



## Átomos y moléculas

**N**uestro Universo comenzó, según teorías actuales, con una gran explosión o “Big Bang” que llenó todo el espacio. Puede decirse que, antes de que ocurriera esta explosión, toda la energía y la materia presentes actualmente en el Universo se encontraban en forma de energía pura, comprimidas en un punto infinitesimalmente pequeño. Esta energía fue liberada por el “Big Bang”, y cada partícula de materia formada se alejó violentamente de toda otra partícula. La temperatura en el momento de la explosión, ocurrida entre 10 y 20 mil millones de años atrás, era de aproximadamente 100.000.000.000 grados Celsius ( $10^{11}\text{°C}$ ). A esta temperatura no existían átomos; toda la materia estaba en forma de partículas elementales subatómicas. Estas partículas, de vida muy corta, adquirieron velocidades enormes. Colisionaban y se aniquilaban unas a otras, formando partículas nuevas y liberando más energía.

A medida que el Universo se expandía y se enfriaba, gradualmente se formaba más materia a partir de la energía existente. Alrededor de 100 segundos después del “Big Bang”, la temperatura habría descendido a 1.000 millones de grados Celsius. En ese momento, dos tipos de partículas estables que existían anteriormente en escasa cantidad comenzaron a combinarse. Estas partículas –protones y neutrones– son pequeñas porciones de materia subatómica que contienen proporcionalmente una gran masa. Unidos por fuerzas que aún no se comprenden en su totalidad, los protones y los neutrones formaron los núcleos de los átomos. Con posterioridad, cuando el Universo alcanzó la temperatura de unos  $2.500\text{°C}$  (aproximadamente la temperatura del filamento en una bombita de luz incandescente), estos núcleos, con sus protones cargados positivamente, atrajeron a pequeñas partículas livianas cargadas negativamente –los electrones– que se movían rápidamente alrededor de ellos. Así se formaron los primeros átomos.

Es a partir de estos átomos, desintegrados y vueltos a formar en el curso de varios miles de millones de años, que se formaron todas las estrellas y los planetas de nuestro Universo, incluidos nuestra estrella y nuestro planeta. Y es a partir de los átomos presentes en este planeta que se plasmaron y evolucionaron los sistemas vivos. Cada átomo de nuestro propio cuerpo tiene su origen en esta enorme explosión que ocurrió. Somos carne y hueso, pero también somos polvo de estrellas.

Este libro comienza donde la vida comenzó: con el átomo. Al principio, dejando el Universo de lado, parecería que los átomos inanimados tienen poca relación con la biología. Sin embargo, hay que ser paciente. Un examen más atento muestra que las actividades que asociamos con el hecho de estar vivo dependen de las combinaciones e intercambios entre átomos, y que la energía almacenada en las uniones de estos átomos es la que impulsa a los seres vivos.

### ÁTOMOS

Toda la materia, incluidos los organismos vivos más complejos, está constituida por combinaciones de **elementos**. En la Tierra, existen unos 92 elementos. Muchos son muy conocidos, como el carbono, que se encuentra en forma pura en el diamante y en el grafito; el oxígeno, abundante en el aire que respiramos; el

*Fig. 1-1. “A partir de un comienzo tan simple” –escribió Darwin en El Origen de las Especies– una cantidad infinita de hermosas y admirables formas no han cesado de desarrollarse y continuarán desarrollándose”. Entre ellas se encuentra este gusano oceánico, de aproximadamente un décimo de centímetro de longitud. Sus tentáculos, de color verde, pueden ser replegados dentro de su cuerpo. La masa amarilla es su glándula digestiva y el tubo enroscado adyacente, de color amarillo-anaranjado, es su estómago. Al igual que el agua que lo rodea, este diminuto gusano, formalmente conocido como Poeobius meseres está constituido por átomos creados al morir las estrellas.*

calcio, que utilizan muchos organismos para construir conchas, cáscaras de huevo, huesos y dientes, y el hierro, que es el metal responsable del color rojo de nuestra sangre. Los elementos son, por definición, sustancias que no pueden ser desintegradas en otras sustancias por medios químicos ordinarios. La partícula más pequeña de un elemento es el **átomo** (cuadro 1-1).

Desde hace largo tiempo, los científicos tratan de entender cómo es un átomo. Se han propuesto diversos modelos que intentan dilucidar cuál es la estructura del átomo (véase el ensayo: *Modelos de estructura atómica*).

Los átomos de cada elemento diferente tienen en sus núcleos un número característico de partículas cargadas positivamente llamadas **protones**. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno, el más liviano de los elementos, tiene un protón en su núcleo; el número de protones en el núcleo de un átomo cualquiera recibe el nombre de **número atómico**. Por lo tanto, el número atómico del hidrógeno es 1 y el del carbono es 6.

Fuera del núcleo de un átomo hay partículas cargadas negativamente, los **electrones**, que son atraídos por la carga positiva de los protones. El número de electrones en un átomo iguala al número de protones en su núcleo. Los electrones determinan las propiedades químicas de los átomos y las reacciones químicas implican cambios en el número y el estado energético de estos electrones.

Los átomos también contienen **neutrones**, que son partículas sin carga de aproximadamente el mismo peso que los protones. Éstos también se encuentran en el núcleo del átomo, donde parecen tener un efecto estabilizador. El **peso atómico** de un elemento es aproximadamente igual a la suma del número de protones y el número de neutrones del núcleo de sus átomos. El peso atómico del carbono es, por convención, igual a 12, mientras que el del hidrógeno, que no contiene neutrones, es ligeramente mayor que 1. Los electrones son tan livianos, en comparación con los protones y neutrones, que su peso habitualmente no se considera. Cuando nos pesamos, sólo alrededor de 30 gramos del peso total está integrado por electrones.

### Isótopos

Todos los átomos de un elemento determinado tienen el mismo número de protones en su núcleo. En algunas ocasiones, sin embargo, diferentes átomos del

Cuadro 1-1. Estructura atómica de ciertos elementos familiares

Elemento	Símbolo	Núcleo		Nº de electrones
		Nº de protones	Nº de neutrones*	
Hidrógeno	H	1	0	1
Helio	He	2	2	2
Carbono	C	6	6	6
Nitrógeno	N	7	7	7
Oxígeno	O	8	8	8
Sodio	Na	11	12	11
Fósforo	P	15	16	15
Azufre	S	16	16	16
Cloro	Cl	17	18	17
Potasio	K	19	20	19
Calcio	Ca	20	20	20

\* En su isótopo más común.

