por igual, es decir que ninguno de los átomos atrae los electrones compartidos con mayor fuerza. Este tipo de unión es un **enlace unión covalente no polar**. Los enlaces entre dos átomos idénticos siempre son uniones covalentes no polares (fig. 2-5a-c). Los enlaces entre los átomos de carbono e hidrógeno también son no polares, como las cuatro uniones C — H en la molécula de metano (fig. 2-5d).

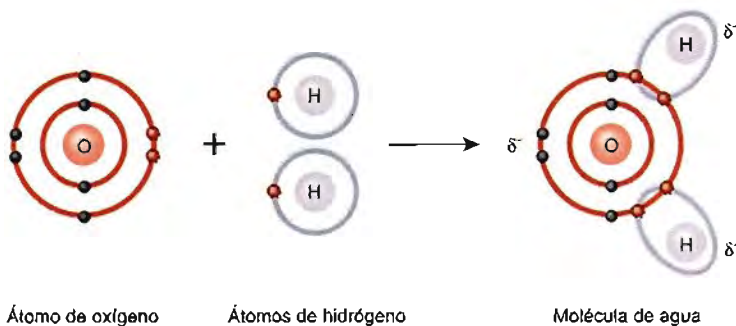
En un **enlace covalente polar**, los electrones son compartidos entre dos átomos en forma desigual: el núcleo de un átomo atrae el par de electrones con mayor fuerza que el núcleo del otro átomo. Cuando se forman enlaces covalentes polares, la molécula resultante tiene una carga parcial negativa cerca del átomo que atrae los electrones con mayor fuerza. Este átomo tiene mayor **electronegatividad**, el poder de atraer electrones. De esta manera, al menos uno de los otros átomos de la molécula tendrá una carga parcial positiva. Las cargas parciales se indican con una delta griega en letra minúscula y un signo menos o más:  $\delta^-$  o  $\delta^+$ . Un ejemplo muy importante de un enlace covalente polar en los sistemas vivos es la unión entre el oxígeno y el hidrógeno en la molécula de agua (fig. 2-5e). En esta molécula, el núcleo del átomo de oxígeno atrae a los electrones con mayor fuerza que los núcleos de los átomos de hidrógeno, por lo cual se dice que el átomo de oxígeno tiene mayor electronegatividad. Más adelante en este capítulo veremos cómo los enlaces covalentes polares permiten que el agua disuelva muchas moléculas importantes para la vida. Las uniones entre el nitrógeno y el hidrógeno, y entre el oxígeno y el carbono también son enlaces polares.

## Puentes de hidrógeno

Los enlaces covalentes polares que se forman entre átomos de hidrógeno y otros átomos dan origen a un tercer tipo de unión química, los puentes de hidrógeno (fig. 2-7). Se forma un **enlace o puente de hidrógeno** cuando un átomo de hidrógeno con una carga parcial positiva ( $\delta^+$ ) atrae a la carga parcial negativa ( $\delta^-$ ) de los átomos electronegativos vecinos, por lo general oxígeno o nitrógeno. De tal modo, los puentes de hidrógeno resultan de la atracción de partes de moléculas con cargas opuestas, más que compartir electrones como ocurre en los enlaces covalentes, o de la pérdida o ganancia

**Fig. 2-6** Enlaces covalentes polares entre átomos de oxígeno e hidrógeno en la molécula de agua. Los electrones representados en rojo son compartidos en forma desigual. Como el núcleo del oxígeno atrae los electrones compartidos más fuertemente, el extremo de oxígeno de la molécula de agua tiene una carga parcial negativa, que se escribe  $\delta^-$ , y el extremo de hidrógeno tiene una carga parcial positiva, que se escribe  $\delta^+$ .

Se produce un enlace covalente polar cuando un núcleo atómico atrae los electrones compartidos con mayor fuerza que el núcleo del otro átomo de la molécula.



¿Cuál de los átomos de la molécula de agua tiene mayor electronegatividad?



mica, la masa total de los reactantes es igual a la masa total de los productos. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento es el mismo antes y después de la reacción. Sin embargo, como los átomos se reordenan, los reactantes y los productos tienen distintas propiedades químicas. Tanto la formación de las estructuras corporales como las diversas funciones del organismo se cumplen a través de miles de reacciones químicas distintas. El término **metabolismo** se refiere a todas las reacciones químicas que se producen en el cuerpo.

## Formas de energía y reacciones químicas

Todas las reacciones químicas implican la transferencia de energía. **Energía** es la capacidad de realizar trabajo. Las dos formas principales de energía son la **energía potencial**, energía almacenada por la materia gracias a su posición, y la **energía cinética**, la energía asociada con la materia en movimiento. Por ejemplo, la energía almacenada en el agua de una represa o en una persona a punto de saltar unos escalones es energía potencial. Cuando las puertas de la represa se abren o la persona salta, la energía potencial se convierte en energía cinética. La **energía química** es una forma de energía potencial que está almacenada en las uniones de las moléculas y los compuestos. La cantidad total de energía presente al principio y al final de una reacción química no varía. Pese a que no se puede crear ni destruir energía, puede transformarse de una forma a otra. Este principio se conoce como **ley de conservación de la energía**. Por ejemplo, parte de la energía química de los alimentos se transforma finalmente en varios tipos de energía cinética, como la energía mecánica utilizada para caminar y hablar. La conversión de la energía de una forma a otra por lo general libera calor, parte del cual se utiliza para mantener la temperatura corporal dentro de los valores normales.

## Transferencia de energía en las reacciones químicas

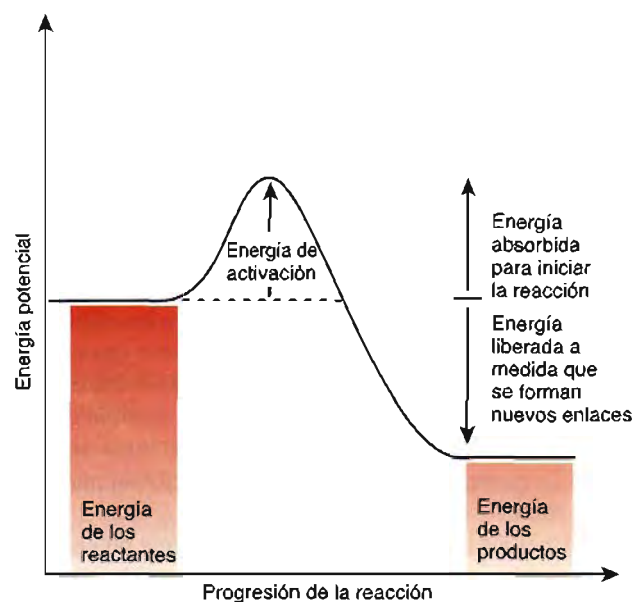
Los enlaces químicos representan energía química almacenada, y las reacciones químicas ocurren cuando se forman enlaces nuevos o se rompen enlaces viejos. La *reacción total* puede liberar energía o absorberla. Las **reacciones exérgicas** (ex-, de *ex*, fuera de, y -ergo de *érgon*, trabajo) liberan más energía de la que absorben. Al contrario, las **reacciones endérgicas** (endo-, de *éndon*, dentro) absorben más energía de la que liberan.

Una característica clave para el metabolismo corporal es el acoplamiento de reacciones exérgicas y reacciones endérgicas. La energía que se libera durante una reacción exérgica suele utilizarse para llevar a cabo una reacción endérgica. Por lo general, las reacciones exérgicas ocurren cuando se degradan nutrientes como la glucosa. Parte de la energía liberada puede almacenarse en los enlaces covalentes del adenosín trifosfato (ATP), que se describirá luego con más detalle en este capítulo. Tras la degradación completa de una molécula de glucosa, la energía química de sus enlaces puede producir hasta 38 moléculas de ATP. La energía que se transfirió a las moléculas de ATP se utiliza luego para llevar a cabo las reacciones endérgicas necesarias en la formación de las estructuras corporales, como los músculos y los huesos. La energía del ATP también se utiliza para realizar el trabajo mecánico en la contracción muscular o en el movimiento de sustancias hacia adentro o hacia afuera de las células.

Fig. 2-9 Energía de activación.



La energía de activación es la energía necesaria para romper los enlaces químicos de las moléculas de reactantes de manera que la reacción pueda comenzar.



¿Por qué la reacción ilustrada aquí es exérgica?

## Energía de activación

Dado que las partículas de materia como los átomos, iones y moléculas tienen energía cinética, se mueven y chocan entre sí continuamente. Una colisión con fuerza suficiente puede alterar el movimiento de los electrones de valencia y ocasionar la ruptura del enlace químico ya establecida o la formación de un nuevo. La energía de colisión necesaria para romper los enlaces químicos de los reactivos se denomina **energía de activación** de la reacción (fig. 2-9). Se necesita este aporte inicial de energía para comenzar una reacción. Los reactantes deben absorber suficiente energía como para que se desestabilicen sus enlaces químicos y sus electrones de valencia formen nuevas combinaciones. Luego, cuando se forman nuevos enlaces, se libera energía al medio.

Tanto la concentración de partículas como la temperatura influyen sobre la posibilidad de que ocurra una colisión y se produzca una reacción química.

- **Concentración.** Cuanto mayor sea la cantidad de partículas de materia presentes en un espacio determinado, mayor será la posibilidad de que choquen entre sí (imagínese al público amontonado en el subterráneo en la hora de mayor afluencia). La concentración de partículas aumenta cuando se agregan más partículas a un espacio determinado o cuando aumenta la presión en ese espacio, lo cual las acerca entre sí de manera que colisionan con mayor frecuencia.
- **Temperatura.** A medida que la temperatura aumenta, las partículas de materia se mueven más rápido. De ahí que, cuanto ma-

Por sea la temperatura de la materia, las partículas chocarán con mayor fuerza y la posibilidad de que estas colisiones produzcan una reacción será más elevada.

## Catalizadores

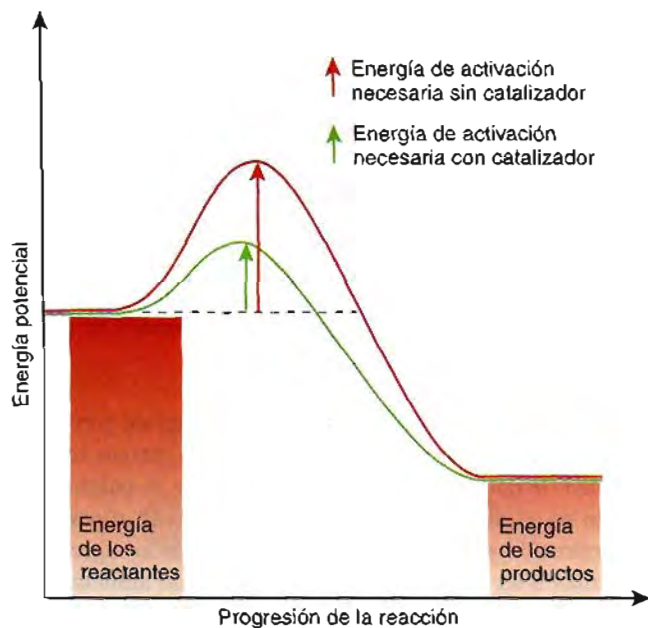
Como hemos visto, las reacciones químicas se producen cuando se rompen o se forman enlaces químicos tras la colisión de átomos, iones o moléculas. Sin embargo, la temperatura y la concentración de moléculas en los líquidos corporales son demasiado bajas como para que se produzca la mayor parte de las reacciones químicas en forma suficientemente rápida para mantener la vida. Aumentar la temperatura y el número de partículas reactivas del cuerpo podría aumentar la frecuencia de las colisiones y por ende la velocidad de las reacciones químicas, pero esto podría también dañar o matar a las células.

Algunas sustancias denominadas catalizadores resuelven este problema. Los **catalizadores** son compuestos químicos que aceleran las reacciones químicas por la disminución de la energía de activación necesaria para que ocurra la reacción (fig. 2-10). Los catalizadores más importantes son enzimas, que se describirán más adelante en este capítulo.

Un catalizador no altera la diferencia de energía potencial entre los reactantes y los productos, sino que disminuye la cantidad de energía de activación necesaria para que comience la reacción.

**Fig. 2-10** Comparación de la energía necesaria para que se produzca una reacción química con un catalizador (curva verde) y otra sin catalizador (curva roja).

Los catalizadores aceleran las reacciones químicas al disminuir la energía de activación.



¿Los catalizadores modifican la energía potencial de los reactantes y de los productos?

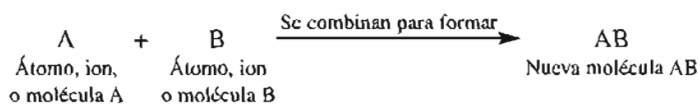
Para que se produzcan las reacciones químicas, las partículas, sobre todo las moléculas grandes, no solo deben chocar con suficiente fuerza, sino hacerlo en un lugar específico de la molécula. El catalizador ayuda a orientar en forma apropiada a las partículas que colisionan, de manera que puedan interactuar en el lugar específico para que la reacción se produzca. Pese a que la acción de un catalizador ayuda a acelerar una reacción química, el catalizador permanece sin cambios al finalizar la reacción. Un mismo catalizador puede actuar en varias reacciones sucesivas.

## Tipos de reacciones químicas

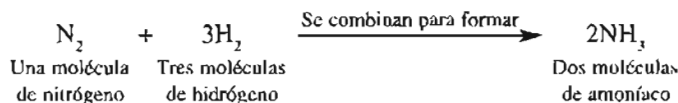
Después de una reacción química, los átomos de los reactantes se reordenan para formar productos con nuevas propiedades químicas. En esta sección se estudiarán las reacciones químicas comunes a todas las células vivas. Una vez explicado esto, será posible interpretar las reacciones químicas de importancia para el funcionamiento del cuerpo humano que se analizan a lo largo del libro.

