

# Biología

LA VIDA EN LA TIERRA

OCTAVA EDICIÓN

Teresa Audesirk

*University of Colorado at Denver and Health Science Center*

Gerald Audesirk

*University of Colorado at Denver and Health Science Center*

Bruce E. Byers

*University of Massachusetts, Amherst*

## TRADUCCIÓN

Augusta Victoria Flores Flores

*Traductora profesional*

## REVISIÓN TÉCNICA

Vicente Gerardo  
Hernández Hernández  
*Preparatoria de la Universidad  
La Salle*

Paula Cortés García  
*Colegio Gimnasio del Norte  
Bogotá, Colombia*

Víctor Hugo  
Blanco Lozano  
*ITESM Campus Puebla*



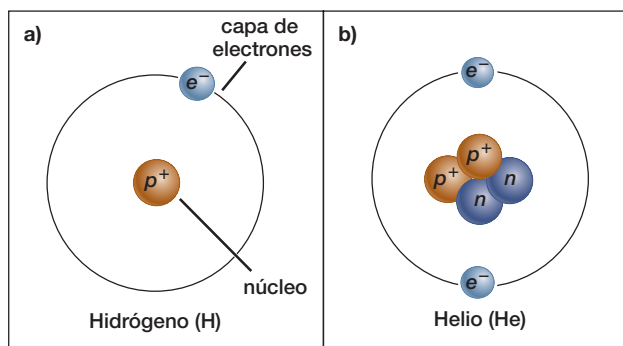
## 2.1 ¿QUÉ SON LOS ÁTOMOS?

**Los átomos, las unidades estructurales fundamentales de la materia, se componen de partículas aún más pequeñas**

Si cortarás un diamante (una forma de carbono) en fragmentos, cada trozo seguiría siendo carbono. Si pudieras seguir cortando los trozos en partes cada vez más pequeñas, a final de cuentas llegarías a tener un montón de átomos de carbono. Los **átomos** son las unidades estructurales fundamentales de la materia. Sin embargo, los átomos en sí se componen de un **núcleo atómico** central (a menudo llamado simplemente núcleo; ¡no lo debes confundir con el núcleo de una célula!), el cual contiene dos tipos de partículas subatómicas con igual peso: los **protones**, que tienen carga positiva, y los **neutrones**, que no tienen carga. Otras partículas subatómicas llamadas **electrones** giran alrededor del núcleo atómico (FIGURA 2-1). Los electrones son partículas más ligeras con carga negativa. Un átomo tiene el mismo número de electrones y protones; por lo tanto, es eléctricamente neutro.

En la naturaleza hay 92 tipos de átomos, cada uno de los cuales forma la unidad estructural de un elemento diferente. Un **elemento** es una sustancia que no puede descomponerse ni convertirse en otras sustancias mediante procesos químicos ordinarios. El número de protones que hay en el núcleo, llamado **número atómico**, es característico de cada elemento. Por ejemplo, cualquier átomo de hidrógeno tiene un protón en su núcleo; cualquier átomo de carbono, seis protones, y cualquier átomo de oxígeno, ocho. Cada elemento posee propiedades químicas exclusivas basadas en el número y la configuración de sus partículas subatómicas. Algunos, como el oxígeno y el hidrógeno, son gases a temperatura ambiente, mientras que otros, como el plomo, son sólidos extremadamente densos. La mayoría de los elementos son muy escasos y relativamente pocos de ellos resultan indispensables para la vida en la Tierra. La **tabla 2-1** presenta una lista con los elementos más comunes en el cuerpo humano.

Los átomos de un mismo elemento pueden tener distintos números de neutrones. Cuando esto sucede, los átomos se denominan **isótopos** de ese elemento. Algunos isótopos, aunque no todos, son **radiactivos**, es decir, se desintegran espontánea-



**FIGURA 2-1 Modelos atómicos**

Representaciones estructurales de los dos átomos más pequeños:

hidrógeno y **b)** helio. En estos modelos simplificados, los electrones (en azul tenue) se muestran como planetas en miniatura, que giran en órbitas específicas alrededor de un núcleo que contiene protones (en café) y neutrones (en azul intenso).

mente para formar diferentes tipos de átomos y liberan energía en el proceso. Los isótopos radiactivos son herramientas muy útiles en el estudio de procesos biológicos (véase “Investigación científica: La radiactividad en la investigación”).

**Los electrones viajan en regiones específicas llamadas capas de electrones que corresponden a diferentes niveles de energía**

Como quizá sepas si has realizado experimentos con imanes, los polos iguales se repelen y los polos opuestos se atraen. Asimismo, los electrones se repelen mutuamente debido a su carga eléctrica negativa, y son atraídos hacia los protones del núcleo, que tienen carga positiva. Sin embargo, a causa de su repulsión mutua, sólo cantidades limitadas de electrones pueden ocupar el espacio más cercano al núcleo. Un átomo grande puede dar cabida a muchos electrones, porque éstos se encuentran en órbitas cada vez más alejadas del núcleo. Los electrones se mueven dentro de espacios tridimensionales limitados llamados **capas de electrones**, cada una de las cuales corresponde a mayores niveles de energía conforme se aleja del núcleo. Por sencillez, dibujamos esas capas como anillos alrededor del núcleo (véase las FIGURAS 2-1 y 2-2).