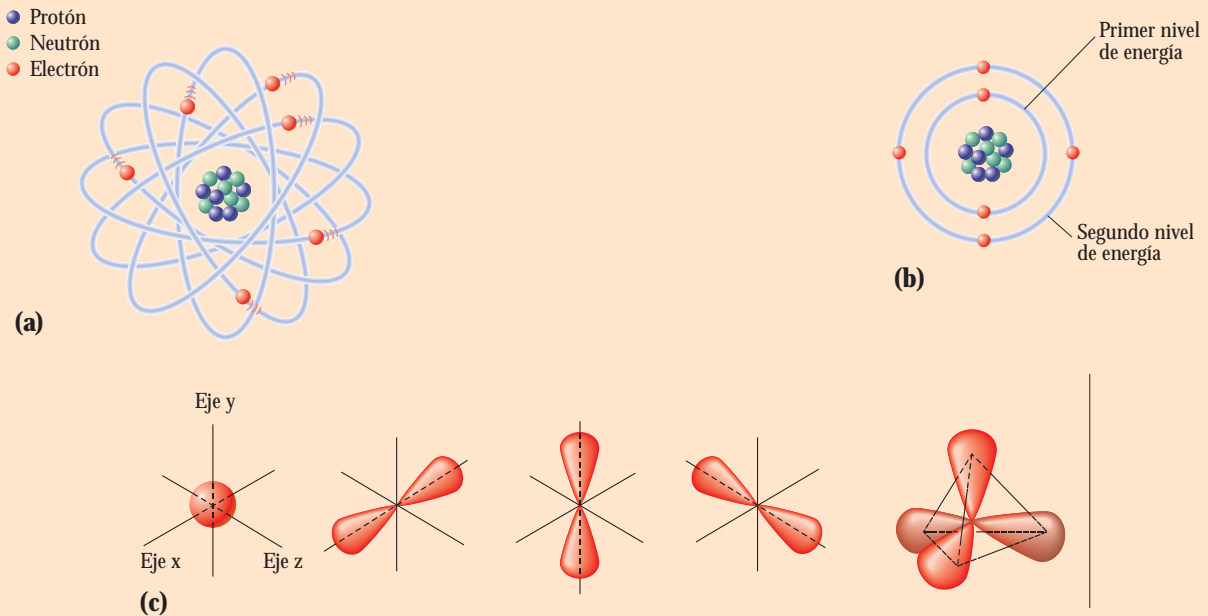
## Modelos de estructura atómica

El concepto del átomo como unidad de los elementos ya tiene una antigüedad de aproximadamente 200 años. Sin embargo, nuestras ideas acerca de su estructura han sufrido muchos cambios y pueden seguir experimentándose en el futuro. Estas ideas, o hipótesis, habitualmente se presentan en forma de modelos, al igual que muchas otras hipótesis científicas.

En el modelo inicial del átomo, se subrayaba su indivisibilidad y se lo representaba como una bola de billar. Cuando se descubrieron los electrones y se comprobó que podían ser separados del átomo, el modelo de la bola de billar cedió el puesto al modelo del pan dulce. En este nuevo modelo, los átomos estaban representados por una masa sólida cargada positivamente, con partículas cargadas negativamente –los electrones– inmersas en ella. Con posterioridad, sin embargo, los físicos encontraron que un átomo es, de hecho, espacio en su mayor parte vacío. La distancia del electrón al núcleo, según indican los experimentos, es aproximadamente 1.000 veces mayor que el diámetro del núcleo. Los electrones son tan pequeños que casi no ocupan lugar; así es como el espacio está casi completamente vacío. De este modo surgió el modelo planetario del átomo, en el cual los electrones se mueven en órbitas alrededor del núcleo. Más adelante, este modelo fue reemplazado por el modelo de Bohr, que recibió este nombre del físico danés Niels Bohr (1885-1962). Este modelo remar-

caba el hecho de que los diferentes electrones de un átomo sólo pueden tener determinados valores de energía y se encuentran a determinadas distancias del núcleo. Como veremos, ni el modelo planetario, ni el modelo de Bohr son una imagen real del átomo y han sido superados por otro modelo, el modelo orbital (véanse las figuras). Este modelo es el que proporciona una imagen más precisa del átomo y tiene en cuenta el llamado principio de incertidumbre, postulado por W. Heisenberg: es teóricamente imposible determinar, en cada momento, la posición y la velocidad exactas que posee un electrón en movimiento. Como solución a esta dificultad, el modelo actual describe una distribución probable del movimiento de un electrón en lugar de una posición exacta. El volumen del espacio en el que el electrón puede encontrarse la mayor parte del tiempo (o bien, el volumen del espacio en el que el electrón puede encontrarse con alta probabilidad) es lo que se define como orbital.

Esta estructura atómica tan “blanda” puede parecer inconsistente con nuestro mundo material y con los organismos que lo habitan. Pero según la física moderna, no puede ser de otro modo. Sin embargo, los esquemas obtenidos por el modelo de Bohr pueden ayudarnos a visualizar los niveles energéticos y a imaginar cómo interactúan dos átomos. Esto permite comprender ciertas propiedades de los átomos que son de gran importancia en la química de los sistemas vivos.



*Modelos del átomo de carbono: a) modelo planetario, b) modelo de Bohr y c) modelo orbital. La representación más precisa de nuestro conocimiento de la estructura atómica la provee el modelo orbital. En cualquier átomo, los electrones que ocupan el nivel inferior de energía describen un único orbital esférico que puede contener un máximo de dos electrones. El núcleo se encuentra en la intersección de los ejes. En el segundo nivel energético hay cuatro orbitales, cada uno de los cuales contiene dos electrones. Uno de estos orbitales es esférico y los otros tres tienen forma de pesa de gimnasta. Los ejes de los orbitales con forma de pesa son perpendiculares entre sí. En este diagrama, los orbitales del segundo nivel se muestran individualmente. En realidad, el orbital esférico del segundo nivel energético rodea al orbital del primer nivel y parte de los orbitales con forma de pesa atraviesan los dos orbitales esféricos. Los orbitales se influyen mutuamente y determinan la configuración general del átomo. Los electrones de cada orbital en particular se mueven por una región tridimensional. Tomados en su conjunto, la distribución del movimiento de los electrones del átomo confiere a éste una forma espacial característica. Pero el átomo no tiene contornos rígidos, más bien queda definido por regiones de carga que, incluso, nunca son las mismas. En este esquema se representan los orbitales del carbono. En este átomo, cada orbital del segundo nivel de energía contiene sólo un electrón. Cada electrón se mueve siguiendo una órbita con mínima interferencia de los otros tres. El resultado es un átomo con cuatro prolongaciones que salen del núcleo.*

mismo elemento contienen diversos números de neutrones. Estos átomos que, por lo tanto, difieren entre sí en sus pesos atómicos, pero no en sus números atómicos, se conocen como **isótopos** del elemento. Por ejemplo, existen tres isótopos diferentes del hidrógeno (cuadro 1-2). La forma común del hidrógeno, con un protón, tiene un peso atómico de 1 y se simboliza,  $^1\text{H}$ , o simplemente H. Un segundo isótopo del hidrógeno, que se conoce como deuterio, contiene un protón y un neutrón y, por lo tanto, tiene un peso atómico de 2. Este isótopo se simboliza como  $^2\text{H}$ . El tritio,  $^3\text{H}$ , el tercer isótopo, es muy raro, tiene un protón y dos neutrones y, por lo tanto, tiene un peso atómico de 3. El comportamiento químico de los dos isótopos más pesados es básicamente el mismo que el del hidrógeno común: los tres isótopos tienen un solo electrón cada uno y son los electrones los que determinan sus propiedades químicas.