### Reacciones de síntesis: anabolismo

Cuando dos o más átomos, iones o moléculas se combinan para formar moléculas nuevas y más largas, el proceso se conoce como **reacción de síntesis**. La palabra *síntesis* significa "poner juntos". Las reacciones de síntesis pueden expresarse de la siguiente manera:



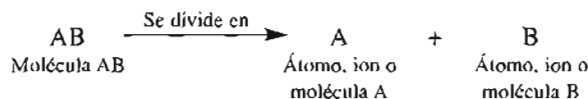
Un ejemplo de una reacción de síntesis es la reacción entre dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno para formar dos moléculas de agua (véase fig. 2-8). Otro ejemplo es la formación de amoníaco a partir del nitrógeno y el hidrógeno:



Todas las reacciones de síntesis que se producen en el cuerpo se conocen en conjunto como **anabolismo** (gr. *anabolée*, elevación). En conjunto, las reacciones anabólicas suelen ser endergónicas ya que absorben más energía de la que liberan. Un ejemplo de anabolismo es la combinación de moléculas simples como los aminoácidos (que se analizarán en breve) para formar moléculas más grandes como las proteínas.

### Reacciones de degradación: catabolismo

En una **reacción de degradación** se dividen moléculas grandes en átomos, iones o moléculas más pequeñas. Una reacción de degradación se expresa de la siguiente manera:



Las reacciones de degradación que tienen lugar en el organismo se conocen en conjunto como **catabolismo** (gr. *katabolée*, descenso). Las reacciones catabólicas suelen ser exergónicas puesto que liberan más energía de la que absorben. Por ejemplo, la serie de reacciones que degradan la glucosa a ácido pirúvico con la producción neta de dos moléculas de ATP son reacciones catabólicas importantes en el cuerpo. Se estudiarán en el capítulo 25.

### Reacciones de intercambio

Muchas de las reacciones en el organismo son reacciones de **intercambio**, y consisten tanto en reacciones de síntesis como de degradación. La siguiente es un tipo de reacción de intercambio:



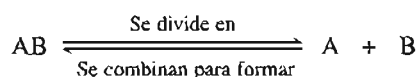
Los enlaces entre A y B y entre C y D se rompen (degradación), y se forman enlaces nuevos (síntesis) entre A y D y entre B y C. Un ejemplo de una reacción de intercambio es el siguiente:



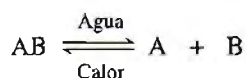
Obsérvese que los iones de cada compuesto han “intercambiado de pareja”: el ion hidrógeno (H<sup>+</sup>) del HCl se combinó con el ion bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) del NaHCO<sub>3</sub>, y el ion sodio (Na<sup>+</sup>) del NaHCO<sub>3</sub> se combinó con el ion cloruro (Cl<sup>-</sup>) del HCl.

### Reacciones reversibles

Algunas reacciones químicas sólo se producen en una dirección, de reactivos a productos, como se indicó antes con las flechas en un solo sentido. Otras reacciones químicas pueden ser reversibles. En una **reacción reversible** los productos pueden volver a formar los reactivos originales. Las reacciones reversibles se indican con dos flechas apuntando en direcciones opuestas:



Algunas reacciones son reversibles sólo en determinadas condiciones:



En este caso, lo que está escrito arriba o debajo de las flechas indica la condición necesaria para que la reacción ocurra. En estas reacciones, AB se divide en A y B sólo cuando se agrega agua, y A y B reaccionan para producir AB sólo cuando se aplica calor. Muchas reacciones reversibles en el cuerpo requieren catalizadores denominados enzimas. Con frecuencia, distintos tipos de enzimas dirigen las reacciones en direcciones opuestas.

### ► PREGUNTAS DE REVISIÓN

7. ¿Cuál es la relación entre los reactivos y los productos en las reacciones químicas?

8. Compare la energía potencial con la energía cinética.

9. ¿Qué efecto tienen los catalizadores sobre la energía de activación?

10. ¿Cómo se relacionan el anabolismo y el catabolismo con las reacciones de síntesis y de degradación, respectivamente?

## COMPUESTOS Y SOLUCIONES INORGÁNICOS

### ► OBJETIVOS

Describir las propiedades del agua, los ácidos inorgánicos, las bases y las sales.

Distinguir entre soluciones, coloides y suspensiones.

Definir el pH y explicar la función de los sistemas amortiguadores o *buffers* en la homeostasis.

La mayor parte de las sustancias químicas del cuerpo se encuentran bajo la forma de compuestos. Los químicos y los biólogos dividen a estos compuestos en dos clases principales: orgánicos e inorgánicos. En general, los **compuestos inorgánicos** carecen de carbono y tienen estructuras simples. Incluyen el agua, numerosas sales, ácidos y bases. Pueden presentar tanto enlaces iónicos como covalentes. El 55 a 60% de la masa corporal magra total de un adulto está formado por agua; todos los otros compuestos inorgánicos representan el 1 a 2%. El dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), el ion bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) y el ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) son ejemplos de compuestos inorgánicos que contienen carbono. Los **compuestos orgánicos** siempre contienen carbono, por lo general llevan hidrógeno y siempre forman enlaces covalentes. La mayoría son moléculas grandes y muchos están formados por largas cadenas de átomos de carbono. Los compuestos orgánicos representan del 38 al 43% restante del cuerpo humano.

### Agua

El **agua** es el compuesto más abundante y de mayor importancia en todos los organismos vivos. Mientras que el ser humano puede sobrevivir varias semanas sin alimento, si careciera de agua moriría en cuestión de días. Casi todas las reacciones químicas del cuerpo se producen en un medio acuoso. El agua tiene numerosas propiedades que la convierten en un compuesto indispensable para la vida. Ya hemos mencionado su propiedad más importante: la polaridad, la distribución desigual de sus electrones de valencia que le confiere una carga parcial negativa cerca del único átomo de oxígeno y dos cargas parciales positivas cerca de sus dos átomos de hidrógeno (véase **fig. 2-6**). Esta propiedad por sí sola hace que sea un excelente solvente para otras sustancias iónicas o polares, le otorga cohesión a las moléculas de agua (tienden a permanecer juntas) y resistencia a los cambios de temperatura.

## El agua como solvente

En la época medieval se buscaba en vano “el solvente universal”, una sustancia que pudiera disolver todos los otros materiales. No se encontró ninguna sustancia que lo hiciera mejor que el agua. Pese a ser el solvente más versátil que se conoce, no es el solvente universal que añoraban descubrir los alquimistas. Si lo fuera, ¿no podría ser contenida porque disolvería todos los recipientes! ¿Qué es un solvente? En una **solución**, una sustancia denominada **solvente** disuelve a otra sustancia conocida como **soluto**. Por lo general, una solución contiene mayor proporción de solvente que de soluto. Por ejemplo, el sudor es una solución diluida de agua (el solvente) con pequeñas cantidades de sales (los solutos).

La versatilidad del agua como solvente de sustancias ionizadas o polares se debe a sus enlaces covalentes polares y a su forma curva que permite que cada molécula de agua interactúe con muchas moléculas o iones vecinos. Los solutos que poseen carga o que contienen uniones covalentes polares son **hidrófilos** (hidro-, de *hýdoor*, agua, y -filo, de *philéin*, amar), lo cual significa que se disuelven con facilidad en agua. El azúcar y la sal son ejemplos habituales de solutos hidrófilos. En contraste, las moléculas que contienen una mayor proporción de enlaces covalentes no polares son **hidrófobas** (fobo-, de *phóbos*, temor). No son muy solubles en agua. Entre los compuestos hidrófobos se hallan las grasas animales y los aceites vegetales.

Para comprender el poder de disolución del agua, observe lo que ocurre cuando se coloca un cristal de sal como el cloruro de sodio (NaCl) en agua (fig. 2-11). El átomo de oxígeno electronegativo de las moléculas de agua atrae los iones sodio ( $\text{Na}^+$ ), y los átomos de hidrógeno electropositivos de las moléculas de agua atraen los iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ). Pronto, las moléculas de agua rodean y separan los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  de la superficie del cristal rompiendo los enlaces iónicos que mantienen el NaCl unido. Las moléculas de agua que rodean los iones también disminuyen la posibilidad de que el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{Cl}^-$  se unan y formen un nuevo enlace iónico.

La capacidad del agua de formar soluciones es esencial para la salud y la supervivencia. Como puede disolver muchas sustancias distintas, constituye un medio ideal para las reacciones metabólicas. El agua permite que los reactivos disueltos choquen entre sí para formar productos. También disuelve productos de desecho, lo cual hace posible eliminarlos con la orina.

## El agua en las reacciones químicas

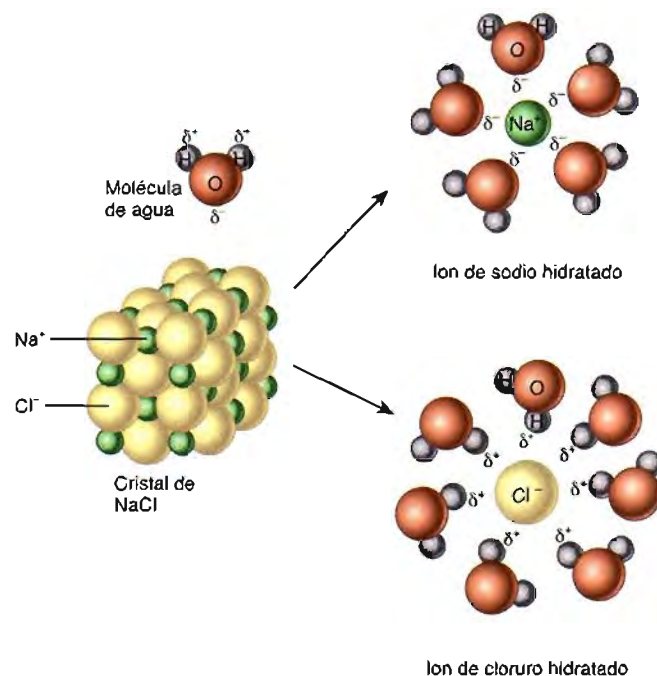
El agua sirve como medio para la mayor parte de las reacciones químicas del organismo, y en algunas participa como reactivo o producto. Durante la digestión, por ejemplo, las reacciones de degradación rompen grandes moléculas de nutrientes en moléculas más pequeñas mediante la adición de moléculas de agua. Este tipo de reacción se denomina **hidrólisis** (*hidro* + *lysis*, disolución). Las reacciones de hidrólisis permiten la absorción de los nutrientes de la dieta. Al contrario, cuando dos moléculas pequeñas se unen para formar una molécula más grande en una **reacción de síntesis y deshidratación** (des-, de *des*, sin + *hidro*), uno de los productos que se forma es el agua. Como veremos más adelante en el capítulo, estas reacciones se producen durante la síntesis de proteínas y otras moléculas grandes (véase fig. 2-22).

## Propiedades térmicas del agua

En comparación con la mayoría de las sustancias, el agua puede absorber o liberar una cantidad relativamente grande de calor sólo mediante un ligero cambio en su temperatura. Por tal motivo, se dice que el agua tiene una gran **capacidad calórica**. Esta propiedad se debe a los numerosos puentes de hidrógeno que hay en el agua. A medida que absorbe energía térmica, parte de esta energía se utiliza para romper esos puentes. Por lo tanto, queda menor cantidad de energía para aumentar el movimiento de las moléculas de agua, lo cual elevaría su temperatura. La gran capacidad calórica del agua es la razón por la cual se la utiliza en los radiadores de los automóviles: enfría el motor al absorber el calor sin que aumente su propia temperatura a niveles intolerables. La gran cantidad de agua que tiene el cuerpo ejerce un efecto similar. Disminuye el impacto de los cambios de temperatura del ambiente y ayuda a mantener la homeostasis de la temperatura corporal.

**Fig. 2-11** Cómo disuelven las moléculas de agua polares sales y sustancias polares. Cuando se coloca un cristal de cloruro de sodio en agua, el átomo de oxígeno ligeramente negativo (rojo) de las moléculas de agua es atraído por los iones de sodio positivos ( $\text{Na}^+$ ), y el extremo ligeramente positivo de hidrógeno (gris) de las moléculas de agua es atraído por los iones de cloruro negativos ( $\text{Cl}^-$ ). Además de disolver cloruro de sodio, el agua también causa su disociación, o su separación en partículas cargadas, lo cual se describirá a continuación.

El agua es un solvente versátil ya que sus enlaces covalentes polares, en los cuales se comparten los electrones de manera desigual, crean regiones positivas y negativas.



¿ El azúcar común (sacarosa) se disuelve con facilidad en agua pero no es un electrolito. ¿Es probable que todas las uniones covalentes entre los átomos de sacarosa sean uniones no polares? Justifique su respuesta.

El agua también requiere gran cantidad de calor para pasar de su forma líquida a su forma gaseosa. Su *temperatura de evaporación* es alta. A medida que se evapora de la superficie de la piel, elimina gran cantidad de calor y proporciona un importante mecanismo de enfriamiento.

### El agua como lubricante

El agua es un componente importante del moco y otros líquidos lubricantes del cuerpo. La lubricación es necesaria sobre todo en el tórax (cavidades pleurales y pericárdica) y en el abdomen (cavidad peritoneal), donde los órganos internos se rozan y deslizan entre sí. También se necesita en las articulaciones, donde los huesos, ligamentos y tendones se ponen en contacto unos con otros. Dentro del tracto gastrointestinal, el moco y otras secreciones acuosas humedecen los alimentos, lo cual favorece el tránsito a través del tubo digestivo.

### Soluciones, coloides y suspensiones

Una **mezcla** es una combinación de elementos o compuestos que se hallan físicamente unidos pero no mediante enlaces químicos. Por ejemplo, el aire que respiramos es una mezcla de gases como nitrógeno, oxígeno, argón y dióxido de carbono. Las soluciones, los coloides y las suspensiones son tres tipos comunes de mezclas líquidas.

Una vez mezclados, los solutos de una solución permanecen dispersos uniformemente entre las moléculas de solvente. Como las partículas de una solución son muy pequeñas, ésta tiene una apariencia clara y transparente.

Los **coloides** se diferencian de las soluciones sobre todo por el tamaño de las partículas que los forman. Las partículas de soluto en un coloide son lo suficientemente grandes como para dispersar la luz, así como las gotitas de agua de la niebla dispersan la luz de los faros delanteros del auto. Por ello, los coloides suelen tener un color translúcido u opaco. La leche es un ejemplo de un líquido que es tanto un coloide como una solución. Las proteínas grandes de la leche la transforman en un coloide, mientras que las sales de calcio, la lactosa, los iones y otras partículas pequeñas se encuentran en solución.