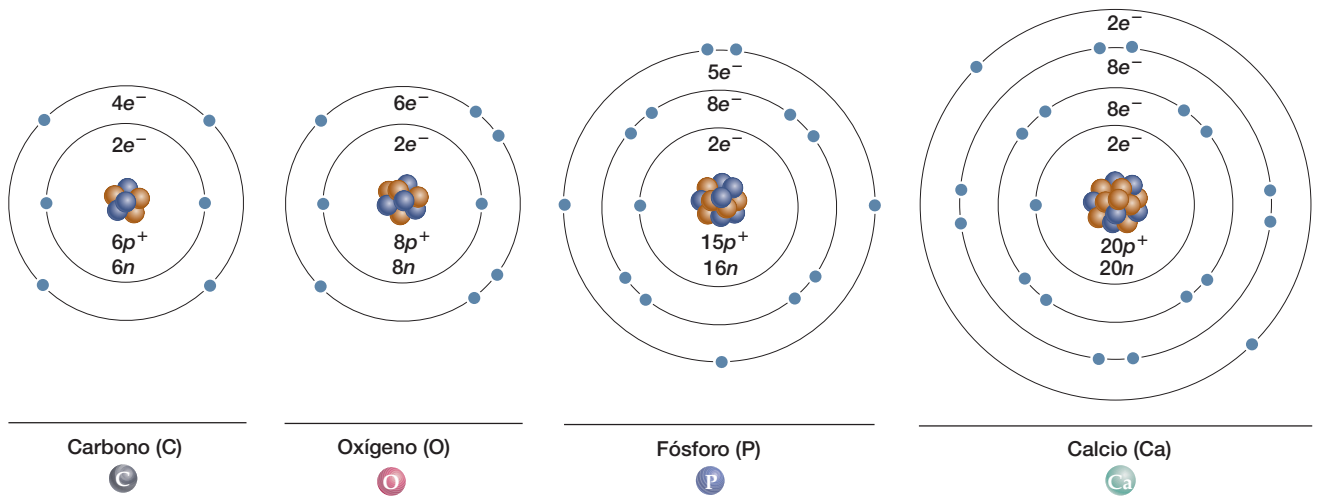
La capa de electrones más cercana al núcleo atómico es la más pequeña y sólo puede contener dos electrones. Los electrones en dicha capa están en el menor nivel de energía. Esta primera capa es la única en los átomos de hidrógeno y de helio (véase la figura 2-1). La segunda capa, que corresponde a un nivel de energía superior, puede contener hasta ocho electrones. Los electrones de un átomo llenan primero la capa más cercana al núcleo y luego empiezan a ocupar las capas de mayor nivel. Así, un átomo de carbono con seis electrones posee dos en la primera capa (la más cercana al núcleo) y cuatro en la segunda capa (véase la figura 2-2). Aunque los átomos grandes pueden tener capas de energía complejas, todos los átomos que son importantes para la vida (con excepción del hidrógeno) necesitan (o se comportan como si necesitaran) ocho electrones para completar sus capas más externas; esto se conoce como *regla del octeto*.

**Tabla 2-1 Elementos comunes en los organismos vivos**

Elemento	Número atómico <sup>a</sup>	Porcentaje en el cuerpo humano <sup>b</sup>
Hidrógeno (H)	1	9.5
Helio (He)	2	Traza
Carbono (C)	6	18.5
Nitrógeno (N)	7	3.3
Oxígeno (O)	8	65
Sodio (Na)	11	0.2
Magnesio (Mg)	12	0.1
Fósforo (P)	15	1
Azufre (S)	16	0.3
Cloro (Cl)	17	0.2
Potasio (K)	19	0.4
Calcio (Ca)	20	1.5
Hierro (Fe)	26	Traza

<sup>a</sup>Número atómico = número de protones en el núcleo atómico.

<sup>b</sup>Porcentaje aproximado de átomos de este elemento, por peso, en el cuerpo humano.



**FIGURA 2-2** Capas de electrones en los átomos

La mayoría de los átomos importantes en biología tienen al menos dos capas de electrones. La primera y más cercana al núcleo puede contener dos electrones; la siguiente, un máximo de ocho. Capas más distantes pueden contener mayor número de electrones. **PREGUNTA: ¿Por qué los átomos que tienden a reaccionar con otros átomos poseen capas externas que no están completamente llenas?**

Los núcleos y las capas de electrones desempeñan papeles complementarios en los átomos. Los núcleos (siempre que no sean radiactivos) ofrecen estabilidad, en tanto que las capas de electrones permiten interacciones, o *enlaces*, con otros átomos. Los núcleos se resisten a perturbaciones debidas a fuerzas externas. Las fuentes ordinarias de energía, como el calor, la electricidad y la luz, apenas si los afectan. Como su núcleo es estable, un átomo de carbono sigue siendo carbono, ya sea que forme parte de un diamante, del dióxido de carbono o del azúcar. Las capas de electrones, en cambio, son dinámicas. Como veremos a continuación, los átomos se unen entre sí ganando, perdiendo o compartiendo electrones.

### La vida depende de la capacidad de los electrones para captar y liberar energía

Puesto que las capas de electrones corresponden a niveles de energía, cuando un átomo se excita usando energía como calor o luz, tal energía provoca que los electrones salten de una capa de electrones de menor a otra de mayor energía. Poco después, el electrón regresa espontáneamente a su capa de electrones original, liberando la energía (**FIGURA 2-3**).