La mayoría de los elementos tienen varias formas isotópicas. Las diferencias en peso, aunque son muy pequeñas, son lo suficientemente grandes como para ser detectadas por los aparatos modernos de laboratorio. Además, si bien no todos, muchos de los isótopos menos comunes son radiactivos. Esto significa que el núcleo del átomo es inestable y emite energía cuando cambia a una forma más estable. La energía liberada por el núcleo de un isótopo radiactivo puede estar en forma de partículas subatómicas que se mueven rápidamente, de radiación electromagnética o en ambas formas; pueden detectarse con un contador Geiger o con una película fotográfica.

Los isótopos tienen un número de usos importantes en la investigación biológica y en medicina. Pueden usarse, por ejemplo, para determinar la edad de los fósiles y de las rocas fosilíferas (fig. 1-2). Cada tipo de isótopo radiactivo emite energía y cambia a otro tipo de isótopo a una tasa característica y fija. Como resultado, las proporciones relativas de diferentes isótopos en una muestra de roca dan una buena indicación de cuánto tiempo transcurrió desde que la roca fue formada, siempre que pueda determinarse cuáles eran las proporciones originales de esos isótopos.

Otro uso de los isótopos radiactivos es el de “rastreadores”. Dado que todos los isótopos del mismo elemento tienen las mismas propiedades químicas, un isótopo radiactivo se comportará en un organismo exactamente igual que su isótopo más común no radiactivo. Como resultado, los biólogos han sido capaces de utilizar isótopos de varios elementos –especialmente hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno y fósforo– para rastrear el curso de muchos procesos esenciales en los organismos vivos.

Los isótopos desempeñan un papel en el tratamiento de muchas formas de cáncer, y también tienen numerosos usos diagnósticos en medicina. Por ejemplo, un isótopo del elemento talio, que no reacciona químicamente en el cuerpo humano, puede utilizarse para identificar vasos sanguíneos bloqueados en personas con síntomas de enfermedad cardíaca. El isótopo se inyecta al torrente sanguíneo. Luego, mientras el paciente realiza ejercicios en una plataforma móvil, el movimiento del isótopo radiactivo es detectado por un contador Geiger conectado a

Cuadro 1-2. **Isótopos del hidrógeno**

<i>Isótopo</i>		<i>Nº</i>	<i>Peso</i>	<i>Nº de</i>	<i>Nº de</i>	<i>Nº de</i>
<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>atómico</i>	<i>atómico</i>	<i>protones</i>	<i>neutrones</i>	<i>electrones</i>
Hidrógeno	$^1\text{H}$	1	1	1	0	1
Deuterio	$^2\text{H}$	1	2	1	1	1
Tritio	$^3\text{H}$	1	3	1	2	1

**Fig. 1-2.** El carbono, en la naturaleza, se presenta en varias formas casi idénticas desde el punto de vista químico, pero físicamente diferentes. Las diferencias se deben al número de neutrones en el núcleo del átomo de carbono. La mayor parte del carbono que hay a nuestro alrededor está en la forma estable de  $^{12}\text{C}$ . Menos de un 1% está en la forma del isótopo estable  $^{13}\text{C}$  y una cantidad aun menor se encuentra en forma de  $^{14}\text{C}$ , inestable y radiactivo. Estas diferencias en las proporciones en que se presentan los distintos isótopos del carbono en la naturaleza resultan una herramienta útil para los paleontólogos. Los organismos que realizan el proceso de fotosíntesis utilizan dióxido de carbono del aire como materia prima para fabricar sustancias orgánicas. Estos organismos seleccionan mayoritariamente el  $^{12}\text{C}$  frente a los otros isótopos. Esto permitió utilizar la relación  $^{12}\text{C}/^{13}\text{C}$  en materiales naturales como una pista para saber si determinados depósitos de carbono fueron originados por seres vivos. La edad de un fósil puede ser determinada conociendo las proporciones relativas de  $^{14}\text{C}$  del fósil con respecto al  $^{12}\text{C}$ . Este método resulta muy importante para trazar el curso de la historia evolutiva. En esta figura se muestra el fósil de una perca. Se supone que, hace aproximadamente 50 millones de años, esta perca (*Mioplosus*), incapaz de tragar o expulsar un arenque (*Knightia*) al que había atacado vorazmente, se asfixió y se hundió en el fondo del lago en el que vivía. Los sedimentos del lago se acumularon año tras año y finalmente se secaron, conservándose los huesos en la piedra caliza.



una computadora. El resultado es un “cuadro” de la distribución del isótopo en el músculo cardíaco. Si un vaso sanguíneo se encuentra bloqueado por depósitos de grasa, el isótopo no podrá penetrar en la región del músculo cardíaco irrigada por ese vaso sanguíneo. Este procedimiento, que no tiene efectos colaterales conocidos, da una indicación extremadamente confiable de la presencia o ausencia de un tipo común de enfermedad cardíaca (véase pág. 83).

## ELECTRONES Y ENERGÍA

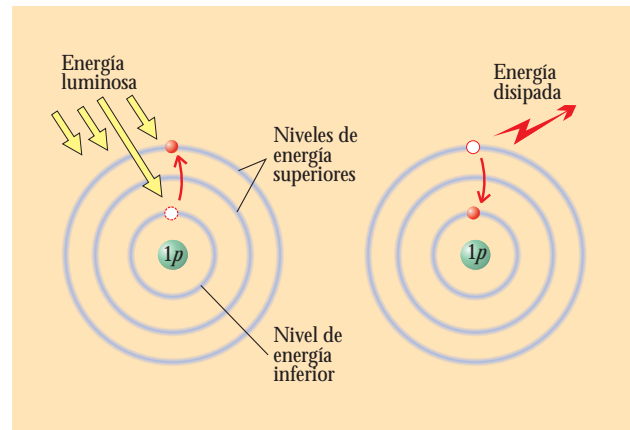
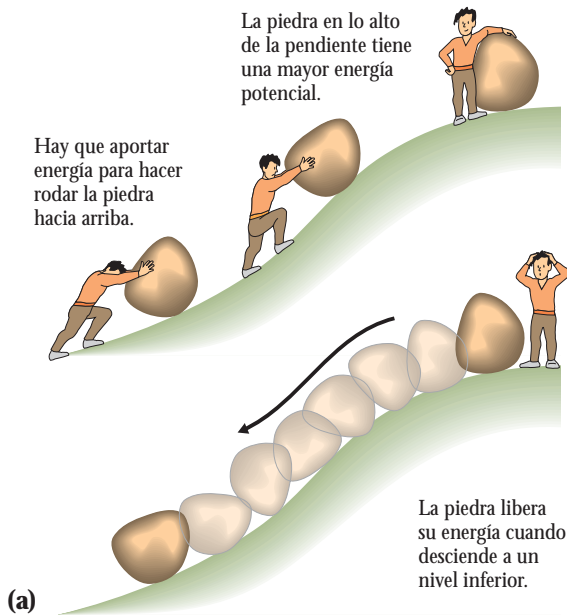
Los átomos son las piezas fundamentales de toda la materia viva y no viva. Aun así, son muy pequeños y constituyen un espacio eminentemente vacío. Los electrones se mueven alrededor del núcleo a una gran velocidad –una fracción de la velocidad de la luz, siendo la distancia entre el electrón y el núcleo, en promedio, unas 1.000 veces el diámetro del núcleo. En un modelo simplificado, la distancia de un electrón al núcleo está determinada por la cantidad de **energía potencial** (llamada frecuentemente “energía de posición”) que posee el electrón.