Los solutos de las soluciones y de los coloides no se acumulan en el fondo del recipiente. En contraste, en una **suspensión**, el material suspendido puede mezclarse con el líquido o el medio de suspensión durante algún tiempo, pero finalmente sedimenta. La sangre es un ejemplo de una suspensión. Apenas extraída tiene un color rojizo homogéneo. Al cabo de un tiempo en el tubo de ensayo, los glóbulos rojos sedimentan en el fondo (véase **fig. 19-1a**, p. 672). La capa superior, la porción líquida de la sangre, aparece de color amarillo claro y se denomina plasma sanguíneo. El plasma es una solución de iones y otros solutos pequeños y un coloide, por la presencia de grandes proteínas plasmáticas.

La **concentración** de una solución puede expresarse de diversas maneras. Una forma habitual es como un **porcentaje** de masa sobre volumen, lo cual da la masa relativa de un soluto en un volumen dado de solución. Por ejemplo, en la etiqueta de una botella de vino es común observar: "14,1% de alcohol por volumen". Otra forma de expresar la concentración es en **moles por litro (mol/L)**, lo cual relaciona el número total de moléculas en un volumen dado de solución. Un mol es la cantidad de cualquier sustancia cuya masa en gra-

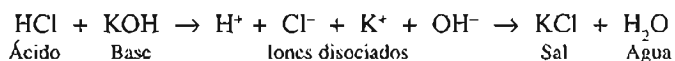
mos sea igual a la suma de las masas atómicas de los átomos que la componen. Por ejemplo, un mol del elemento cloro (masa atómica = 35,45) equivale a 35,45 g y un mol de una sal como el cloruro de sodio (NaCl) a 58,44 g (22,99 del Na + 35,45 del Cl). Al igual que una docena significa 12 unidades de algo, un mol tiene siempre la misma cantidad de partículas:  $6,023 \times 10^{23}$ . Este número tan grande se conoce como *número de Avogadro*. De tal modo, la expresión de una sustancia en moles indica el número de átomos, iones o moléculas presentes en ella. Esto es importante cuando se producen las reacciones químicas porque cada reacción requiere un número fijo de átomos de los elementos que intervienen en ella. En el **cuadro 2-3** se describen las formas de expresar la concentración.

### Ácidos, bases y sales

Cuando los ácidos, bases o sales se disuelven en agua, se **disocian**, es decir, se separan en iones que son rodeados por moléculas de agua. Un **ácido** (**fig. 2-12a**) es una sustancia que se disocia en uno o más **iones hidrógeno (H<sup>+</sup>)** y uno o más aniones. Dado que el H<sup>+</sup> es un protón único con carga positiva, también se conoce a los ácidos como **dadores de protones**. Al contrario, una **base** (**fig. 2-12b**) capta H<sup>+</sup> de una solución y, por ende, es un **ceptor de protones**. Muchas bases se disocian en uno o más **iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>)** y uno o más cationes.

Una **sal**, cuando se disuelve en agua, se disocia en cationes y aniones, ninguno de los cuales es H<sup>+</sup> o OH<sup>-</sup> (**fig. 2-12c**). En el organismo, las sales como el cloruro de potasio son electrolitos importantes para la transmisión de las corrientes eléctricas (iones que fluyen de un lugar a otro), sobre todo en el tejido muscular y en el nervioso. Además, los iones de las sales proveen muchos elementos químicos esenciales en el líquido intracelular y extracelular, como la sangre, la linfa y el líquido intersticial de los tejidos.

Los ácidos y las bases reaccionan entre sí para formar sales. Por ejemplo, la reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y una base como el hidróxido de potasio (KOH), una base, produce una sal, el cloruro de potasio (KCl) y agua (H<sub>2</sub>O). Esta reacción de intercambio se puede representar de la siguiente manera:

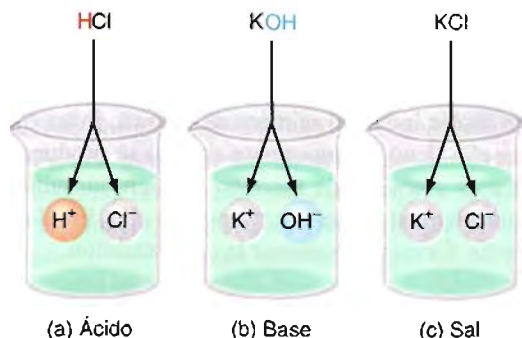


**CUADRO 2-3** Porcentaje y molaridad

Definición	Ejemplo
<p><b>Porcentaje (masa sobre volumen)</b> Número de gramos de una sustancia en 100 mililitros (mL) de solución.</p>	<p>Para preparar una solución de NaCl al 10% deben tomarse 10 g de NaCl y agregar suficiente cantidad de agua hasta obtener un total de 100 mL de solución.</p>
<p><b>Molaridad = moles (mol) por litro</b> Una solución 1 molar (1 M) = 1 mol de soluto en 1 litro de solución.</p>	<p>Para obtener una solución 1 molar (1 M) de NaCl, se debe disolver 1 mol de NaCl (58,44 g) en suficiente cantidad de agua hasta completar 1 litro (1 000 mL) de solución.</p>

**Fig. 2-12** Disociación de ácidos, bases y sales inorgánicas.

La disociación es la separación de ácidos, bases y sales inorgánicas en iones en una solución.



El compuesto  $\text{CaCO}_3$  (carbonato de calcio) se disocia en ion calcio  $\text{Ca}^{2+}$  y en ion carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$ . ¿Es un ácido, una base o una sal? ¿Y el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , que se disocia en dos  $\text{H}^+$  y un  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

## Equilibrio ácido-base: concepto de pH

Para asegurar la homeostasis, los líquidos corporales deben contener cantidades similares de ácidos y bases. Cuanto mayor sea el número de iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) disueltos en una solución, más ácida será ésta; por el contrario, cuanto mayor sea el número de iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ), más básica (alcalina) será la solución. Las reacciones químicas que ocurren en el organismo son muy sensibles a los pequeños cambios en la acidez o alcalinidad de los líquidos donde tienen lugar. Cualquier desviación de los estrechos rangos normales de las concentraciones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  ocasiona grandes trastornos en las funciones corporales.

La acidez o alcalinidad de una solución se expresa en la escala de pH, que se extiende desde 0 hasta 14 (fig. 2-7). Esta escala se basa en la concentración de iones hidrógeno en moles por litro de solución. Un pH de 7 significa que la solución contiene una diezmilésima (0,0000001) parte de mol de iones hidrógeno por litro. El número 0,0000001 se expresa como  $1 \times 10^{-7}$  en la notación científica; esto indica que el número es 1 con la coma decimal corrida 7 lugares hacia la izquierda. Para convertir este valor a pH, el exponente negativo (-7) se cambia a un número positivo (7). Una solución con una concentración de  $\text{H}^+$  de 0,0001 ( $10^{-4}$ ) moles por litro tiene un pH de 4; una solución con una concentración de  $\text{H}^+$  de 0,000000001 ( $10^{-9}$ ) moles por litro tiene un pH de 9; y así sucesivamente. Es importante advertir que el cambio de un número en la escala de pH representa un cambio de diez veces en el número de  $\text{H}^+$ . Un pH de 6 tiene 10 veces más  $\text{H}^+$  que un pH de 7, y un pH de 8 indica una concentración de  $\text{H}^+$  10 veces menor que en un pH de 7 y 100 veces menor que un pH de 6.

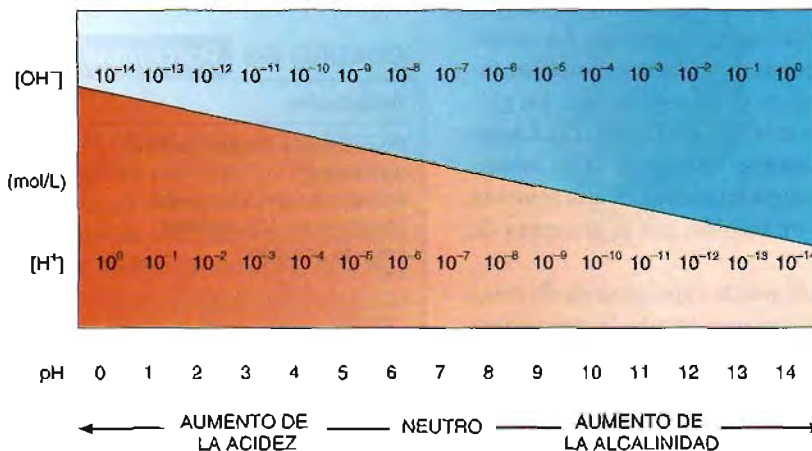
El punto medio de la escala de pH es el número 7, donde las concentraciones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  son iguales. Una sustancia con un pH de 7, como el agua, es neutra. Una solución que tiene más  $\text{H}^+$  que  $\text{OH}^-$  es una solución ácida y su pH es menor que 7. Una solución que tiene más  $\text{OH}^-$  que  $\text{H}^+$  es una solución básica (alcalina) y tiene un pH mayor que 7.

## Mantenimiento del pH: sistemas amortiguadores o buffers

Como se mencionó, pese a que el pH de los líquidos corporales puede variar, los límites normales para cada uno son bastante estrechos. En el cuadro 2-4 se muestran los valores de pH de algunos líquidos corporales junto con los de ciertas sustancias de uso corriente. Los mecanismos homeostáticos mantienen el pH de la san-

**Fig. 2-13** Escala de pH. Un pH menor de 7 indica que la solución es ácida o que tiene más  $\text{H}^+$  que  $\text{OH}^-$ . [ $\text{H}^+$ ] = concentración de iones hidrógeno; [ $\text{OH}^-$ ] = concentración de iones hidroxilo.

Cuanto menor es el valor del pH, más ácida será la solución ya que la concentración de  $\text{H}^+$  aumenta en forma progresiva. Un pH mayor que 7 indica que la solución es básica (alcalina), o sea que hay más  $\text{OH}^-$  que  $\text{H}^+$ . Cuanto mayor es el valor del pH, más básica será la solución.



A pH 7 (neutro), las concentraciones de  $\text{H}^+$  y de  $\text{OH}^-$  son iguales ( $10^{-7}$  moles/L). ¿Cuál es la concentración de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  a pH 6? ¿Qué pH es más ácido, 6,82 o 6,91? ¿Qué pH está más cerca de la neutralidad, 8,41 o 5,59?

**CUADRO 2-4 Valores de pH de algunas sustancias**

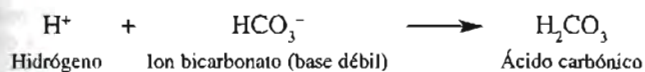
Sustancia	Valor de pH
• Jugo gástrico	1,2-3
Jugo de limón	2,3
Vinagre	3
Bebida carbonatada (gaseosa)	3-3,5
Jugo de naranja	3,5
• Secreción vaginal	3,5-4,5
Jugo de tomate	4,2
Café	5
• Orina	4,6-8
• Saliva	6,35-6,85
Leche	6,8
Agua destilada (pura)	7
• Sangre	7,35-7,45
• Semen	7,20-7,60
• Líquido cefalorraquídeo	7,4
• Jugo pancreático	7,1-8,2
• Bilis (secreción hepática que interviene en la digestión de grasas)	7,6-8,6
Leche de magnesio	10,5
Lejía (hidróxido de sodio)	14

• Denota las sustancias presentes en el cuerpo humano.

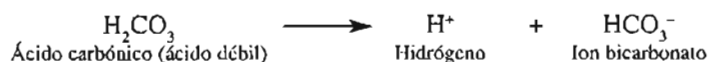
gre entre 7,35 y 7,45, es decir, un poco más alcalino que el del agua pura. En el capítulo 27 se verá que si el pH de la sangre cae por debajo de 7,35, se observa un estado de acidosis, y si el pH se eleva por encima de 7,45, se produce alcalosis; ambas situaciones pueden generar un compromiso serio de la homeostasis. La saliva es un poco ácida, y el semen es ligeramente alcalino. Como los riñones contribuyen a eliminar el exceso de ácido, la orina puede ser bastante ácida.

Aunque en el organismo se incorporan o se forman continuamente ácidos y bases fuertes, el pH de los líquidos dentro y fuera de las células se mantiene casi constante. Una razón importante de que esto ocurra es la presencia de **sistemas amortiguadores** o **buffers**, que convierten ácidos o bases fuertes en ácidos o bases débiles. Los ácidos (o bases) fuertes se ionizan con facilidad y aportan muchos  $H^+$  (o  $OH^-$ ) a la solución en la que se encuentran. De esta manera pueden cambiar drásticamente en el pH y alterar el metabolismo corporal. Los ácidos (o bases) débiles no se ionizan tanto y aportan menor cantidad de  $H^+$  (o  $OH^-$ ). Por lo tanto, tienen un menor efecto sobre el pH. Los **buffers** son compuestos químicos que pueden convertir ácidos o bases fuertes en ácidos o bases débiles. Lo hacen extrayendo o agregando protones ( $H^+$ ).

Un sistema buffer importante en el cuerpo es el sistema ácido carbónico-bicarbonato. El ácido carbónico ( $H_2CO_3$ ) puede actuar como un ácido débil y el ion bicarbonato ( $HCO_3^-$ ) puede actuar como una base débil. De ahí que este sistema buffer pueda compensar tanto un exceso como una falta de  $H^+$ . Por ejemplo, si hay un exceso de  $H^+$  (acidosis), el  $HCO_3^-$  actúa como una base débil y lo elimina de la manera siguiente:



Al contrario, si hay una disminución de  $H^+$  (alcalosis), el  $H_2CO_3$  puede actuar como un ácido débil y aportar los  $H^+$  necesarios de esta manera:



En el capítulo 27 se describen con más detalle los amortiguadores y su papel en el mantenimiento del equilibrio ácido-base.

## ► PREGUNTAS DE REVISIÓN

- ¿En qué se diferencian los compuestos inorgánicos de los orgánicos?
- Describe dos maneras de expresar la concentración de una solución.
- ¿Qué funciones cumple el agua en el cuerpo?
- ¿Cómo impiden los iones bicarbonato que se produzca un exceso de  $H^+$ ?

## COMPUESTOS ORGÁNICOS

### ► OBJETIVOS

Describir los grupos funcionales de las moléculas orgánicas.