Nosotros hacemos esto de manera cotidiana. Cuando encendemos una bombilla eléctrica, la electricidad que fluye a través del filamento en la bombilla hace que ésta se caliente,

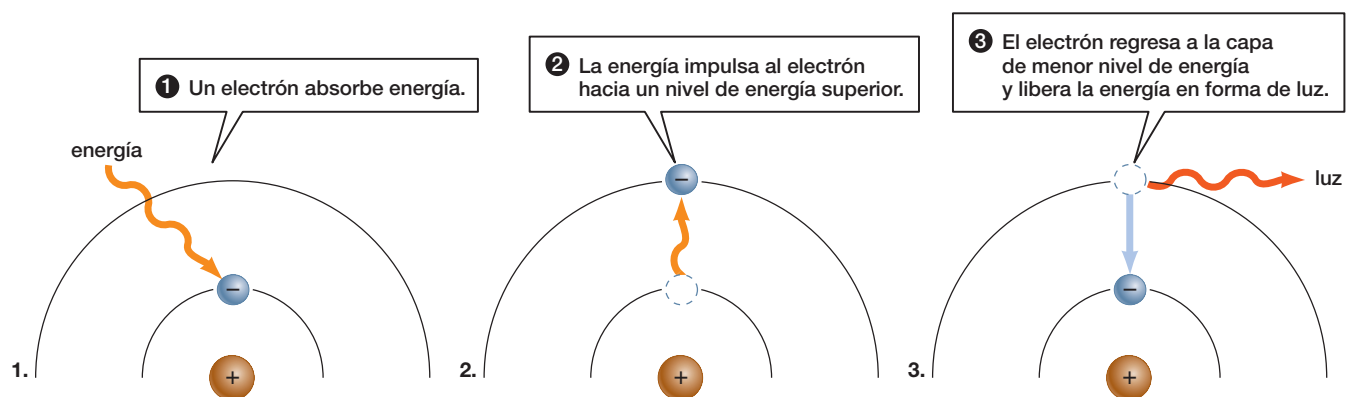
y la energía térmica golpea a los electrones del filamento de metal en las capas de electrones de mayor energía. Cuando los electrones vuelven a sus capas originales, emiten como luz la energía captada. La vida también depende de la capacidad de los electrones para captar y liberar energía, como veremos en los capítulos 7 y 8 al estudiar la fotosíntesis y la respiración celular.

## 2.2 ¿CÓMO INTERACTÚAN LOS ÁTOMOS PARA FORMAR MOLÉCULAS?

### Los átomos interactúan con otros átomos cuando hay vacíos en sus capas de electrones más externas

Una **molécula** consta de dos o más átomos del mismo elemento, o de elementos distintos, los cuales se mantienen unidos gracias a las interacciones en sus capas de electrones más externas. Una sustancia cuyas moléculas están formadas por diferentes tipos de átomos se llama **compuesto**. Los átomos interactúan entre sí de acuerdo con dos principios básicos:

- Un átomo no reaccionará con otros átomos si su capa de electrones más externa está totalmente llena. Decimos que tal átomo es *inerte*.



¿Cómo saben los biólogos que el DNA es el material genético de las células (capítulo 9)? ¿Cómo miden los paleontólogos la edad de los fósiles (capítulo 17)? ¿Cómo saben los botánicos que los azúcares producidos en las hojas de las plantas durante la fotosíntesis se transportan a otras partes de la planta (capítulo 42)? Estos descubrimientos, y muchos más, fueron posibles gracias al uso de los isótopos radiactivos. Durante la *desintegración radiactiva*, es decir, el proceso mediante el cual un isótopo radiactivo se rompe espontáneamente, un isótopo emite partículas que pueden detectarse con instrumentos como los contadores Geiger.

Un uso especialmente fascinante de los isótopos radiactivos, que es importante en medicina, es la *tomografía por emisión de positrones*, también conocida como estudio *PET* (por las siglas de *positron emission tomography*) (FIGURA E2-1). En una aplicación común de los estudios PET, el paciente recibe azúcar glucosa que se marca al agregarle un isótopo radiactivo inocuo del flúor. Cuando el isótopo se desintegra, emite dos destellos de energía que viajan en direcciones opuestas. Los detectores de energía en un anillo alrededor de la cabeza del paciente captan las emisiones, registrando los tiempos de llegada casi simultánea de los dos destellos de energía provenientes de cada partícula que se desintegra. Luego, una computadora potente calcula el lugar dentro del cerebro donde se efectuó la desintegración y genera un mapa a color de la frecuencia de desintegra-

ciones en cierta "rebanada" del cerebro. Cuanto más activa sea una región del cerebro, usará más glucosa como fuente de energía y se concentrará más radiactividad en ella. Por ejemplo, las células de tumores se dividen rápidamente y tienen un consumo alto de glucosa; en los estudios PET aparecen como "manchas calientes" (véase la figura E2-1c). Las regiones normales del cerebro activadas por una tarea mental específica (como un problema matemático) también tendrán una mayor demanda de glucosa, lo cual se detecta con estudios PET. De esta forma, los médicos emplean estos últimos para diagnosticar padecimientos neurológicos; en tanto que los investigadores los utilizan para averiguar qué regiones del cerebro se activan según los distintos procesos mentales.