Cuanto mayor es la cantidad de energía que posee el electrón, más lejano se encuentra del núcleo. Un electrón con una cantidad de energía relativamente pequeña se encuentra cerca del núcleo y se dice que está en un nivel energético bajo; un electrón con más energía está más lejos del núcleo, en un nivel energético más alto.

La siguiente analogía puede ser útil. Una roca que descansa en un terreno plano no gana ni pierde energía potencial. Sin embargo, si se cambia la posición empujándola colina arriba (fig. 1-3 a), su energía potencial se incrementa. Mientras se mantiene en reposo en la cima de la colina, la roca se encuentra otra vez en una posición tal que no gana ni pierde energía potencial. Si rueda cuesta abajo, sin embargo, la energía potencial se convierte en energía cinética y se libera. De modo semejante, el agua que ha sido bombeada hasta un tanque para su almacenamiento tiene una energía potencial que se liberará cuando vuelva a correr hacia abajo.

El electrón es como la roca, o el agua de la analogía, en el hecho de que un ingreso de energía puede moverlo a un *nivel energético* más alto, es decir, alejarlo del núcleo. En tanto permanezca en el nivel energético más alto poseerá la energía ganada. Y así como es probable que la roca rueda y el agua corra cuesta abajo, el electrón también tiende a buscar el nivel energético más bajo posible (fig. 1-3 b).

Se requiere energía para alejar a un electrón cargado negativamente de un núcleo cargado positivamente, al igual que se requiere energía para empujar la roca cuesta arriba. Sin embargo, a diferencia de la roca en la colina, el electrón no puede ser empujado hasta la mitad de la cuesta. Con el ingreso de energía el electrón



**Fig. 1-3. a)** La energía usada para empujar una roca hasta la cima de una colina se transforma en energía potencial, almacenada en la roca cuando reposa en la cima de la colina. Esta energía potencial se convierte en energía cinética (o energía de movimiento) cuando la roca rueda cuesta abajo. Parte de la energía se pierde en forma de energía térmica, producida por la fricción entre la roca y la colina. **b)** Cuando un átomo, como el átomo de hidrógeno diagramado aquí, recibe una cantidad de energía, un electrón puede ser lanzado a un nivel energético más alto. Así, el electrón gana energía potencial, que se libera cuando retorna a su nivel energético anterior.



se puede mover de un nivel energético menor a cualquiera de varios niveles energéticos más altos, pero no puede moverse a un estado energético intermedio. Para que un electrón se mueva de un nivel energético determinado a uno mayor, debe absorber una cantidad discreta de energía igual a la diferencia entre los dos niveles energéticos particulares. Cuando el electrón regresa a su nivel energético original, se libera la misma cantidad de energía. La cantidad discreta de energía involucrada en la transición entre dos niveles energéticos se conoce como *cuanto*. Así, el estudio del movimiento de los electrones se conoce como mecánica cuántica y el término “salto cuántico”, que ha invadido nuestro discurso cotidiano, se refiere a un movimiento abrupto, discontinuo, de un nivel a otro.

En las células verdes de las plantas y de las algas, la energía radiante del Sol promueve los electrones a un nivel energético más alto. En una serie de reacciones, que serán descritas en el capítulo 9, estos electrones son transferidos “cuesta abajo”, de un nivel energético a otro, hasta que regresan a su nivel de energía original. Durante estas transiciones la energía radiante de la luz solar se transforma en energía química de la cual depende la vida en la Tierra (fig. 1-4).

### La distribución de los electrones

En la actualidad, el modelo que utilizan los físicos para explicar la estructura del átomo es el modelo orbital (véase el ensayo: *Modelos de estructura atómica*).

En cualquier átomo, los electrones en el menor nivel de energía, o primer nivel, ocupan un orbital esférico único, que puede contener un máximo de dos electrones (fig. 1-5). Así, por ejemplo, el único electrón del hidrógeno se mueve alrededor del núcleo dentro de este único orbital esférico la mayor parte del tiempo. De modo semejante, los dos electrones del helio (número atómico 2) se mueven dentro del único orbital esférico en el primer nivel energético.

Los átomos con un número atómico mayor que el helio tienen más de dos electrones. Dado que el primer nivel energético se completa con dos electrones, los electrones adicionales deben ocupar niveles de energía más altos, más alejados del núcleo. En el segundo nivel energético hay cuatro orbitales, cada uno de los cuales puede contener un máximo de dos electrones. Así, el segundo nivel de energía puede contener un total de ocho electrones. El tercer nivel energético comprende nueve orbitales, cada uno de los cuales puede albergar igualmente dos



**Fig. 1-4.** Las hojas de estas plantas de maíz contienen clorofila, que les da su color verde. Cuando un paquete de energía lumínica –un fotón– incide sobre una molécula de clorofila, los electrones de la molécula se elevan a niveles energéticos más altos. A medida que cada electrón vuelve a su nivel energético anterior, parte de la energía liberada queda capturada en los enlaces químicos. Al finalizar el proceso, la energía quedará contenida en los enlaces de carbono de la molécula de glucosa.

electrones. Los elementos livianos con número atómico hasta 20 –los más comunes en los seres vivos– poseen hasta ocho electrones, de los 18 posibles, en el tercer nivel.

La manera como reacciona químicamente un átomo está determinada por el número y la distribución de sus electrones. Un átomo tiene la máxima estabilidad cuando todos sus electrones están en los niveles energéticos más bajos posibles. Por lo tanto, cada átomo de las diferentes especies químicas que conforman la tabla periódica, en orden creciente de número atómico, completa sus niveles energéticos con electrones hasta igualar el número de protones. Esto se hace en orden: el primer nivel se completa antes que el segundo, el segundo antes que el tercero, y así sucesivamente. Sin embargo, cuando el número atómico crece, las interacciones entre los electrones pueden alterar el orden de llenado de los niveles de energía. Por ejemplo, en el caso del calcio, una vez alcanzado el número de ocho electrones en el tercer nivel de energía, comienza a llenarse el cuarto nivel aunque el tercero no esté completo (cuadro 1-3).