Identificar los "ladrillos de construcción" y las funciones de los carbohidratos, lípidos, proteínas y enzimas.

Describir la estructura y las funciones del ácido desoxirribonucleico (ADN), el ácido ribonucleico (ARN) y el adenosín trifosfato (ATP).

Los compuestos inorgánicos son relativamente simples. Sus moléculas solo tienen unos pocos átomos y no pueden ser utilizados por las células para realizar funciones biológicas complejas. Por el contrario, muchas moléculas orgánicas son grandes y tienen características especiales que les permiten llevar a cabo funciones más complejas. Algunas categorías importantes de compuestos orgánicos son los hidratos de carbono, los lípidos, las proteínas, los ácidos nucleicos y el adenosín trifosfato (ATP).

### El carbono y sus grupos funcionales

El carbono tiene muchas propiedades que lo vuelven particularmente útil para los organismos vivos. Por un lado, puede formar enlaces con otro átomo de carbono o con miles de ellos para producir moléculas grandes de conformaciones variadas. Gracias a esta propiedad del carbono, el organismo puede sintetizar muchos compuestos orgánicos distintos, cada uno de los cuales tiene una función y una estructura particulares. Además, el gran tamaño de la mayoría de las moléculas que contienen carbono y el hecho de que no se disuelven con facilidad en agua las convierte en materiales útiles para la formación de las estructuras corporales.

Por lo general, los compuestos orgánicos se mantienen unidos por enlaces covalentes. El carbono tiene cuatro electrones en su nivel de

## CUADRO 2-5 Principales grupos funcionales

Nombre y fórmula estructural*	Importancia y lugar donde se encuentran
<b>Hidroxilo</b> $\text{R}-\text{O}-\text{H}$	Los <i>alcoholes</i> contienen un grupo $-\text{OH}$ , que es polar e hidrófilo por su átomo electronegativo de O. Las moléculas con muchos grupos $-\text{OH}$ se disuelven fácilmente en agua.
<b>Sulfhidrilo</b> $\text{R}-\text{S}-\text{H}$	Los <i>tioles</i> tienen un grupo $-\text{SH}$ , que es polar e hidrófilo por su átomo electronegativo de S. Algunos aminoácidos, las unidades constitutivas de las proteínas, contienen grupos $-\text{SH}$ , que ayudan a estabilizar la forma de las proteínas. Un ejemplo de aminoácido es la cisteína.
<b>Carbonilo</b> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$	Las <i>cetonas</i> contienen grupos carbonilos dentro de su esqueleto de carbonos. El grupo carbonilo es polar e hidrófilo por su átomo electronegativo de O.
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Los <i>aldehídos</i> tienen un grupo carbonilo al final de su esqueleto de carbono.
<b>Carboxilo</b> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Los <i>ácidos carboxílicos</i> contienen un grupo carboxilo al final del esqueleto de carbono. Todos los aminoácidos tienen un grupo $-\text{COOH}$ en uno de sus extremos. La forma con carga negativa predomina en el pH de las células corporales y es hidrófila.
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}^- \end{array}$	
<b>Éster</b> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R} \end{array}$	Los <i>ésteres</i> predominan en las grasas y aceites de la dieta y también se encuentran en los triglicéridos del cuerpo humano. La aspirina es un éster de ácido salicílico, una molécula analgésica que se encuentra en la corteza del sauce.
<b>Fosfato</b> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{O}-\text{P}-\text{O}^- \\ \parallel \\ \text{O}^- \end{array}$	Los <i>fosfatos</i> contienen un grupo fosfato ( $-\text{PO}_4^{2-}$ ), que es muy hidrófilo por su doble carga negativa. Un ejemplo importante es el adenosin trifosfato (ATP), que transfiere energía química entre moléculas orgánicas durante las reacciones químicas.
<b>Amino</b> $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{N} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Las <i>aminas</i> presentan un grupo $-\text{NH}_2$ , que puede actuar como una base y captar iones hidrógeno, lo cual le da al grupo amino una carga positiva. En el pH de las células corporales la mayoría de los grupos amino tienen una carga de $1^+$ . Todos los aminoácidos tienen un grupo amino en uno de sus extremos.
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{N}^+ \\   \\ \text{H} \end{array}$	

\*R = grupo variable.

energía más externo (de valencia). Se puede unir covalentemente con una gran variedad de átomos, por ejemplo, con otros átomos de carbono, para dar lugar a cadenas lineales, ramificadas o cíclicas. Otros elementos que se unen con frecuencia al carbono en los compuestos orgánicos son el hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno. El azufre y el fósforo también se hallan presentes en éstos. Los otros elementos mencionados en el **cuadro 2-1** se encuentran en menos compuestos orgánicos.

La cadena de átomos de carbono en una molécula orgánica se conoce como **esqueleto de carbono**. Muchos de los carbonos están uni-

dos a átomos de hidrógeno y forman hidrocarburos. Unidos al esqueleto hidrocarbonado también se encuentran **grupos funcionales** característicos. Cada tipo de grupo funcional tiene una disposición específica de átomos que le confiere propiedades químicas distintivas a la molécula orgánica en la que se encuentran. En el **cuadro 2-5** se detallan los grupos funcionales más frecuentes de las moléculas orgánicas y se describen algunas de sus propiedades. Como las moléculas orgánicas suelen ser grandes, hay métodos simples para representar sus fórmulas estructurales. En la **figura 2-14** se muestran dos formas de indicar la estructura de la glucosa, una molécula con un esqueleto de carbono cíclico y múltiples grupos hidroxilo unidos a éste.

Las pequeñas moléculas orgánicas pueden combinarse para formar moléculas grandes denominadas **macromoléculas** (macro-, de *maxkrós*, grande). Las moléculas suelen ser polímeros (poli-, de *polys*, mucho; *mero-*, de *méros*, parte). Un **polímero** es una molécula grande formada por el enlace covalente de muchas moléculas pequeñas, parecidas o idénticas, denominadas **monómeros** (mono-, de *mónos*, de uno, solo), que son como unidades estructurales. La reacción que une a dos monómeros suele ser una reacción de deshidratación. En este tipo de reacciones se elimina un átomo de hidrógeno de un monómero y un grupo hidroxilo de otro para formar una molécula de agua (véase **fig. 2-15**). Las macromoléculas como los hidratos de carbono, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos se sintetizan en las células mediante reacciones de deshidratación.

Los **isómeros** (iso-, *isos*, igual) son moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero diferente estructura. Por ejemplo, la fórmula molecular de los azúcares glucosa y fructosa es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Sin embargo, los átomos se encuentran en diferentes posiciones del esqueleto de carbono (véase **fig. 2-15**) y ello le otorga a los azúcares distintas propiedades químicas.

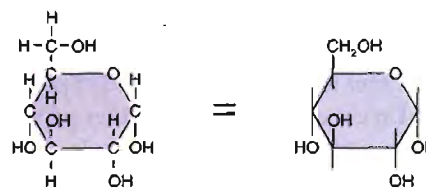
## Hidratos de carbono

Los **hidratos de carbono** o **carbohidratos** abarcan a los azúcares, glucógeno, almidón y celulosa. Pese a ser un grupo grande y diverso de compuestos orgánicos y a cumplir múltiples funciones, representan solo el 2 a 3% de la masa corporal total. En los seres humanos y en los animales actúan principalmente como una fuente de

**Fig. 2-14** Maneras alternativas de representar la fórmula estructural de la glucosa.



En la forma abreviada estándar se presume que los átomos de carbono se encuentran donde se cruzan dos líneas de unión, los átomos de hidrógeno aislados no se indican.



Todos los átomos escritos

Forma estructural abreviada

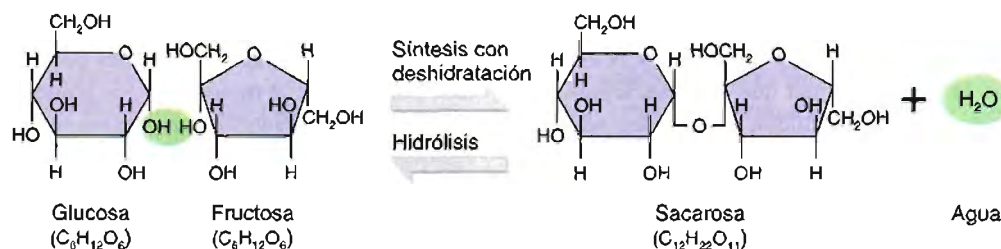


¿Cuántos grupos hidroxilo tiene una molécula de glucosa?  
¿Cuántos átomos de carbono forman parte del esqueleto de carbono de la glucosa?



**Fig. 2-15** Fórmulas moleculares y estructurales de los monosacáridos glucosa y fructosa y del disacárido sacarosa. En la reacción de deshidratación (léase de izquierda a derecha), dos moléculas más pequeñas, glucosa y fructosa, se unen para formar una molécula mayor de sacarosa. Obsérvese que se pierde una molécula de agua. En la reacción de hidrólisis (léase de derecha a izquierda), la adición de una molécula de agua a la molécula de sacarosa la divide en dos moléculas más pequeñas, glucosa y fructosa.

Los monosacáridos son los monómeros que se utilizan para sintetizar hidratos de carbono.



¿Cuántos átomos de carbono se pueden contar en la molécula de fructosa? ¿Y en la de sacarosa?

energía en la formación del ATP necesario para el desarrollo de las reacciones metabólicas. Sólo unos pocos se utilizan en la elaboración de unidades estructurales. Un ejemplo es la desoxirribosa, azúcar presente en el ácido desoxirribonucleico (ADN), la molécula que lleva la información genética heredada.

Los elementos constitutivos de los hidratos de carbono son carbono, hidrógeno y oxígeno. La relación entre hidrógeno y oxígeno habitualmente es de 2:1, la misma que la del agua. Dejando a un lado algunas excepciones, los hidratos de carbono suelen tener una molécula de agua por cada átomo de carbono. Por tal razón se denominan hidratos de carbono, lo cual significa “carbono hidratado”. Los hidratos de carbono se dividen en tres grupos principales según su tamaño: monosacáridos, disacáridos y polisacáridos (cuadro 2-6).

### CUADRO 2-6 Principales grupos de hidratos de carbono

Tipo de hidrato de carbono	Ejemplos
<b>Monosacáridos</b> (Azúcares simples que contienen de 3 a 7 átomos de carbono)	Glucosa (el principal azúcar de la sangre). Fructosa (se encuentra en las frutas). Galactosa (azúcar de la leche). Desoxirribosa (en el ADN). Ribosa (en el ARN).
<b>Disacáridos</b> (Azúcares simples formados por la combinación de dos monosacáridos mediante reacciones de deshidratación)	Sacarosa (azúcar de mesa) = glucosa + fructosa. Lactosa (azúcar de la leche) = glucosa + galactosa. Maltosa = glucosa + glucosa.
<b>Polisacáridos</b> (Decenas a centenas de monosacáridos unidos por medio de reacciones de deshidratación)	Glucógeno (forma de almacenamiento de los azúcares en los animales). Almidón (forma de almacenamiento de los azúcares en vegetales y el principal hidrato de carbono de los alimentos). Celulosa (parte de las paredes de las células vegetales que no puede ser digerida por el organismo humano pero que es necesaria para la progresión de los residuos alimentarios en el intestino).

### Monosacáridos y disacáridos: los azúcares simples

Los monosacáridos y los disacáridos se conocen como **azúcares simples**. Los monómeros de los hidratos de carbono, los **monosacáridos** (mono + *sacharum*, azúcar), contienen entre tres y siete átomos de carbono. Se los designa con el sufijo “osa” y un prefijo que indica el número de átomos de carbono. Por ejemplo, los monosacáridos con tres carbonos se denominan *triosas*. También hay *tetrosas* (azúcares de cuatro carbonos), *pentosas* (azúcares de cinco carbonos), *hexosas* (azúcares de seis carbonos) y *heptosas* (azúcares de siete carbonos). Todas las células del organismo degradan la hexosa glucosa para producir ATP.

Dos moléculas de monosacáridos pueden combinarse mediante una reacción de deshidratación para formar un **disacárido** (di-, de *dis*, dos) y una molécula de agua. Por ejemplo, los monosacáridos glucosa y fructosa se combinan para formar el disacárido sacarosa (azúcar de mesa) como se ilustra en la **figura 2-15**. La glucosa y la fructosa son isómeros y se comentó antes en este capítulo que los isómeros tienen la misma fórmula molecular pero difieren en las posiciones relativas de los átomos de oxígeno y carbono, lo cual hace que los compuestos presenten diferentes propiedades químicas. Obsérvese que la fórmula de la sacarosa es  $C_{12}H_{22}O_{11}$  y no  $C_{12}H_{24}O_{12}$ , puesto que cuando se unen los dos monosacáridos se pierde una molécula de agua.

Los disacáridos también pueden dividirse en moléculas más pequeñas y simples por una reacción de hidrólisis. Una molécula de sacarosa, por ejemplo, puede hidrolizarse en sus componentes glucosa y fructosa mediante la adición de agua. En la **figura 2-15** también se ilustra esta reacción. Algunas personas consumen **edulcorantes artificiales** para limitar la ingestión de azúcar por razones médicas, mientras que otros lo hacen para disminuir el aporte calórico y evitar el aumento de peso. Los edulcorantes artificiales son mucho más dulces que la sacarosa, tienen menos calorías y no causan caries dentales.