El desarrollo de los estudios PET requirió la cooperación estrecha entre biólogos y médicos (quienes reconocieron la necesidad del escaneo cerebral y son capaces de interpretar los datos de éste), químicos (quienes desarrollaron y sintetizaron las sondas radiactivas), físicos (quienes interpretaron la naturaleza de los isótopos y sus emisiones de energía) e ingenieros (quienes diseñaron y construyeron las computadoras, así como otros dispositivos electrónicos). El constante trabajo en equipo de científicos de distintas áreas promete más avances en la comprensión fundamental de los procesos biológicos y en sus aplicaciones más comunes como los estudios PET.

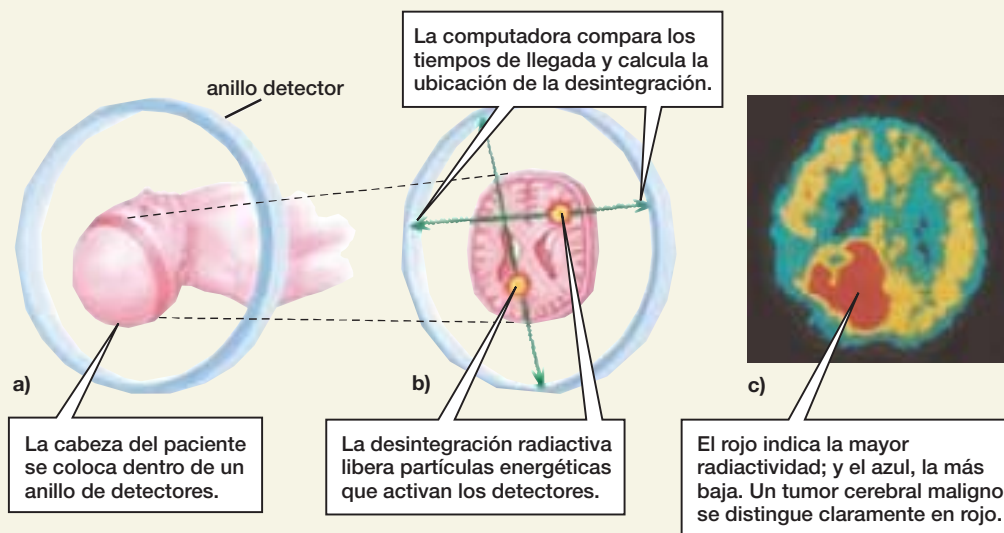


FIGURA E2-1 Cómo funciona la tomografía por emisión de positrones

- Un átomo reaccionará con otros átomos si su capa de electrones más externa está sólo parcialmente llena. Decimos entonces que tal átomo es *reactivo*.

Como demostración de estos principios, considera tres tipos de átomos: hidrógeno, helio y oxígeno (véase las figuras 2-1 y 2-2). El hidrógeno (el átomo más pequeño) tiene un protón en su núcleo y un electrón en su única capa de electrones (que, por lo tanto, es la más externa), la cual puede contener hasta dos electrones. El átomo de oxígeno tiene seis electrones en su capa externa, que puede contener ocho. En cambio, el helio tiene dos protones en su núcleo y dos electrones llenan su única capa de electrones. De manera que es factible predecir que los átomos de hidrógeno y de oxígeno, con sus respectivas capas externas parcialmente llenas, son reactivos, mientras que los de helio,

con su capa llena, son estables. También lograríamos predecir que los átomos de hidrógeno y de oxígeno pueden ganar estabilidad reaccionando entre sí. Los únicos electrones de dos átomos de hidrógeno llenarían la capa externa del átomo de oxígeno, para formar agua ( $H_2O$ ; véase la figura 2-6b). Como predijimos, el hidrógeno reacciona fácilmente con el oxígeno. Para despegar, el transbordador espacial y otros cohetes utilizan hidrógeno líquido como combustible. El hidrógeno reacciona de forma explosiva con el oxígeno, liberando agua como subproducto y una inmensa cantidad de calor. En cambio, el helio, cuya capa externa está llena, es casi totalmente inerte y no reacciona con otras moléculas.

Un átomo con su capa de electrones externa parcialmente llena puede adquirir estabilidad al perder electrones (hasta que la capa quede totalmente vacía), al ganar (hasta llenar la

**Tabla 2-2 Tipos comunes de enlaces en las moléculas biológicas**

Tipo	Interacción	Ejemplo
<b>Enlace iónico</b>	Se transfiere un electrón, creando iones positivos y negativos, que se atraen mutuamente.	Ocurre entre los iones de sodio ( $\text{Na}^+$ ) y cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) de la sal de mesa ( $\text{NaCl}$ )
<b>Enlace covalente</b>	Se comparten pares de electrones.	Ocurre entre los dos átomos de oxígeno en el gas oxígeno ( $\text{O}_2$ )
<i>No polar</i>	Se comparten partes iguales.	
<i>Polar</i>	Se comparten de forma desigual.	Ocurre entre los átomos de hidrógeno y oxígeno de una molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )
<b>Puente de hidrógeno</b>	La carga ligeramente positiva de un átomo de hidrógeno que interviene en un enlace covalente polar atrae a la carga ligeramente negativa en un átomo de oxígeno o de nitrógeno que interviene en un enlace covalente polar.	Ocurre entre moléculas de agua; las cargas ligeramente positivas en el hidrógeno atraen a las cargas ligeramente negativas en los átomos de oxígeno de las moléculas contiguas.

capa), o al compartírselos con otro átomo (en cuyo caso ambos átomos se comportarán como si su capa externa estuviera llena). Los resultados de perder, ganar y compartir electrones son los **enlaces químicos**: fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos de las moléculas. Cada elemento tiene propiedades de enlace químico que son resultado de la configuración de electrones en su capa externa. Las **reacciones químicas** la creación y ruptura de enlaces químicos para formar nuevas sustancias son indispensables para el mantenimiento de la vida y para el funcionamiento de la sociedad moderna. Ya sea que se efectúen en células vegetales al captar energía solar, en el cerebro al formar nuevos recuerdos o en el motor de un automóvil al consumir gasolina, las reacciones químicas implican la creación de nuevos enlaces y/o la ruptura de enlaces existentes. Hay tres tipos fundamentales de enlaces químicos: enlaces iónicos, enlaces covalentes y puentes de hidrógeno (tabla 2-2).