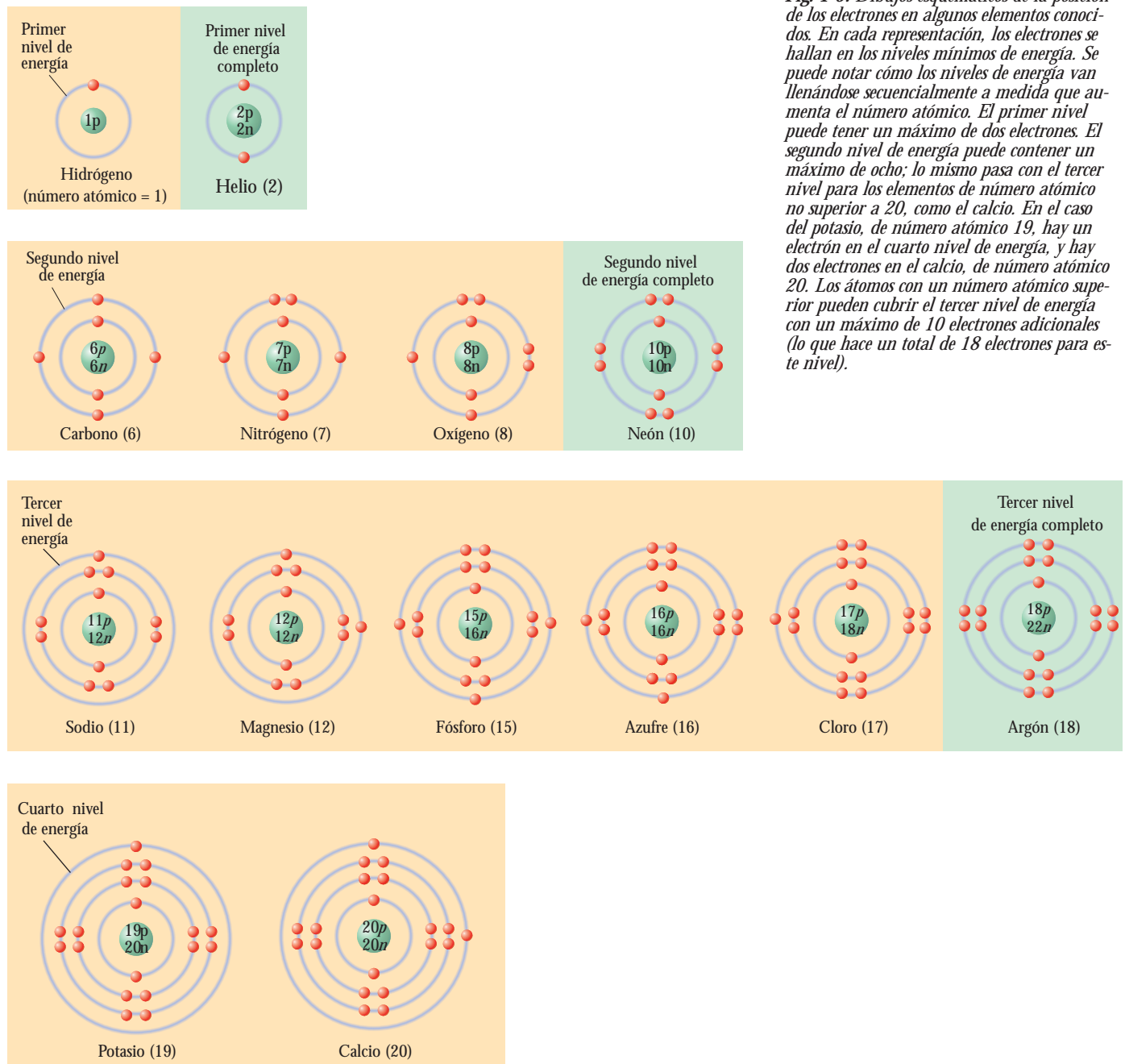
Un átomo en el cual el nivel energético exterior se ha completado con electrones es más estable que uno en el cual el nivel energético exterior está incompleto. Por ejemplo, el helio (número atómico 2) tiene dos electrones en el primer nivel energético, lo cual significa que su nivel de energía exterior (en este caso, también su nivel energético más bajo) está completo. Por lo tanto, el helio es extremadamente estable y tiende a ser no reactivo. De modo semejante, el neón (número atómico 10) tiene dos electrones en el primer nivel de energía y ocho en el segundo nivel de energía; ambos niveles están completos y el neón es no reactivo. El helio, el neón y el argón (número atómico 18) son llamados gases “nobles” por su poca tendencia a reaccionar con otros elementos.

En los átomos de la mayoría de los elementos, sin embargo, el nivel de energía exterior está incompleto (fig. 1-5 y cuadro 1-3). Estos átomos tienden a interactuar con otros átomos, de modo tal que, después de la reacción, ambos quedan con sus niveles de energía externos completos. Algunos átomos pierden electro-

**Cuadro 1-3. Distribución de los electrones en algunos elementos familiares**

Elemento	Nº atómico	Nº de electrones en cada nivel de energía*			
		1º	2º	3º	4º
Hidrógeno (H)	1	1	—	—	—
Helio (He)	2	2	—	—	—
Carbono (C)	6	2	4	—	—
Nitrógeno (N)	7	2	5	—	—
Oxígeno (O)	8	2	6	—	—
Neón (Ne)	10	2	8	—	—
Sodio (Na)	11	2	8	1	—
Fósforo (P)	15	2	8	5	—
Azufre (S)	16	2	8	6	—
Cloro (Cl)	17	2	8	7	—
Argón (Ar)	18	2	8	8	—
Potasio (K)	19	2	8	8	1
Calcio (Ca)	20	2	8	8	2

\* El primer nivel de energía puede contener un máximo de dos electrones, el segundo nivel un máximo de ocho, al igual que el tercer nivel energético de los elementos, hasta el número atómico 20 (calcio). En los elementos de mayor número atómico, el tercer nivel energético tiene orbitales internos adicionales, que pueden tener un máximo de diez electrones más. Como se puede observar, el cuarto nivel de electrones se empieza a llenar antes de completarse el tercero.



*Fig. 1-5. Dibujos esquemáticos de la posición de los electrones en algunos elementos conocidos. En cada representación, los electrones se hallan en los niveles mínimos de energía. Se puede notar cómo los niveles de energía van llenándose secuencialmente a medida que aumenta el número atómico. El primer nivel puede tener un máximo de dos electrones. El segundo nivel de energía puede contener un máximo de ocho; lo mismo pasa con el tercer nivel para los elementos de número atómico no superior a 20, como el calcio. En el caso del potasio, de número atómico 19, hay un electrón en el cuarto nivel de energía, y hay dos electrones en el calcio, de número atómico 20. Los átomos con un número atómico superior pueden cubrir el tercer nivel de energía con un máximo de 10 electrones adicionales (lo que hace un total de 18 electrones para este nivel).*

nes, otros los ganan y, en la mayoría de las reacciones químicas más importantes que ocurren en los sistemas vivos, los átomos comparten sus electrones.