### Polisacáridos

El tercer grupo principal de hidratos de carbono es el de los **polisacáridos**. Cada molécula de polisacárido contiene decenas o centenas de monosacáridos unidos por reacciones de deshidratación. A

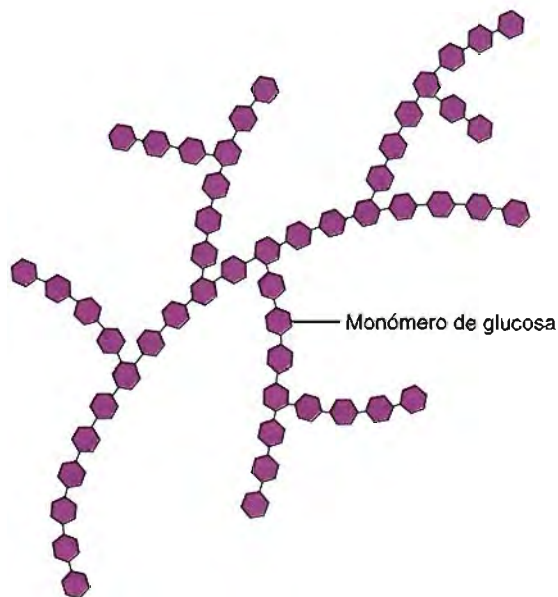
diferencia de los azúcares simples, los polisacáridos suelen ser insolubles en agua y no tienen sabor dulce. El principal polisacárido en el cuerpo humano es el **glucógeno**, que está formado en su totalidad por moléculas de glucosa unidas entre sí en cadenas ramificadas (fig. 2-16). Una cantidad limitada de hidratos de carbono se almacena como glucógeno en el hígado y en el músculo esquelético. El **almidón** es un polisacárido elaborado por los vegetales a partir de la glucosa. Se encuentra en alimentos como las pastas y las patatas y es el principal hidrato carbono de la dieta. Al igual que los disacáridos, los polisacáridos como el glucógeno y el almidón pueden degradarse a monosacáridos a través de reacciones de hidrólisis. Por ejemplo, cuando disminuyen los niveles de la glucosa sanguínea, las células del hígado desdoblan el glucógeno en glucosa y la liberan a la sangre, donde está disponible para las células, que la degradan para sintetizar ATP. La **celulosa** es un polisacárido que se encuentra en las plantas y que, pese a que no puede ser digerida por los seres humanos, le otorga volumen a las heces facilitando su eliminación.

## Lípidos

Un segundo grupo importante de compuestos orgánicos son los **lípidos** (gr. *lípos*, grasa) o grasas. Los lípidos representan el 18 a 25% de la masa magra corporal en el adulto. Al igual que los hidratos de carbono, contienen carbono, hidrógeno y oxígeno. Pero a diferencia de éstos, en los lípidos no hay una relación 2:1 entre el hidrógeno y el oxígeno. La proporción de átomos de oxígeno electro-negativos en los lípidos suele menor que la de los hidratos de carbono.

**Fig. 2-16** Parte de una molécula de glucógeno, el principal polisacárido en el cuerpo humano

El glucógeno se forma a partir de monómeros de glucosa y es la forma de almacenamiento de los hidratos de carbono en el cuerpo humano.



¿Qué células del cuerpo almacenan glucógeno?

no, por lo cual forman menos enlaces covalentes polares. Es por ello que la mayoría de los lípidos son insolubles en solventes polares como el agua. es decir: son *hidrófobos*. Por esta causa, solo los lípidos más pequeños (algunos ácidos grasos) pueden disolverse en el plasma sanguíneo acuoso. Para aumentar su solubilidad en el plasma, otras moléculas lipídicas se unen a moléculas proteicas hidrófilas. Los complejos de lípidos y proteínas se conocen como **lipoproteínas**. Las lipoproteínas son solubles porque las proteínas se encuentran por fuera de la molécula y los lípidos por dentro.

Las distintas familias de lípidos se conocen como triglicéridos (grasas y aceites), fosfolípidos (lípidos que contienen fósforo), esteroides (lípidos que contienen anillos de átomos de carbono), eicosanoides (lípidos de 20 átomos de carbono) y una variedad de otras sustancias afines como los ácidos grasos, las vitaminas liposolubles (vitaminas A, D, E y K) y las lipoproteínas. En el **cuadro 2-7** se

**CUADRO 2-7** Tipos de lípidos en el cuerpo

Tipo de lípido	Funciones
<b>Triglicéridos</b> (grasas y aceites)	Protección, aislamiento, almacenamiento de energía.
<b>Fosfolípidos</b>	Componente lipídico principal de las membranas celulares.
<b>Esteroides</b>	
<i>Coolesterol</i>	Componente mínimo de las membranas celulares de todos los animales; precursor de las sales biliares, vitamina D y hormonas esteroideas.
<i>Sales biliares</i>	Necesarias para la digestión y absorción de los lípidos de la dieta.
<i>Vitamina D</i>	Contribuye a regular los niveles de calcio en el organismo; necesaria para el crecimiento y reparación de los huesos.
<i>Hormonas suprarrenales</i>	Contribuyen a regular el metabolismo, la resistencia al estrés y el equilibrio hidrosalino.
<i>Hormonas sexuales</i>	Estimulan las funciones reproductivas y los caracteres sexuales.
<b>Eicosanoides</b> ( <i>prostaglandinas</i> y <i>leucotrienos</i> )	Tienen efectos diversos al modificar las respuestas a las hormonas, sobre la coagulación sanguínea, inflamación, inmunidad, secreción ácida gástrica, diámetro de la vía aérea, degradación de lípidos y contracción del músculo liso.
<b>Otros lípidos</b>	
<i>Ácidos grasos</i>	Se catabolizan para generar adenosín trifosfato (ATP) y se utilizan para sintetizar triglicéridos y fosfolípidos.
<i>Carotenos</i>	Necesarios para la síntesis de vitamina A, que se utiliza en la formación de los pigmentos visuales. También actúan como antioxidantes.
<i>Vitamina E</i>	Promueve la cicatrización de las heridas, evita la cicatrización tisular, contribuye a la estructura y funcionamiento normales del sistema nervioso y actúa como antioxidante.
<i>Vitamina K</i>	Es necesaria para la síntesis de las proteínas de la coagulación sanguínea.
<i>Lipoproteínas</i>	Transportan lípidos en la sangre, llevan triglicéridos y coolesterol a los tejidos y eliminan el exceso de coolesterol de la sangre.

muestran los distintos tipos de lípidos y sus funciones principales en el cuerpo humano.

## Triglicéridos

Los lípidos más abundantes del cuerpo y de la dieta son los **triglicéridos**, también conocidos como **triacilglicerolos**, los cuales pueden ser sólidos (grasas) o líquidos (aceites) a temperatura ambiente. Son la forma más concentrada de energía química del cuerpo. Los triglicéridos aportan más del doble de energía química por gramo que los hidratos de carbono o las proteínas. La capacidad de almacenar triglicéridos en el tejido adiposo (grasa) para cualquier proceso necesario es ilimitada. El exceso de hidratos de carbono, proteínas, grasas y aceites en la dieta tiene el mismo destino: depositarse en el tejido adiposo como triglicéridos.

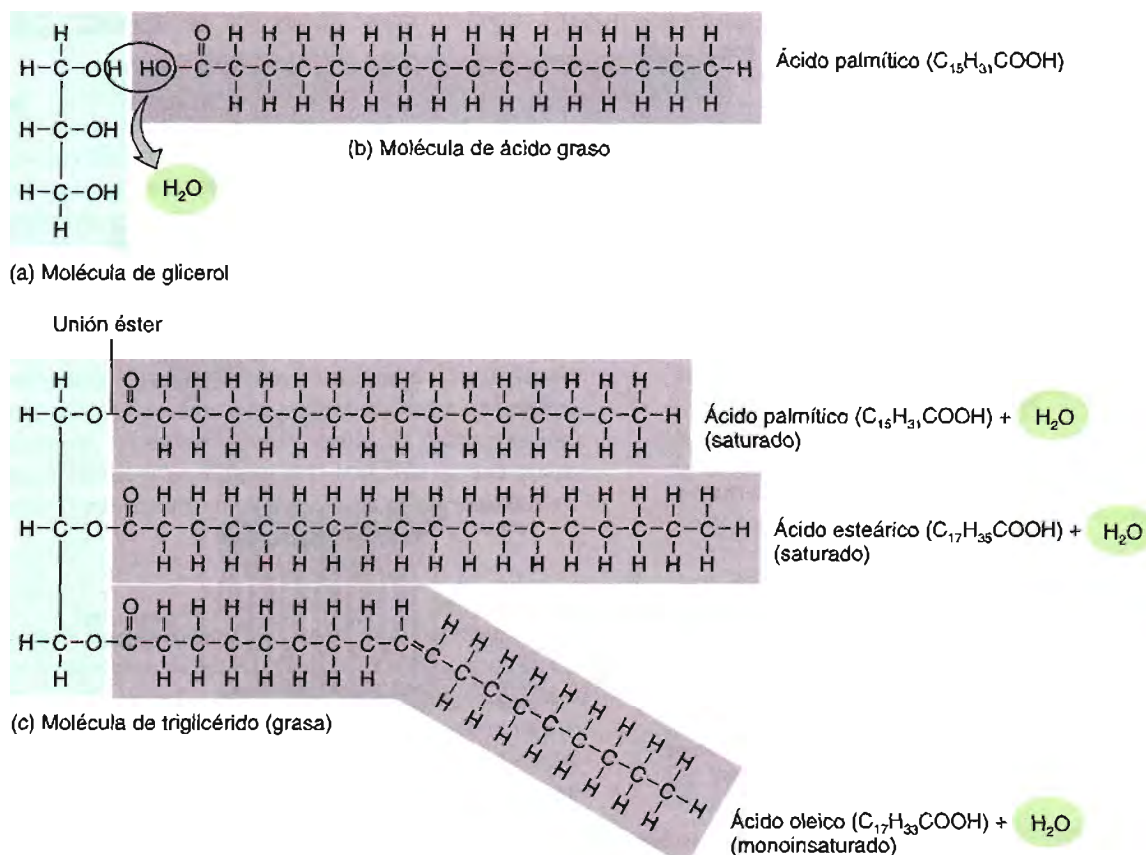
Los triglicéridos están formados por una única molécula de glicerol y tres moléculas de ácidos grasos. La molécula de glicerol con

tres carbonos forma el esqueleto del triglicérido (**fig. 2-17**). Los tres **ácidos grasos** se unen mediante reacciones de deshidratación, cada uno a un carbono del esqueleto de glicerol. El enlace químico que se forma en el lugar donde estaba cada molécula de agua es una **unión éster** (véase **cuadro 2-5**). La reacción inversa, la **hidrólisis**, rompe una única molécula de triglicérido en tres ácidos grasos y glicerol.

Las **grasas saturadas** son triglicéridos que contienen solo **enlaces covalentes simples** entre los átomos de carbono de los ácidos grasos. Como no presentan ningún enlace doble, cada átomo de carbono está **saturado por átomos de hidrógeno** (véase ácido palmítico y ácido esteárico en la **fig. 2-17c**). Los triglicéridos formados en su mayor parte por ácidos grasos saturados son sólidos a temperatura ambiente. Pese a que las grasas saturadas se encuentran en su mayor parte en las carnes (sobre todo en las carnes rojas) y en los productos lácteos enteros (leche, queso y manteca), también se hallan en algunos productos vegetales como la manteca de cacao, el aceite de palma y el aceite de coco. Las dietas que contienen grandes cantida-

**Fig. 2-17** Formación de un triglicérido (triacilglicerol) a partir de glicerol y tres moléculas de ácidos grasos. Siempre que se unen un glicerol (a) y un ácido graso (b) en una reacción de deshidratación, se pierde una molécula de agua. Una unión éster se establece entre el glicerol con cada uno de los tres ácidos grasos, que varían tanto en su tamaño como en el número y localización de enlaces dobles entre átomos de carbono ( $C=C$ ). Aquí se muestra (c) una molécula de triglicérido que contiene dos ácidos grasos saturados y uno monoinsaturado. A nivel del enlace doble del ácido oleico la molécula se pliega.

Un glicerol y tres ácidos grasos son las unidades constitutivas de los triglicéridos.



¿El oxígeno de la molécula de agua que se pierde durante la reacción de deshidratación proviene del glicerol o de un ácido graso?

des de grasas saturadas se han asociado con enfermedades cardíacas y cáncer colorrectal.

Las **grasas monoinsaturadas** contienen ácidos grasos con un *enlace covalente doble* entre dos átomos de carbono. De esta manera, no están saturadas completamente con átomos de hidrógeno (véase ácido oleico en la **fig. 2-7c**). Los enlaces dobles de los ácidos grasos monoinsaturados (y los ácidos grasos poliinsaturados) forman *asas* en los ácidos grasos. Los aceites de oliva, de maní y de canola, la mayoría de las nueces y las pallas (aguacates) son ricos en triglicéridos con ácidos grasos monoinsaturados. Se considera que las grasas monoinsaturadas disminuyen el riesgo de enfermedad cardíaca.

Las **grasas poliinsaturadas** contienen *más de un enlace covalente doble* entre los átomos de carbono de los ácidos grasos. Un ejemplo es el ácido linoleico. Los aceites de maíz, de cártamo, de girasol y de soja y los pescados grasos (salmón, atún y caballa) contienen un porcentaje alto de ácidos grasos poliinsaturados. Se cree que las grasas poliinsaturadas también disminuyen el riesgo de afecciones cardíacas.