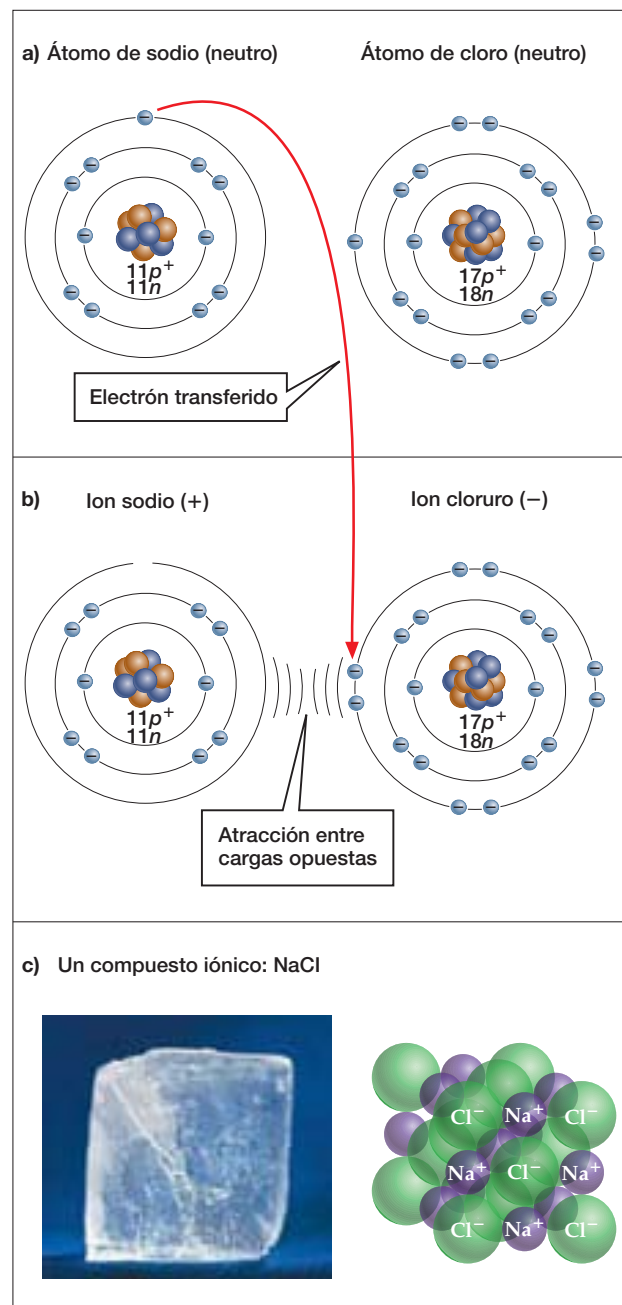
### Los átomos con carga, llamados iones, interactúan para formar enlaces iónicos

Tanto los átomos que tienen una capa externa de electrones casi vacía como aquellos que la tienen casi llena pueden estabilizarse perdiendo (hasta vaciar la capa externa) o ganando electrones (hasta llenar la capa externa). La formación de la sal de mesa (cloruro de sodio) demuestra este principio. El sodio (Na) sólo tiene un electrón en su capa externa de electrones; y el cloro (Cl) tiene siete electrones en su capa externa, es decir, sólo le falta uno para llenarla (FIGURA 2-4A).

El sodio, por lo tanto, puede estabilizarse cediendo al cloro el electrón de su capa externa, con lo cual esa capa queda vacía; así, el cloro llena su capa externa con ese electrón que gana. Los átomos que perdieron o ganaron electrones, alterando el equilibrio entre protones y electrones, quedan *carga-*

#### FIGURA 2-4 Formación de iones y enlaces iónicos

**a)** El sodio sólo tiene un electrón en su capa externa de electrones; el cloro, siete. **b)** El sodio logra estabilizarse perdiendo un electrón y el cloro puede estabilizarse ganando uno. Así, el átomo de sodio se convierte en un ion con carga positiva, y el de cloro, en un ion con carga negativa. **c)** Como las partículas con carga opuesta se atraen mutuamente, los iones sodio ( $\text{Na}^+$ ) y cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) resultantes se acomodan estrechamente en un cristal de sal,  $\text{NaCl}$ . (Imagen en recuadro). La organización de iones en la sal provoca la formación de cristales en forma de cubo.



dos. Estos átomos cargados se llaman **iones**. Para formar cloruro de sodio, un átomo de sodio pierde un electrón y, por lo tanto, se convierte en un ion sodio con carga positiva ( $\text{Na}^+$ ); un átomo de cloro capta ese electrón y se convierte en un ion cloruro con carga negativa ( $\text{Cl}^-$ ) (FIGURA 2-5).