## ENLACES Y MOLÉCULAS

Cuando los átomos entran en interacción mutua, de modo que se completan sus niveles energéticos exteriores, se forman partículas nuevas más grandes. Estas partículas constituidas por dos o más átomos se conocen como **moléculas** y las fuerzas que las mantienen unidas se conocen como **enlaces**. Hay dos tipos principales de enlaces: iónico y covalente.

## Enlaces iónicos

Para muchos átomos, la manera más simple de completar el nivel energético exterior consiste en ganar o perder uno o dos electrones. Por ejemplo, el cloro (número atómico 17) necesita un electrón para completar su nivel de energía exterior (véase cuadro 1-3).

En oposición, el sodio (número atómico 11) tiene un solo electrón en su nivel de energía exterior. Si un átomo de sodio se encuentra en las proximidades de un átomo de cloro, este electrón será fuertemente atraído por el átomo del cloro y saltará del sodio al cloro. Como resultado de esta transferencia, ambos átomos tienen niveles energéticos exteriores completos y todos los electrones están en el nivel energético más bajo posible. En el proceso, sin embargo, los átomos originales se han cargado eléctricamente. Los átomos así cargados se conocen como **iones**. El átomo de cloro, al haber aceptado un electrón del sodio, ahora tiene un electrón más respecto al número de protones. Así, este átomo se transforma en un ion negativamente cargado, el cloruro:  $\text{Cl}^-$ . Por el contrario, el ion sodio tiene un electrón menos que el número total de protones y queda positivamente cargado:  $\text{Na}^+$ . Los iones de carga positiva se denominan *cationes* y los de carga negativa, *aniones*.

A raíz de sus cargas, los iones positivos y negativos se atraen entre sí. Así el ion sodio ( $\text{Na}^+$ ), con su única carga positiva, es atraído por el ion cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) con su única carga negativa. La sustancia resultante, el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), es la sal de mesa común (figs. 1-6 y 1-7). De modo semejante, cuando un átomo de calcio (número atómico 20) pierde dos electrones, el ion de calcio resultante ( $\text{Ca}^{2+}$ ) puede atraer y mantener dos iones  $\text{Cl}^-$ . El cloruro de calcio se identifica en símbolos químicos como  $\text{CaCl}_2$ , con el subíndice 2 como indicador de que están presentes dos iones cloruro por cada ion calcio.

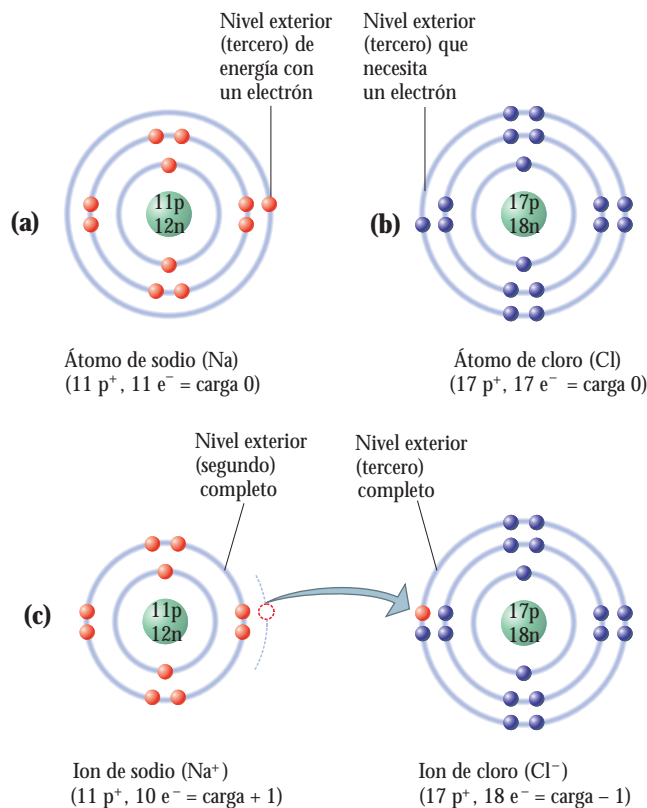
Los enlaces que implican la atracción mutua de iones de carga opuesta se conocen como **enlaces iónicos**. Dichos enlaces pueden ser bastante fuertes, pero, como veremos en el próximo capítulo, muchas sustancias iónicas se separan fácilmente en agua, produciendo iones libres. Los iones pequeños, tales como el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{Cl}^-$ , constituyen menos del 1% del peso de la mayoría de la materia viva, pero desempeñan papeles centrales. El ion potasio ( $\text{K}^+$ ) es el principal ion con carga positiva en la mayoría de los organismos, y en su presencia puede ocurrir la mayoría de los procesos biológicos esenciales. Los iones calcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ), potasio ( $\text{K}^+$ ) y sodio ( $\text{Na}^+$ ) están todos implicados en la producción y propagación del impulso nervioso. Además, el  $\text{Ca}^{2+}$  es necesario para la contracción de los músculos y para el mantenimiento de un latido cardíaco normal (fig. 1-8). El ion magnesio ( $\text{Mg}^{2+}$ ) forma parte de la molécula de clorofila, la cual atrapa la energía radiante del Sol en algunas algas y en las plantas verdes.

## Enlaces covalentes

Otra forma en la cual el átomo puede completar su nivel de energía exterior es compartiendo electrones con otro átomo. Los enlaces formados por pares de electrones compartidos se conocen como **enlaces covalentes**. En estos enlaces, el par de electrones compartidos forma un orbital nuevo (llamado **orbital molecular**) que envuelve a los núcleos de ambos átomos (fig. 1-9). En un enlace de este tipo, cada electrón pasa parte de su tiempo alrededor de un núcleo y el resto alrededor del otro. Así, al compartir los electrones, ambos completan su nivel de energía exterior y neutralizan la carga nuclear.