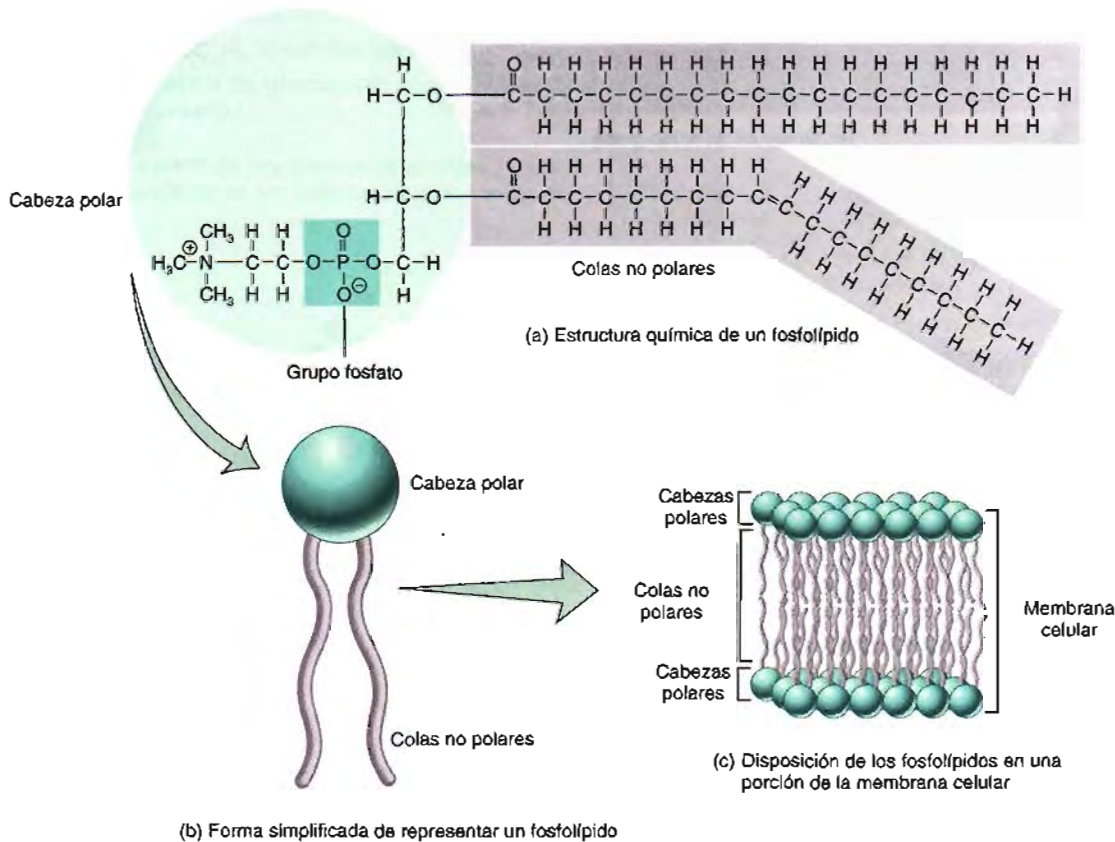
## Ácidos grasos en la salud y la enfermedad

Hay un grupo de ácidos grasos, denominados **ácidos grasos esenciales (AGE)**, que como su nombre lo indica son fundamentales para la salud. Sin embargo, el cuerpo humano no puede producirlos y deben ser obtenidos de los alimentos de los suplementos alimentarios. Dentro de los AGE más importantes se encuentran los *ácidos grasos omega-3*, los *ácidos grasos omega-6* y los *ácidos grasos cis*.

Los omega-3 y omega-6 son ácidos grasos poliinsaturados que actuarían en conjunto para promover la salud. Podrían llegar a tener un efecto protector contra la enfermedad cardíaca y los accidentes cerebrovasculares por la disminución del colesterol total, el aumento del HDL (lipoproteínas de alta densidad o "colesterol bueno") y la reducción del LDL (lipoproteínas de baja densidad o "colesterol malo"). Además disminuyen la descalcificación ósea porque aumentan la utilización del calcio, reducen los síntomas inflamatorios de la artritis, promueven la cicatrización de las heridas. tienen un efecto

**Fig. 2-18 Fosfolípidos.** (a) En la síntesis de los fosfolípidos, dos ácidos grasos se unen a los dos primeros carbonos del esqueleto de glicerol. Un grupo fosfato une un pequeño grupo cargado al tercer carbono del glicerol. En (b), el círculo representa la cabeza polar y las dos líneas curvas representan las colas no polares. Los enlaces dobles en las cadenas hidrocarbonadas del ácido graso suelen plegar las colas.

Los fosfolípidos son moléculas anfipáticas, ya que tienen regiones polares y no polares.



¿Cuál es la porción hidrófila del fosfolípido y cuál la hidrófoba?

beneficioso sobre ciertas enfermedades de la piel (psoriasis, eccema y acné) y mejoran las funciones mentales. Las principales fuentes de ácidos grasos omega-3 son el aceite de lino, los pescados grasos, los aceites que tienen grandes cantidades de ácidos grasos poliinsaturados, los aceites de pescado y las nueces. Las principales fuentes de ácidos grasos omega-6 son la mayoría de los alimentos procesados (cereales, panes, arroz blanco), huevos, productos de panadería, aceites con grandes cantidades de grasas poliinsaturadas y carnes (especialmente las vísceras, como el hígado).

Los ácidos grasos *cis* son ácidos grasos monoinsaturados beneficiosos desde el punto de vista nutritivo y que se utilizan para producir reguladores de tipo hormonal y membranas celulares. Sin embargo, cuando los ácidos grasos *cis* se calientan, se prensan y se combinan con un catalizador (por lo general níquel) en un proceso conocido como *hidrogenación*, se transforman en ácidos grasos *trans*, poco saludables. La hidrogenación es utilizada por los fabricantes para lograr que los aceites vegetales sean sólidos a la temperatura del ambiente y con menor tendencia a tomarse rancios. Los ácidos grasos *trans* o hidrogenados son frecuentes en los productos de panadería (galletas, tortas y bizcochos), en los entremeses, en algunas margarinas y en alimentos fritos, (rosquillas y patatas fritas). Si un producto tiene impreso en su etiqueta las palabras "hidrogenado o parcialmente hidrogenado", quiere decir que contiene ácidos grasos *trans*. Dentro de los efectos adversos de los ácidos grasos *trans* están el aumento del colesterol total, la disminución del HDL y el aumento del LDL y los triglicéridos. Estos efectos que pueden aumentar el riesgo de enfermedad cardíaca y otras enfermedades cardiovasculares son similares a los causados por las grasas saturadas. ■

## Fosfolípidos

Al igual que los triglicéridos, los **fosfolípidos** tienen un esqueleto glicerol y dos cadenas de ácidos grasos unidos a los dos primeros carbonos. Sin embargo, en la tercera posición un grupo fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) se une a un pequeño grupo cargado que suele contener nitrógeno (N), al esqueleto de glicerol (fig. 2-18). Esta porción de la molécula (la "cabeza") es polar y puede formar puentes de hidrógeno con las moléculas de agua. En contraste, los dos ácidos grasos (las "colas") son no polares y solo pueden interactuar con otros lípidos. Las moléculas que tienen tanto partes polares como no polares se denominan **anfipáticas** (anfi-, de *amphí*, en ambos lados, y -patía, de *páthos*, pasión). Los fosfolípidos anfipáticos se alinean cola con cola en una cadena doble para formar la membrana que rodea a cada célula (fig. 2-18c).

## Esteroides

La estructura de los **esteroides** difiere considerablemente de la de los triglicéridos. Los esteroides tienen cuatro anillos de átomos de carbono (de color amarillo en la fig. 2-19). Las células pueden sintetizar otros esteroides a partir del colesterol (fig. 2-19a), que tiene una región no polar grande compuesta por cuatro anillos y una cola hidrocarbonada. Los esteroides más comunes, como el colesterol, los estrógenos, la testosterona, el cortisol, las sales biliares y la vitamina D, son conocidos como **esteroles** ya que también tienen al menos un grupo hidroxilo ( $-\text{OH}$ ) (alcohol). Los grupos polares hidroxilo hacen que los esteroides sean poco anfipáticos. El colesterol es necesario para la es-


tructura de la membrana celular: los estrógenos y la testosterona se requieren para regular las funciones sexuales; el cortisol es necesario para mantener los niveles de glucemia dentro de valores normales; las sales biliares participan en la digestión y absorción de los lípidos, y la vitamina D está relacionada con el crecimiento óseo. En el capítulo 10 se comentará el uso de los esteroides anabólicos por los atletas para aumentar el tamaño muscular, la fuerza y la resistencia.

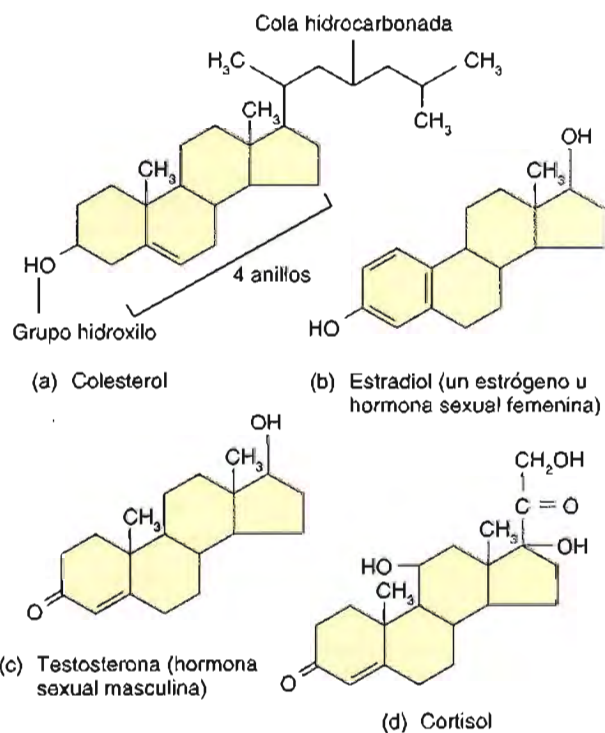
## Otros lípidos

Los **eicosanoides** son lípidos derivados de un ácido graso de 20 carbonos denominado ácido araquidónico. Los dos subtipos más importantes de eicosanoides son las **prostaglandinas** y los **leucotrienos**. Las prostaglandinas tienen una amplia variedad de funciones. Modifican las respuestas hormonales, contribuyen a la respuesta inflamatoria (capítulo 22), previenen las úlceras gástricas, dilatan la vía aérea, regulan la temperatura corporal e influyen sobre la formación de los coágulos sanguíneos, para citar algunas. Los leucotrienos participan en las respuestas alérgica e inflamatoria.

Otros lípidos también contienen ácidos grasos (que pueden proveer ATP por hidrólisis o formar triglicéridos o fosfolípidos por reacciones de deshidratación), las vitaminas liposolubles como los

**Fig. 2-19 Esteroides.** Todos los esteroides tienen cuatro anillos de átomos de carbono.

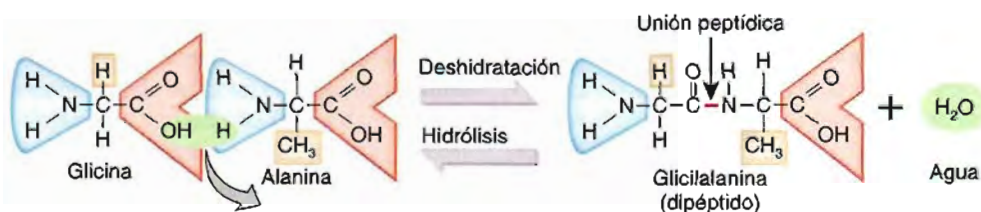
 Todos los esteroides se sintetizan a partir del colesterol, que a su vez se forma en el hígado.



 ¿En qué se diferencian la estructura del estradiol y la de la testosterona?

**Fig. 2-21** Formación de un enlace peptídico entre dos aminoácidos durante una reacción de deshidratación. En este ejemplo, la glicina se une a la alanina y se forma un dipéptido (léase de izquierda a derecha). La ruptura de un enlace peptídico se produce por hidrólisis (léase de derecha a izquierda).

Los aminoácidos son los monómeros que se utilizan para sintetizar proteínas.



¿Qué tipo de reacción es la que se produce durante el catabolismo de las proteínas?

encuentran ionizados en los líquidos corporales con pH normal (fig. 2-20b). Las distintas cadenas laterales le dan a cada aminoácido su identidad química particular (fig. 2-20c).

Las proteínas se sintetizan en forma gradual, de a un aminoácido por vez. El enlace covalente de cada par de aminoácidos es un **enlace peptídico**. Siempre se forma entre el carbono del grupo carboxilo ( $-\text{COOH}$ ) de un aminoácido y el nitrógeno del grupo amino ( $-\text{NH}_2$ ) de otro. Cuando se forma el enlace peptídico, se pierde una molécula de agua (fig. 2-21) y convierte a ésta en una reacción de deshidratación. Cuando se rompe un enlace peptídico, como ocurre durante la digestión de las proteínas de la dieta, se produce una reacción de hidrólisis (fig. 2-21).

Cuando se combinan dos aminoácidos, se forma un **dipéptido**. Si se agrega otro aminoácido al dipéptido se obtiene un **tripéptido**. Si se siguen agregando aminoácidos se formará un **péptido** (4-9 aminoácidos) o un **polipéptido** (10-2 000 o más aminoácidos). Las proteínas pequeñas pueden estar constituidas por una única cadena polipeptídica de solo 50 aminoácidos. Las proteínas más grandes tienen cientos o miles de aminoácidos y pueden estar compuestas por dos o más cadenas polipeptídicas unidas.

Como cada variación en el número y la secuencia de aminoácidos da origen a una proteína distinta, hay gran variedad de proteínas. La situación es similar al empleo de un alfabeto de 20 letras para formar palabras. Cada letra sería equivalente a un aminoácido, y sus múltiples combinaciones dan origen a una infinidad de palabras (péptidos, polipéptidos y proteínas).

### Niveles de organización estructural de las proteínas

Las proteínas tienen cuatro niveles de organización estructural. La **estructura primaria** es la secuencia única de aminoácidos unidos por enlaces covalentes peptídicos para formar una cadena polipeptídica (fig. 2-22a). La estructura primaria de una proteína está determinada en los genes y cualquier cambio en su secuencia de aminoácidos puede tener derivaciones graves para las células del cuerpo. Por ejemplo, en la anemia falciforme, un aminoácido no polar (valina) reemplaza a un aminoácido polar (glutamato) como resultado de dos mutaciones en la proteína transportadora de oxígeno hemoglobina. Este cambio de aminoácidos disminuye la solubilidad de la hemoglobina en el agua y la hemoglobina anómala tiende a

formar cristales dentro de los glóbulos rojos. Éstos se deforman y adoptan un aspecto de hoz, lo cual dificulta su paso a través de los estrechos vasos sanguíneos. Los síntomas y tratamiento de la anemia drepanocítica se analizan en la página 693.

La **estructura secundaria** de una proteína es la forma en la cual se pliegan los aminoácidos vecinos en una cadena polipeptídica (fig. 2-22b). Dos estructuras secundarias frecuentes de encontrar son las **hélices alfa** (espirales en el sentido de las agujas del reloj) y las **láminas beta**. La estructura secundaria de una proteína se estabiliza con puentes de hidrógeno que se forman a intervalos regulares a lo largo del esqueleto peptídico.