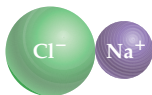


FIGURA 2-5 Enlace iónico.

Los dos iones se mantienen unidos mediante **enlaces iónicos**: la atracción eléctrica entre iones con carga positiva y iones con carga negativa (FIGURA 2-4B). Los enlaces iónicos entre los iones sodio y cloruro forman los cristales que contienen disposiciones ordenadas repetitivas de los dos iones; llamamos “sal de mesa” a dicha sustancia (FIGURA 2-4C). Como veremos más adelante, el agua rompe fácilmente enlaces iónicos.

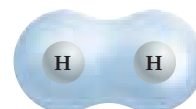
### Los átomos sin carga pueden estabilizarse compartiendo electrones para formar enlaces covalentes

Un átomo con su capa de electrones externa parcialmente llena también puede estabilizarse compartiendo electrones con otro átomo para formar un **enlace covalente** (FIGURA 2-6).

#### El electrón que se comparte determina si un enlace covalente es polar o no polar

Al igual que dos niños que jalen entre sí un oso de felpa para quedarse con él, en un enlace covalente los electrones son jalados en direcciones opuestas por los núcleos de los átomos que intervienen. Si los niños tienen igual fuerza, el oso se mantendrá estirado entre ambos. Asimismo, núcleos atómicos de igual carga compartirán electrones a partes iguales entre sí. Un enlace covalente que implica compartir partes iguales

de electrones se llama **enlace covalente no polar** (FIGURA 2-7). Considera el átomo de hidrógeno, el cual tiene un electrón en una capa donde caben dos. Este átomo puede adquirir una estabilidad razonable si comparte su único electrón con otro átomo de hidrógeno, para formar una molécula de gas hidrógeno ( $\text{H}_2$ ), donde cada átomo se comporta casi como si tuviera dos electrones en su capa externa.



(sin carga)

FIGURA 2-7 Enlace covalente no polar.

Dos átomos de oxígeno también comparten electrones de igual forma y cada uno contribuye con dos electrones para producir una molécula de gas oxígeno ( $\text{O}_2$ ), que tiene un enlace covalente doble. Como los dos núcleos en  $\text{H}_2$  y en  $\text{O}_2$  son idénticos, sus núcleos atraen al electrón de la misma forma; por consiguiente, los electrones compartidos pasan igual tiempo cerca de cada núcleo. Así, la molécula no sólo es eléctricamente neutra o sin carga, sino que cada extremo, o *polo*, de la molécula también es eléctricamente neutro. Tales moléculas y las moléculas biológicas como las grasas —que se forman con enlaces covalentes no polares— se conocen como *moléculas no polares* (véase la figura 2-6a).

En muchas moléculas que forman enlaces covalentes, un núcleo tiene una carga positiva mayor que el otro y por ello atrae a los electrones con más fuerza. Así como un niño más fuerte será capaz de jalar el oso de felpa más cerca de sí mismo, los electrones pasarán más tiempo cerca del núcleo más grande y más positivo, y menos cerca del núcleo más pequeño. De esta manera, el átomo más grande adquiere una carga

#### a) enlace covalente no polar

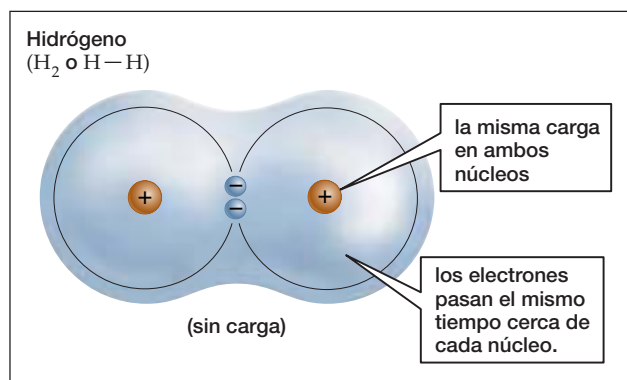
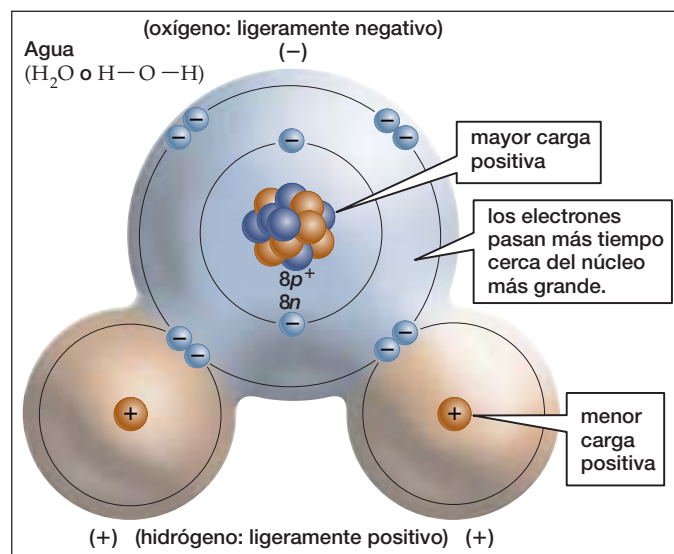


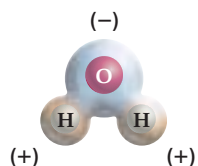
FIGURA 2-6 Los enlaces covalentes implican compartir electrones entre átomos

En el gas hidrógeno se comparte un electrón de cada átomo de hidrógeno para formar un enlace covalente no polar sencillo. **b)** Al oxígeno le faltan dos electrones para llenar su capa externa, así que puede formar un enlace covalente polar con dos átomos de hidrógeno para formar agua. El oxígeno ejerce una mayor atracción que el hidrógeno sobre los electrones, así que el extremo de la molécula donde está el oxígeno posee una pequeña carga negativa (-), mientras que el extremo donde está el hidrógeno cuenta con una pequeña carga positiva (+). **PREGUNTA:** En los enlaces polares de agua, ¿por qué la atracción del oxígeno sobre los electrones es mayor que la del hidrógeno?