Los átomos que necesitan ganar electrones para tener un nivel energético exterior completo, y por lo tanto estable, tienen una fuerte tendencia a formar enlaces covalentes. Así, por ejemplo, un átomo de hidrógeno forma un enlace covalente simple con otro átomo de hidrógeno. También puede formar un enlace co-

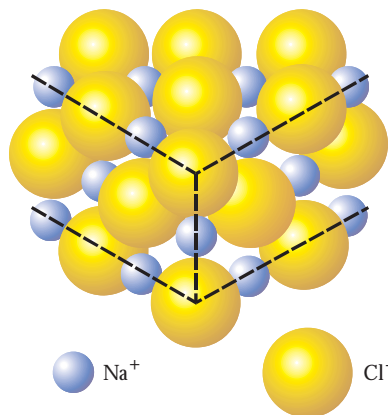
**Fig. 1-6. Interacción del sodio con el cloro. a)** El átomo de sodio tiene sólo un electrón en su nivel exterior. **b)** El átomo de cloro, en contraste, necesita ganar un electrón para completar su nivel exterior de energía. **c)** Cuando estos dos átomos se ponen en contacto, el electrón solitario del último nivel de energía del sodio salta hacia el nivel exterior del átomo de cloro, completando éste su capa de electrones. Al perder el sodio un electrón, el segundo nivel con los ocho electrones completos pasa a ser el nivel exterior. Así, ambos átomos tienen sus niveles más externos totalmente cubiertos y, por consiguiente, son más estables que antes de producirse el salto del electrón. Sin embargo, ahora los átomos están cargados eléctricamente. El sodio tiene una carga de +1 y el cloro una carga de -1.



valente con cualquier otro átomo que necesite ganar un electrón para completar su nivel de energía exterior.

La capacidad de los átomos de carbono para formar enlaces covalentes es de extraordinaria importancia en los sistemas vivos. Un átomo de carbono tiene cuatro electrones en su nivel energético exterior (véase cuadro 1-3). Puede compartir cada uno de estos electrones con otro átomo, formando enlaces covalentes hasta con cuatro átomos (fig. 1-10). Los enlaces covalentes formados por un átomo de carbono pueden hacerse con cuatro átomos diferentes (los más frecuentes son hidrógeno, oxígeno y nitrógeno) o con otros átomos de carbono. Como veremos en el capítulo 3, esta tendencia de los átomos de carbono a formar enlaces covalentes con otros átomos de carbono hace posible la construcción de grandes mo-

**Fig. 1-7. a)** Los iones con carga opuesta se atraen, como ocurre con los iones de sodio y de cloro que se representan aquí como esferas. La sal de mesa es el cloruro de sodio cristalino, que forma una red de iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> alternados, que se mantienen unidos por sus cargas opuestas. Estos enlaces entre iones de carga opuesta se conocen como enlaces iónicos. **b)** La periodicidad en la posición de los iones forma celdas regulares que se manifiestan en la forma exterior de los cristales de sal, aumentados aquí alrededor de catorce veces.



(a)

(b)



*Fig. 1-8. El salto acrobático de la rana, como ejemplo de movimiento de un animal, es el resultado de la coordinación de las contracciones de múltiples músculos activados por las terminaciones nerviosas. Los iones sodio, calcio y potasio intervienen en la generación y transmisión del impulso nervioso y los iones calcio son necesarios para la contracción de la fibra muscular.*

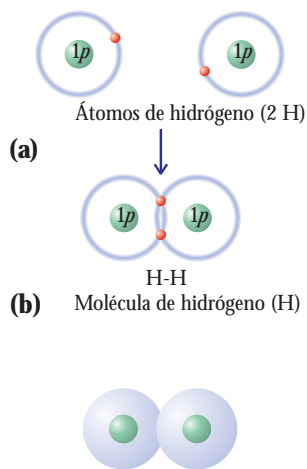
léculas que forman las estructuras de los organismos vivos y que participan en los procesos vitales esenciales.

### **Enlaces covalentes polares**

Los núcleos atómicos de diferentes elementos tienen diversos grados de atracción por los electrones. Los factores que determinan la fuerza con la cual un núcleo atrae a sus electrones exteriores incluyen el número de protones que contiene, la proximidad de los electrones exteriores al núcleo y el número de otros electrones, de “protección”, entre el núcleo y los electrones exteriores. En los enlaces con electrones compartidos, éstos no “distribuyen” su tiempo igualmente entre los átomos implicados, sino que tienden a pasar más tiempo alrededor del núcleo que ejerce la mayor atracción. El átomo alrededor del cual los electrones pasan más tiempo tiene una carga ligeramente negativa. El otro átomo tiene una carga ligeramente positiva, dado que los electrones pasan menos tiempo a su alrededor y, así, su carga nuclear no está completamente neutralizada.

Los enlaces covalentes en los cuales los electrones están compartidos desigualmente se conocen como **enlaces covalentes polares**, y las moléculas que contienen estos enlaces se dice que son *moléculas polares*. Dichas moléculas, a menudo, contienen átomos de oxígeno, que atraen fuertemente a los electrones. Las propiedades polares de muchas moléculas que contienen oxígeno tienen consecuencias muy importantes para los seres vivos; por ejemplo, muchas de las propiedades especiales del agua, de la cual depende la vida, derivan en gran medida de su naturaleza polar, como veremos en el capítulo próximo.

Los enlaces iónicos, covalentes y covalentes polares en realidad pueden ser considerados como versiones distintas del mismo tipo de enlace. Las diferencias dependen de los diversos grados de atracción que ejercen sobre los electrones los átomos que se combinan. En un enlace covalente completamente no polar, los electrones se comparten por igual. Dichos enlaces pueden existir sólo entre átomos idénticos:  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$  y  $N_2$ , por ejemplo. En los enlaces covalentes polares, los electrones se comparten de modo desigual, y en los enlaces

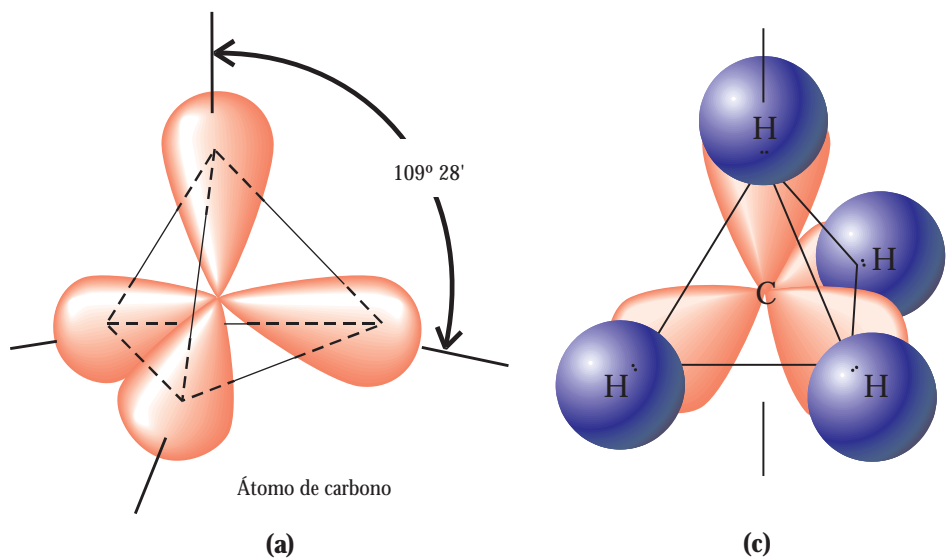


**Fig. 1-9. a)** Al formarse una molécula de hidrógeno, cada átomo comparte su único electrón con el otro. Como resultado de esto, ambos átomos tienen efectivamente un primer nivel energético completo, que contiene dos electrones, lo que constituye una distribución muy estable. Este tipo de enlace, en el cual se comparten electrones, se conoce como covalente. En las fórmulas estructurales se representa con un guión: -. **b)** Representación del volumen que ocupan los dos electrones en el enlace covalente de dos átomos de hidrógeno. Al moverse los electrones a una gran velocidad —una fracción de la velocidad de la luz—, las cargas de ambos núcleos quedan perfectamente neutralizadas.