La **estructura terciaria** se refiere a la forma tridimensional de la cadena polipeptídica. Cada proteína tiene una estructura terciaria en particular que determina su funcionamiento. A su vez, la forma en que se pliega la proteína puede permitir que dos aminoácidos en sitios opuestos de la cadena se encuentren juntos (fig. 2-22c). Son varios los tipos de enlaces que pueden contribuir a la estructura terciaria de una proteína. Los más fuertes, aunque poco frecuentes, son los enlaces covalentes S-S, denominados **puentes disulfuro**, que se forman entre los grupos sulfhidrilo de dos monómeros del aminoácido cisteína. Muchos enlaces débiles puentes de hidrógeno, enlaces iónicos e interacciones hidrófobas—también ayudan a determinar el plegamiento de la proteína. Mientras que algunas partes de un polipéptido son atraídas por el agua (hidrófilas), otras son repelidas por ésta (hidrófobas). Dado que en general las proteínas del cuerpo se encuentran en un medio acuoso, durante el proceso de plegamiento se orientan los aminoácidos con cadenas hidrófobas hacia el núcleo central, alejados de la superficie de la proteína. A menudo, una clase de moléculas, conocidas como **chaperonas**, colaboran en el proceso de plegamiento.

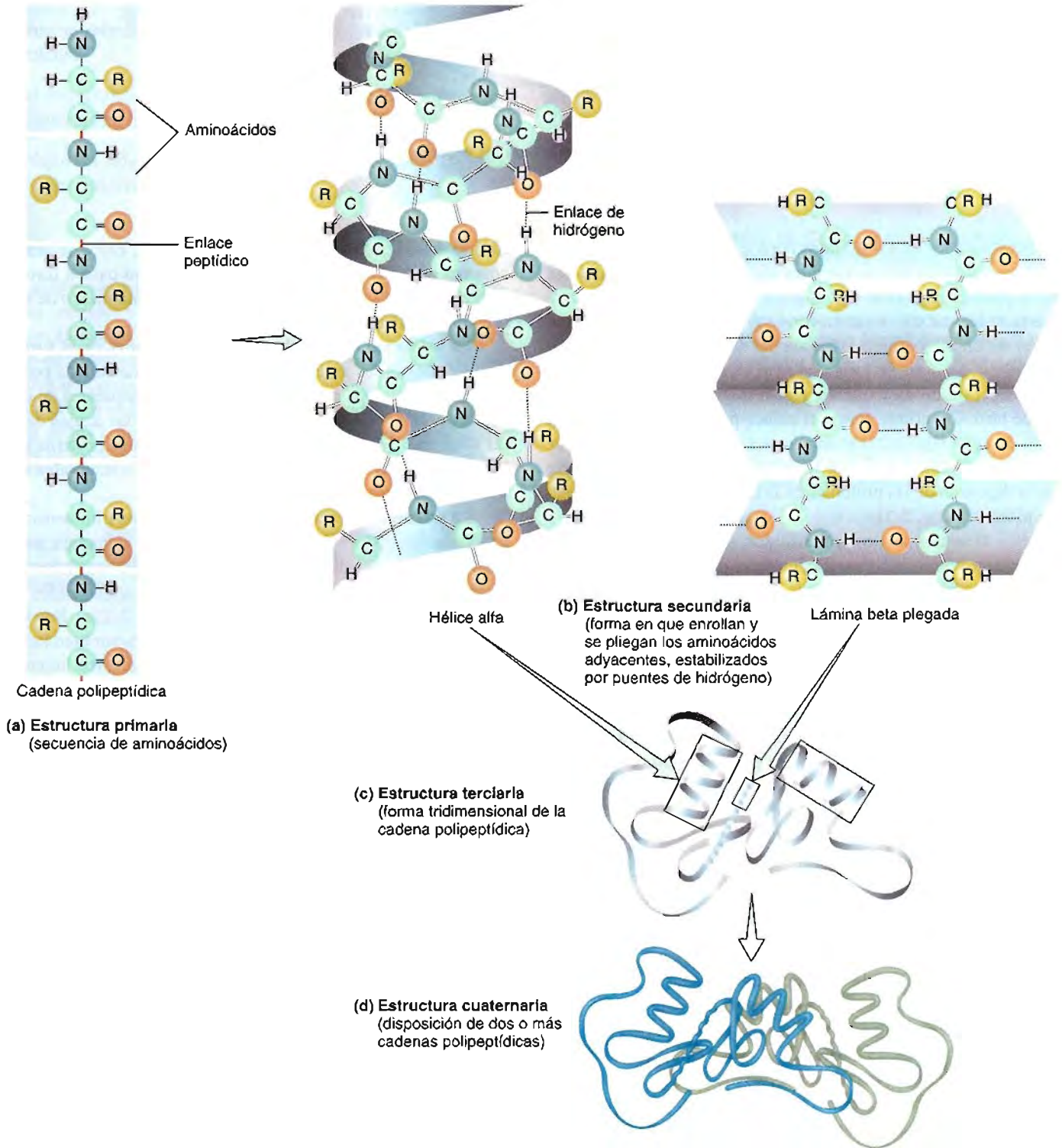
En aquellas proteínas que tienen más de una cadena polipeptídica (no todas tienen), la manera en la cual se dispone cada cadena en relación con la otra es la **estructura cuaternaria** (fig. 2-22d). Los enlaces que conservan las cadenas unidas son similares a los que mantienen la estructura terciaria.

Existe una enorme variedad de estructuras de proteínas. Distintas proteínas tienen diferentes estructuras y distintas formas tridimensionales. Esta variación en estructura y forma está relacionada directamente con sus diversas funciones. En casi todos los casos, la función de una proteína depende de su capacidad para reconocer otra molécula y unirse a ésta. De tal modo, una hormona se une a

**Fig. 2-22 Niveles de organización estructural de las proteínas.** (a) La estructura primaria es la secuencia de aminoácidos del polipéptido. (b) Las estructuras secundarias más comunes son las hélices alfa y las láminas beta. Para simplificar el esquema, no se muestran las cadenas laterales de los aminoácidos. (c) La estructura terciaria el tipo general de plegamiento que le da una forma tridimensional característica a la proteína. (d) La estructura cuaternaria es la disposición relativa de dos o más cadenas polipeptídicas entre sí.



La forma particular de cada proteína le permite llevar a cabo funciones específicas.



¿Todas las proteínas tienen estructura cuaternaria?

una proteína específica de una célula para modificar su función, y un anticuerpo se une a una sustancia extraña (antígeno) que ha invadido el organismo. La forma específica de una proteína le permite interactuar con otras moléculas y llevar a cabo una función particular.

Los mecanismos homeostáticos mantienen la temperatura y la composición química de los líquidos corporales, lo cual les permite a las proteínas conservar su forma tridimensional apropiada. En un ambiente alterado, una proteína puede sufrir un proceso de **desnaturalización**, en el que se desenrolla y pierde su forma característica (estructura secundaria, terciaria y cuaternaria). Las proteínas desnaturalizadas dejan de ser funcionales. Pese a que en algunos casos este proceso puede revertirse, un huevo frito es el ejemplo más común de desnaturalización permanente. En el huevo crudo, la proteína clara del huevo (albúmina) es un líquido viscoso, soluble y traslúcido. Cuando se aplica calor, la proteína se desnaturaliza, se hace insoluble y adquiere un color blanco.

## Enzimas

En las células vivientes, la mayoría de los catalizadores son moléculas proteicas denominadas **enzimas**. Algunas enzimas están formadas por dos partes, una porción proteica o **apoenzima**, y una porción no proteica conocida como **cofactor**. El cofactor puede ser un ion metálico (como el hierro, el magnesio, el cinc o el calcio) o una molécula orgánica denominada **coenzima**. Las coenzimas con frecuencia derivan de las vitaminas. Los nombres de las enzimas suelen llevar el sufijo *-asa*. Todas las enzimas pueden agruparse de acuerdo con el tipo de reacciones químicas que catalizan. Por ejemplo, las *oxidases* agregan oxígeno, las *cinases* agregan fosfato, las *deshidrogenasas* eliminan hidrógeno, las *ATPasas* desdoblan el ATP, las *anhidrasas* eliminan agua, las *proteasas* degradan proteínas y las *lipasas* degradan triglicéridos.

Las enzimas catalizan reacciones específicas, y lo hacen de manera muy eficiente y con muchos pasos de control. Las siguientes son tres propiedades importantes de las enzimas:

**1. Las enzimas son sumamente específicas.** Cada enzima se une sólo a un **sustrato** específico, las moléculas de reactivo sobre las cuales actúa la enzima. Cada una de las más de 1 000 enzimas conocidas tiene una configuración tridimensional característica, con un patrón superficial específico que le permite reconocer y unirse a ciertos sustratos. En algunos casos, se cree que la parte de la enzima que cataliza la reacción, denominada **sitio activo**, "encaja" en el sustrato como una llave lo hace en una cerradura. En otros casos, el sitio activo cambia de forma para amoldarse al sustrato una vez que éste entra en el sitio activo. Este cambio de forma se conoce como **adaptación inducida**.

No solo cada enzima reconoce un sustrato específico, sino que también cataliza reacciones específicas. Las enzimas deben reconocer al sustrato correcto entre el gran número de moléculas diferentes que hay en la célula, y luego separarlo o unirlo con otro sustrato para formar uno o más productos específicos.

**2. Las enzimas son muy eficientes.** En condiciones óptimas, las enzimas pueden catalizar reacciones a una velocidad de 100 millones a 10 000 millones de veces mayor de lo que sucedería si no estuvieran presentes. El número de moléculas de sustrato que una so-

la molécula de enzima puede convertir en producto es generalmente de 1 a 10 000 segundo, pero puede ascender a 600 000.

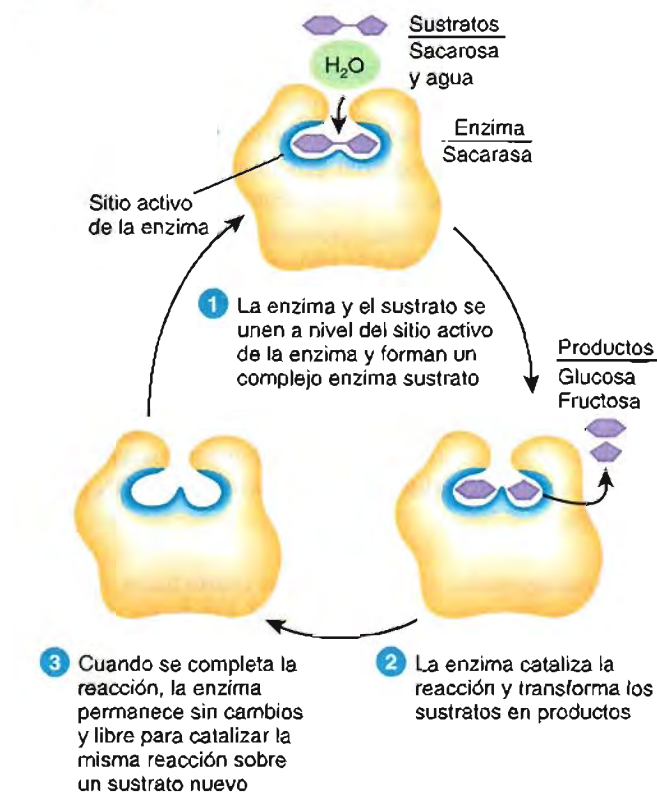
**3. Las enzimas están sujetas a una variedad de controles celulares.** Su velocidad de síntesis y su concentración en cualquier momento están bajo el control de los genes de la célula. Las sustancias que están en el interior de la célula pueden aumentar o inhibir la actividad de una enzima. Muchas de las enzimas se encuentran tanto en forma activa en las células, como inactivas en las células. La velocidad con la cual las formas inactivas se vuelven activas, o a la inversa, está determinada por el ambiente químico intracelular.

Las enzimas reducen la energía de activación de las reacciones químicas disminuyendo las colisiones al azar entre las moléculas. También ayudan a orientar de manera correcta los sustratos para que se pueda producir la reacción. En la **figura 2-23** se describe cómo funciona una enzima:

- 1 Los sustratos toman contacto con el sitio activo en la superficie de la molécula enzimática formando un compuesto intermedio y transitorio que se conoce como **complejo enzima-sustrato**. En esta reacción las dos moléculas de sustrato son la sacarosa (un disacárido) y el agua.

**Fig. 2-23** Cómo funciona una enzima.

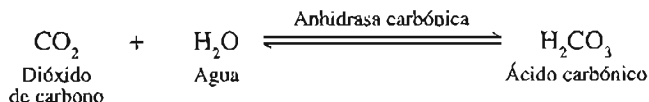
Las enzimas aceleran las reacciones químicas sin experimentar cambios o consumirse.



¿Por qué la sacarasa no puede catalizar la formación de sacarosa a partir de glucosa y fructosa?

- 2 Las moléculas de sustrato se transforman por el reordenamiento de sus átomos, la ruptura de la molécula de sustrato o la combinación de varias moléculas de sustrato en productos de la reacción. Aquí los productos son dos monosacáridos: la glucosa y la fructosa.
- 3 Después de que se completa la reacción y los productos se separan de la enzima, la enzima inalterada se encuentra libre para unirse a otras moléculas de sustrato.

Algunas veces una misma enzima puede catalizar una reacción reversible en cualquiera de las direcciones según las cantidades relativas de sustratos y de productos. Por ejemplo, la enzima *anhidrasa carbónica* cataliza la siguiente reacción reversible:



Durante el ejercicio, a medida que se produce y se libera a la sangre mayor cantidad de  $\text{CO}_2$ , la reacción se desvía a la derecha y aumenta en la sangre la cantidad de ácido carbónico disuelto. Luego, a medida que se exhala el  $\text{CO}_2$ , sus niveles sanguíneos disminuyen y la reacción se desplaza a la izquierda, por la conversión del ácido carbónico en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

## Ácidos nucleicos: ácido desoxirribonucleico (ADN) y ácido ribonucleico (ARN)

Los **ácidos nucleicos**, así denominados porque se descubrieron por primera vez en el núcleo de las células, son grandes moléculas orgánicas que contienen carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y fósforo. Existen dos tipos de ácidos nucleicos. El **ácido desoxirribonucleico (ADN)** forma el material genético dentro de cada célula. En el hombre, cada **gen** es un segmento de una molécula de ADN. Nuestros genes determinan los rasgos hereditarios y, al controlar la síntesis proteica, regulan la mayor parte de las actividades que tienen lugar en las células durante toda nuestra vida. Cuando una célula se divide, su información hereditaria pasa a la siguiente generación de células. El **ácido ribonucleico (ARN)**, el otro tipo de ácido nucleico, lleva instrucciones de los genes para la síntesis de las proteínas de cada célula a partir de los aminoácidos.