#### b) Enlace covalente polar



ligeramente negativa (-) de las cercanías del electrón, y el átomo más pequeño adquiere una carga positiva pequeña (+). Esta situación produce un **enlace covalente polar** (FIGURA 2-8). Aunque la molécula en su totalidad es eléctricamente neutra, tiene polos cargados. En el agua, por ejemplo, el oxígeno atrae electrones con más fuerza que el hidrógeno, por lo que el extremo de la molécula donde está el oxígeno es ligeramente negativo y cada hidrógeno es ligeramente positivo (véase la figura 2-6b). El agua es un ejemplo de una *molécula polar*.



**FIGURA 2-8** Enlaces covalentes polares en el agua

### **Casi todas las moléculas biológicas emplean enlaces covalentes**

Los enlaces covalentes son esenciales para la vida. Como las moléculas biológicas deben funcionar en un ambiente acuoso donde los enlaces iónicos se rompen con facilidad, los átomos de la mayoría de las moléculas biológicas, como las de proteínas, azúcares y celulosa, se mantienen unidas por enlaces covalentes. El hidrógeno, el carbono, el oxígeno, el nitrógeno, el fósforo y el azufre son los átomos que más comúnmente se encuentran en las moléculas biológicas. El hidrógeno puede formar un enlace covalente con un átomo más; el oxígeno y el azufre pueden hacerlo con dos átomos más; el nitrógeno, con tres, y el fósforo y el carbono, con cuatro (tabla 2-3). El fósforo es extraño, pues aunque tiene sólo tres espacios en su capa externa, puede formar hasta cinco enlaces covalentes con cuatro átomos más. Tal diversidad de enlaces permite construir moléculas biológicas con variedad y complejidad enormes.

### **Los radicales libres son altamente reactivos y pueden dañar las células**

Algunas reacciones, en especial aquellas que se llevan a cabo en las células que procesan energía, producen moléculas que tienen átomos (a menudo de oxígeno) con uno o más electro-



**FIGURA 2-9** Daño de los radicales libres

El envejecimiento es parcialmente resultado de la acumulación del daño de radicales libres en las moléculas biológicas que componen nuestro cuerpo. Por ejemplo, la radiación solar puede ocasionar la formación de radicales libres en la piel, dañando así las moléculas que le dan elasticidad y contribuyendo con la formación de arrugas conforme tenemos mayor edad. **PREGUNTA: ¿Cómo dañan los radicales libres a las moléculas biológicas?**

nes impares en sus capas externas. Este tipo de molécula, que se conoce como **radical libre**, es muy inestable. La mayoría de los radicales libres reaccionan fácilmente con moléculas cercanas, captando electrones para llenar sus capas externas. Pero cuando un radical libre roba un electrón de la molécula que ataca, crea un nuevo radical libre y empieza una reacción en cadena que puede conducir a la destrucción de moléculas biológicas que son fundamentales para la vida. La muerte celular provocada por radicales libres contribuye a una amplia gama de padecimientos humanos, entre los que destacan enfermedades del corazón y trastornos del sistema nervioso como el mal de Alzheimer. Mediante el daño que causan al material genético, los radicales libres también pueden provocar ciertas formas de cáncer. Muchos científicos creen que el

**Tabla 2-3** Patrones de enlace de los átomos que se encuentran comúnmente en las moléculas biológicas

Átomo	Capacidad de la capa de electrones externa	Electrones en la capa externa	Número de enlaces covalentes que normalmente forma	Patrones comunes de enlace
Hidrógeno	2	1	1	
Carbono	8	4	4	
Nitrógeno	8	5	3	
Oxígeno	8	6	2	
Fósforo	8	5	5	
Azufre	8	6	2	

deterioro gradual del cuerpo que acompaña al envejecimiento es resultado, al menos parcialmente, de la acumulación del daño de los radicales libres durante una vida de exposición a la radiación solar (FIGURA 2-9). La radiación (como la solar y la de los rayos X), los gases de combustión de los automóviles y los metales industriales (como mercurio y plomo) también pueden entrar a nuestro cuerpo y producir radicales libres. Por fortuna, algunas moléculas llamadas **antioxidantes** reaccionan con los radicales libres y combaten el daño que ocasionan. Nuestro cuerpo sintetiza varios antioxidantes y otros se obtienen mediante una dieta saludable. Las vitaminas E y C son antioxidantes, al igual que una variedad de sustancias que se encuentran en las frutas y las verduras. Para saber más acerca de otra fuente de antioxidantes, consulta “Enlaces con la vida: ¿Alimentación saludable?”.