Un ácido nucleico está compuesto por monómeros que se repiten, conocidos como **nucleótidos**. Cada nucleótido de ADN presenta tres partes (fig. 2-24a):

1. **Bases nitrogenadas.** El ADN contiene cuatro bases nitrogenadas diferentes, constituidas por átomos de C, H, O y N. En el ADN las cuatro **bases nitrogenadas** son adenina (A), timina (T), citosina (C) y guanina (G). La adenina y la guanina son bases de gran tamaño con un doble anillo y se denominan **purinas**; la timina y la citosina son bases más pequeñas y de un solo anillo, llamadas **pirimidinas**. Los nucleótidos se designan de acuerdo con la base que presentan. Por ejemplo, un nucleótido que contiene timina se denomina nucleótido de timina (timín-nucleótido), uno que contenga adenina se denominará nucleótido de adenina (adenín-nucleótido) y así en forma sucesiva.

2. **Azúcar pentosa.** Un azúcar de cinco carbonos, la **pentosa desoxirribosa**, se une a cada base del ADN.

3. **Grupo fosfato.** Los grupos fosfato ( $\text{PO}_4^{1-}$ ) se alternan con las pentosas para formar el “esqueleto” de la cadena de ADN; las bases se proyectan hacia el interior del esqueleto de la cadena (fig. 2-24b).

En 1953, F.H.C. Crick de Gran Bretaña y J.D. Watson, un joven científico norteamericano, publicaron un trabajo en el que describieron la forma en la que estos tres componentes se disponían en la molécula de ADN. A partir del estudio de otros trabajos publicados construyeron un modelo tan elegante y simple que el mundo científico supo inmediatamente que era correcto. En el modelo de **doble hélice** de Watson y Crick, el ADN se asemeja a una escalera de caracol (en espiral) (fig. 2-24b). Dos hebras de grupos fosfato y desoxirribosas alternadas **forman** los lados de la escalera. Las bases apareadas, unidas por puentes de hidrógeno, representan los peldaños. Como la adenina siempre se aparea con la timina y la citosina con la guanina, si se conoce la secuencia de bases de una de las cadenas de ADN, se puede prever la secuencia en la cadena complementaria (la segunda). Cada vez que se copia el ADN como, por ejemplo, cuando las células se dividen para aumentar de número, las dos cadenas se separan. Cada una sirve de molde sobre el cual se construirá la nueva cadena complementaria. Cualquier cambio que ocurra en la secuencia de bases de una cadena del ADN se denomina **mutación**. Algunas mutaciones pueden determinar la muerte de la célula, causar cáncer o producir defectos genéticos en las generaciones futuras.

El ARN, el segundo tipo de ácido nucleico, se diferencia en varios aspectos del ADN. En los seres humanos tiene una sola cadena. El azúcar que se encuentra en el nucleótido de ARN es la pentosa ribosa, y contiene la base pirimidínica uracilo (U) en lugar de timina. En las células hay tres tipos de ARN: ARN mensajero, ARN ribosómico y ARN de transferencia. Cada uno cumple un papel específico en el transporte de las instrucciones codificadas en el ADN (véase p. 88).

## Huella genética

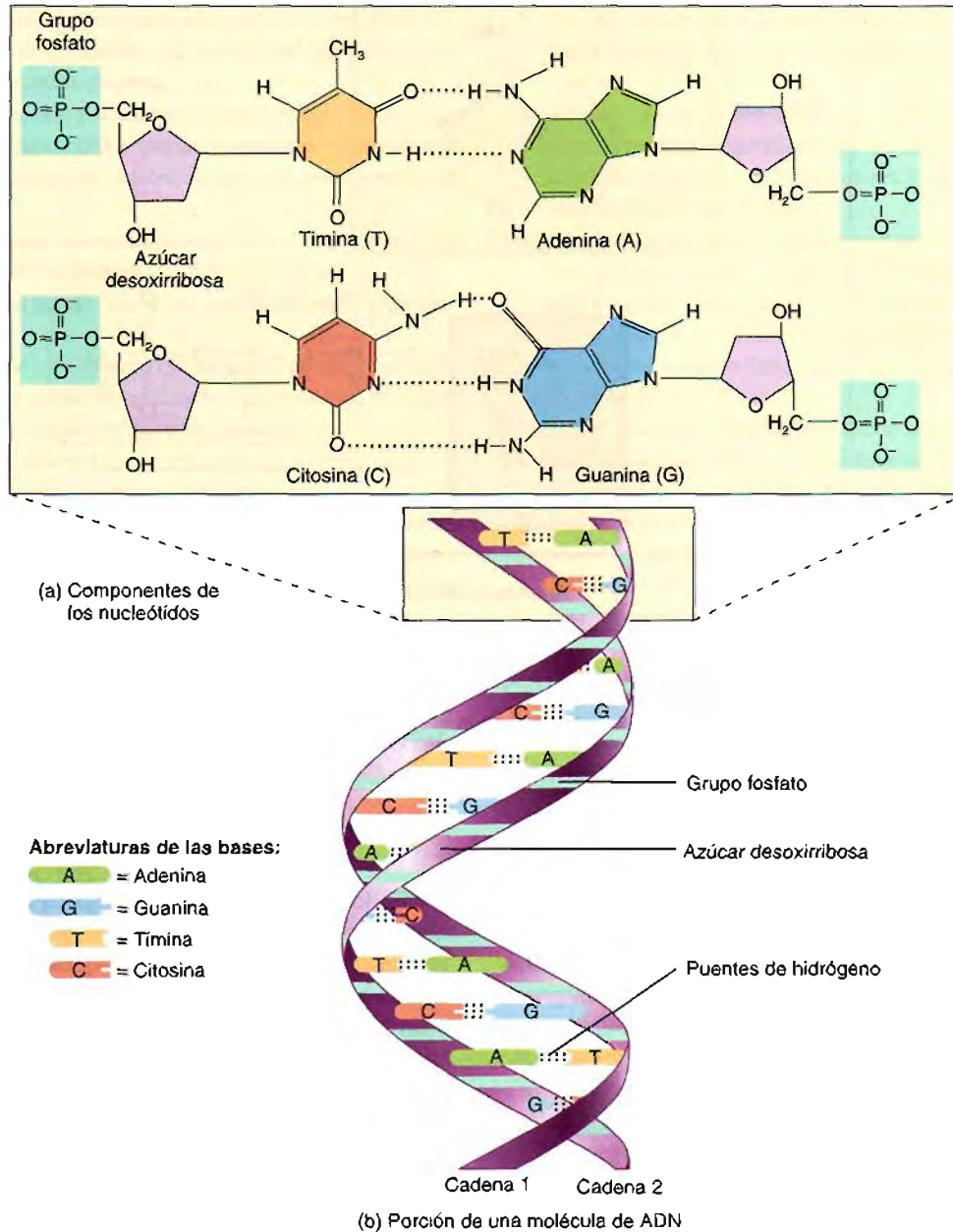
En la investigación y con fines legales se utiliza una técnica denominada **huella genética** para confirmar si el ADN de una persona concuerda con el obtenido de muestras o piezas de evidencia legal, como manchas de sangre o cabellos. En cada persona, ciertos segmentos de ADN contienen secuencias de bases que se repiten varias veces. Tanto el número de copias repetidas en una región como el número de regiones pasibles de repetición difieren de una persona a otra. Las huellas dactilares de ADN pueden obtenerse a partir de cantidades mínimas de ADN, por ejemplo, de un único cabello, una gota de semen o una gota de sangre. También puede utilizarse para identificar a la víctima de un crimen, a los padres biológicos de un niño y hasta para determinar si dos personas tienen un antepasado común. ■

## Adenosín trifosfato

El **adenosín trifosfato** o ATP es la “moneda de cambio” de energía de los organismos vivos (fig. 2-25). El ATP transfiere la energía liberada en las reacciones catabólicas exergónicas a las actividades que requieren energía (reacciones endergónicas). Dentro de estas actividades celulares se encuentran la contracción muscular, el

**Fig. 2-24 Molécula de ADN.** (a) Un nucleótido está formado por una base nitrogenada, un azúcar de cinco carbonos y un grupo fosfato. (b) Los pares de bases nitrogenadas se proyectan hacia el centro de la doble hélice. La estructura es estabilizada por puentes de hidrógeno (líneas punteadas) entre cada par de bases. Hay dos puentes de hidrógeno entre la adenina y la timina y tres entre la citosina y la guanina.

Los nucleótidos son los monómeros de los ácidos nucleicos.



¿Qué bases nitrogenadas se aparean siempre entre sí?

movimiento de cromosomas durante la división celular, el movimiento de estructuras intracelulares, el transporte de sustancias a través de las membranas y la síntesis de moléculas más grandes a partir de otras más pequeñas. Como su nombre lo indica, el ATP está formado por tres grupos fosfato unidos a la adenosina, compuesta por adenina y el azúcar de cinco carbonos ribosa.

Cuando se agrega una molécula de agua al ATP, se pierde el tercer grupo fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), simbolizado con P en la explicación si-

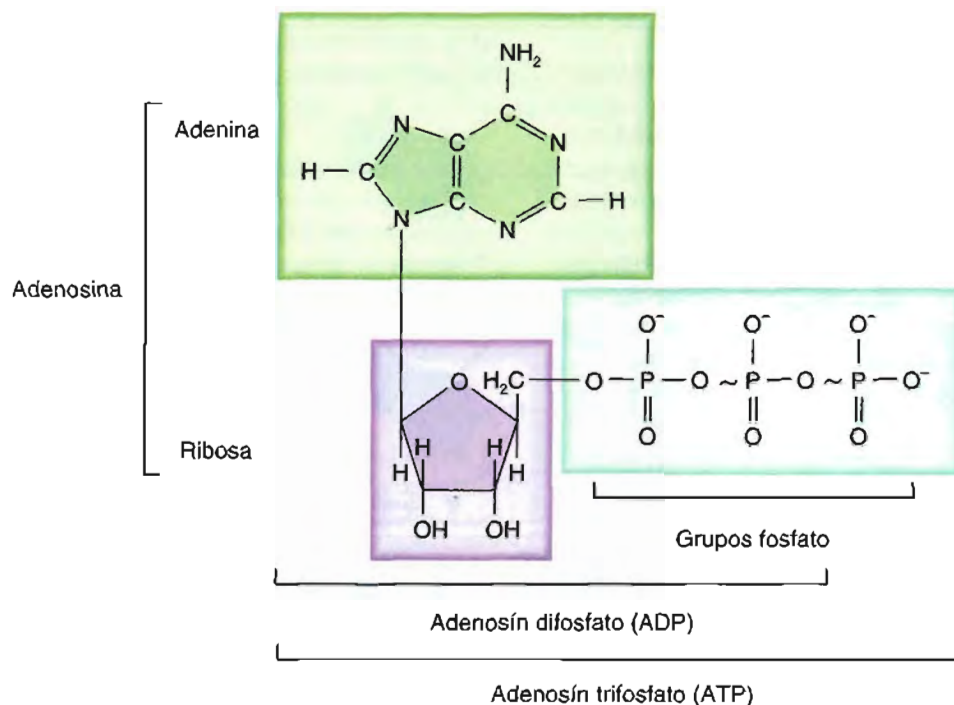
guiente, y la reacción global libera energía. La enzima que cataliza la hidrólisis del ATP se denomina *ATPasa*. La eliminación del tercer grupo fosfato da lugar a la molécula denominada **adenosín difosfato (ADP)** en la reacción siguiente:



**Fig. 2-25 Estructura del ATP y del ADP.** El símbolo ~ indica las dos uniones fosfato que pueden utilizarse para transferir energía. La transferencia de energía por lo general involucra la hidrólisis del último fosfato del ATP.

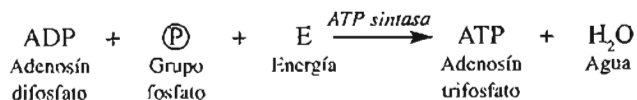


El ATP transfiere energía química para impulsar las actividades celulares.



¿Cuáles son algunas de las actividades celulares que dependen de la energía aportada por el ATP?

Como se expresó anteriormente, la célula utiliza continuamente la energía liberada por el catabolismo del ATP en ADP. Como el abastecimiento de ATP es limitado, existe un mecanismo para resintetizar ATP: la enzima *ATP sintasa* cataliza la adición de un grupo fosfato al ADP, de la manera que sigue:



¿De dónde obtiene la célula la energía necesaria para producir ATP? La energía necesaria para unir un grupo fosfato al ADP es suministrada principalmente por la degradación de la glucosa en un proceso denominado respiración celular. La respiración celular tiene dos fases, anaerobia y aerobia:

**1. Fase anaeróbica.** En una serie de reacciones que no requieren oxígeno, la glucosa se degrada parcialmente a ácido pirúvico por una serie de reacciones catabólicas. Cada molécula de glucosa que se convierte en ácido pirúvico genera dos moléculas de ATP.

**2. Fase aeróbica.** En presencia de oxígeno, la glucosa se degrada en su totalidad a dióxido de carbono y agua. Estas reacciones generan calor y 36 o 38 moléculas de ATP.

En los capítulos 10 y 25 se explica en detalle la respiración celular.

En el capítulo 1 se mencionó que el cuerpo humano comprende varios niveles de organización; en este capítulo se analizó el alfabeto de átomos y moléculas que son las bases del lenguaje corporal. Ahora que se explicó la química del cuerpo humano podemos formar palabras; en el capítulo 3 se aprenderá cómo se organizan los átomos y las moléculas para formar las estructuras celulares y realizar las actividades que contribuyen a la homeostasis.

## ► PREGUNTAS DE REVISIÓN

19. Defina el término proteína. ¿Qué es un enlace peptídico?
20. Describa los niveles de organización estructural de las proteínas.
21. ¿En qué se diferencian el ADN y el ARN?
22. En la reacción catalizada por la ATP sintasa ¿cuáles son los sustratos y cuáles son los productos? ¿Es una reacción exergónica o endergónica?