### Los puentes de hidrógeno son atracciones eléctricas entre las moléculas que tienen enlaces covalentes polares o dentro de éstas

Debido a la naturaleza polar de sus enlaces covalentes, las moléculas polares cercanas, como las del agua, se atraen mutuamente. Los átomos de oxígeno de algunas moléculas de agua, al tener carga parcial negativa, atraen a los átomos de hidrógeno con carga parcial positiva de otras moléculas de agua cercanas. Tal atracción eléctrica se denomina **punto de hidrógeno** (FIGURA 2-10). Al igual que los niños que se toman con las manos sudorosas en un día caluroso, los puentes de hidrógeno individuales de agua líquida se rompen con facilidad y se vuelven a formar, permitiendo que el agua fluya con libertad. Como veremos, los puentes de hidrógeno entre las moléculas confieren al agua varias propiedades poco comunes que son indispensables para la vida en nuestro planeta.

Los puentes de hidrógeno son importantes en las moléculas biológicas. Existen en moléculas biológicas comunes, donde el hidrógeno se enlaza con el nitrógeno o con el oxígeno, como ocurre con las proteínas y el DNA. En cada caso, los enlaces covalentes polares producen una carga ligeramente positiva en un átomo de hidrógeno y una carga ligeramente negativa en el átomo de oxígeno o de nitrógeno, el cual atrae los electrones con mayor fuerza que el hidrógeno. Las partes polares resultantes de las moléculas pueden formar puentes de hidrógeno con agua, con otras moléculas biológicas o con partes polares de la misma molécula. Aunque los puentes de hidrógeno individuales son muy débiles en relación con los enlaces iónicos o covalentes, muchos de ellos, juntos, adquieren una fuerza considerable. Como veremos en el capítulo 3, los puentes de hidrógeno juegan un papel fundamental en la formación de las estructuras tridimensionales en las proteínas. En el capítulo 9 descubriremos su importancia para el DNA.

## 2.3 ¿POR QUÉ EL AGUA ES TAN IMPORTANTE PARA LA VIDA?

Como señaló en forma tan elocuente el naturalista Loren Eiseley: “Si hay magia en este planeta, está contenida en el agua.” El agua es extraordinariamente abundante en la Tierra, tiene propiedades poco comunes y es tan esencial para la vida que merece un estudio especial. Es muy probable que la vida haya surgido en las aguas de la Tierra primitiva. Los organismos vivos aún contienen entre un 60 y un 90% de agua,

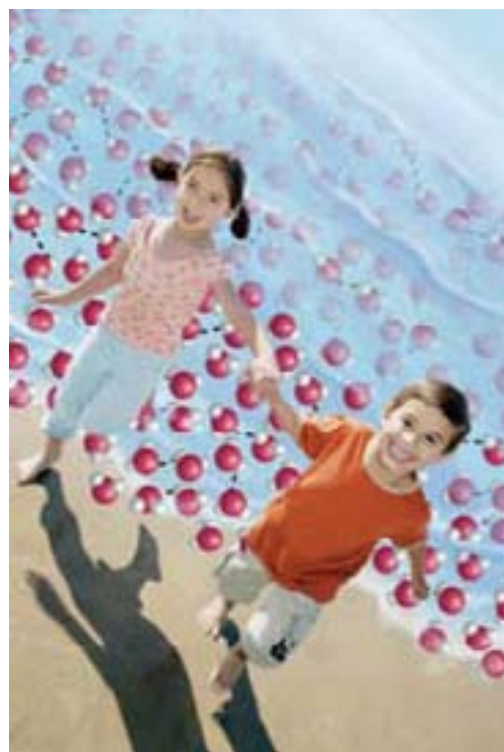


FIGURA 2-10 Puentes de hidrógeno

Al igual que los niños que se toman con las manos sudorosas, las cargas parciales en diferentes partes de las moléculas de agua producen fuerzas de atracción débiles llamadas *puentes de hidrógeno* (líneas punteadas) entre los átomos de oxígeno y de hidrógeno en moléculas de agua contiguas. Conforme el agua fluye, dichos puentes se rompen y se vuelven a formar una y otra vez.

y toda la vida depende de manera estrecha de las propiedades del agua. ¿Por qué el agua es tan indispensable para la vida?

### El agua interactúa con muchas otras moléculas

El agua interviene en muchas de las reacciones químicas que ocurren en las células vivas. El oxígeno que las plantas verdes liberan al aire se extrae del agua durante la fotosíntesis. Al elaborar una proteína, una grasa, un ácido nucleico o un azúcar, nuestro cuerpo produce agua; en cambio, cuando nuestro cuerpo digiere las proteínas, las grasas y los azúcares de los alimentos que comemos, se utiliza agua en las reacciones. ¿Por qué el agua es tan importante en las reacciones químicas biológicas?

El agua es un excelente **disolvente**, es decir, puede disolver una amplia gama de sustancias, como proteínas, sales y azúcares. El agua u otros disolventes que contienen sustancias disueltas forman *soluciones*. Recuerda que un cristal de sal de mesa se mantiene unido por la atracción eléctrica entre los iones sodio positivos y los iones cloruro negativos (véase la figura 2-4c). Puesto que el agua es una molécula polar, tiene polos tanto positivos como negativos. Si un cristal de sal se introduce en agua, los extremos de hidrógeno con carga positiva de las moléculas de agua sienten atracción por los iones cloruro con carga negativa y los rodean, en tanto que los polos de oxígeno de las moléculas de agua con carga negativa sienten atracción por los iones sodio positivos y los rodean.