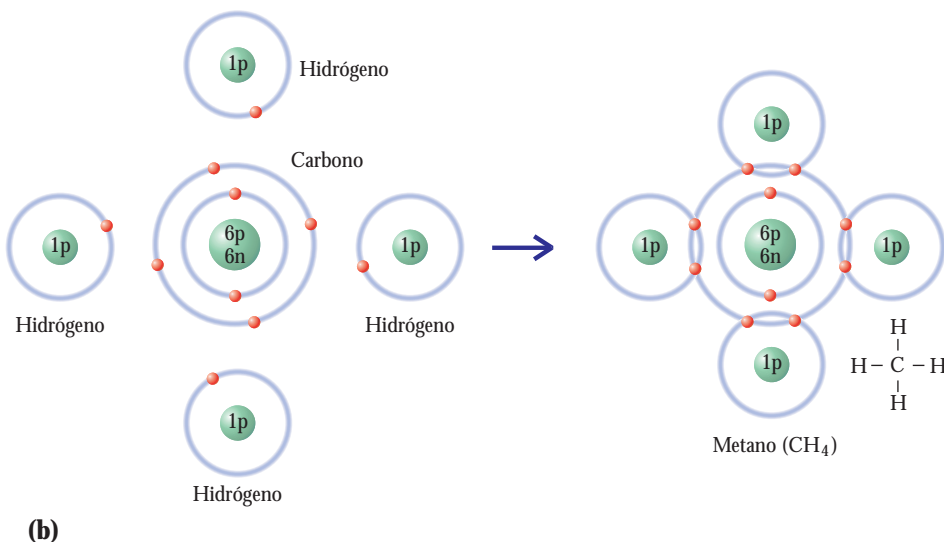
iónicos hay una atracción electrostática entre los iones negativa y positivamente cargados, como resultado de que han ganado o perdido electrones previamente.

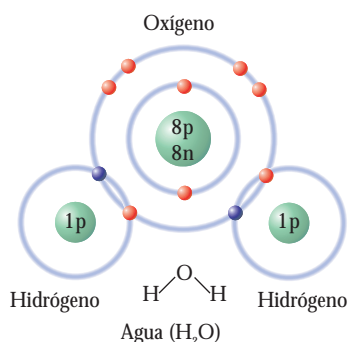
### Enlaces dobles y triples

Hay varias formas en las cuales los átomos pueden participar en enlaces covalentes y llenar sus niveles energéticos exteriores. Por ejemplo, el oxígeno tiene seis electrones en su nivel de energía exterior. Cuatro de estos electrones están agrupados en dos pares y generalmente no están disponibles para el enlace covalente; los otros dos no están apareados y cada uno puede ser compartido con otro átomo en un enlace covalente. En la molécula de agua ( $H_2O$ ), uno de estos electrones participa en un enlace covalente con un átomo de hidrógeno y el otro interviene en un enlace covalente con un átomo de hidrógeno diferente. Se forman dos *enlaces simples* y los tres átomos completan así sus niveles energéticos exteriores (fig.1-11).

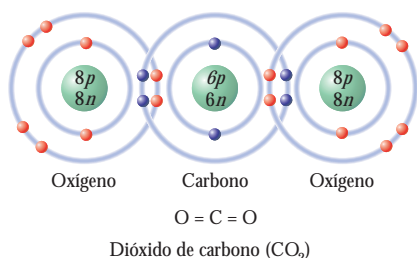


**Fig. 1-10. a)** Cuando un átomo de carbono forma enlaces covalentes con otros cuatro átomos, los electrones de su nivel de energía exterior forman nuevos orbitales. Estos nuevos orbitales, todos con una misma configuración, se orientan hacia los cuatro vértices de un tetraedro. Así, los cuatro orbitales se encuentran separados tanto como es posible. **b)** Cuando un átomo de carbono reacciona con cuatro átomos de hidrógeno, cada uno de los electrones en su nivel de energía exterior forma un enlace covalente con el único electrón de un átomo de hidrógeno, produciéndose una molécula de metano. **c)** Representación tridimensional de la molécula de metano. Los electrones que forman enlaces covalentes se mueven rápidamente formando orbitales complejos que engloban a los núcleos de hidrógeno y también al de carbono. Cada par de electrones se mueve en un orbital molecular nuevo.





**Fig. 1-11.** Dibujo esquemático de una molécula de agua ( $H_2O$ ). Cada uno de los dos enlaces covalentes sencillos de esta molécula está formado por un electrón compartido del oxígeno y un electrón compartido del hidrógeno.



**Fig. 1-12.** Esquema de la molécula de dióxido de carbono ( $CO_2$ ). El átomo de carbono en el centro de la molécula participa con dos enlaces covalentes dobles, uno con cada átomo de oxígeno. Cada enlace doble está formado por dos pares de electrones compartidos por los dos átomos que participan en el enlace. En las fórmulas estructurales el enlace doble se representa por dos guiones paralelos: =.

La ubicación de los enlaces es diferente en otra sustancia familiar, el dióxido de carbono ( $CO_2$ ) (fig. 1-12). En esta molécula, los dos electrones disponibles de cada átomo de oxígeno participan con dos electrones de un *único* átomo de carbono en la formación de *dos* enlaces covalentes. Cada átomo de oxígeno está unido al átomo central de carbono por dos pares de electrones (cuatro electrones). Dichos enlaces son llamados *enlaces dobles* y se simbolizan en una fórmula estructural con dos líneas que conectan los símbolos atómicos:  $O=C=O$ . Los átomos de carbono pueden formar enlaces dobles y hasta triples, tanto entre sí como con los otros átomos, en los que se comparten dos y tres pares de electrones respectivamente. Así, la variedad de tipos de moléculas que puede formar el carbono es muy grande.

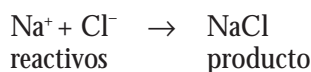
Los electrones compartidos en enlaces dobles y triples forman orbitales que difieren en su configuración de los orbitales que se completan con un único par de electrones. Por ejemplo, cuando cuatro enlaces simples satisfacen los requerimientos electrónicos del carbono, estarán dirigidos hacia las cuatro esquinas de un tetraedro que tiene al átomo de carbono en su centro, como puede verse en la figura 1-10. Cuando se forma un enlace doble entre dos carbonos, un par de electrones ocupa el orbital interior entre ambos átomos y el otro par de electrones ocupa el orbital exterior (fig. 1-13). Cuando un único átomo de carbono constituye dos enlaces dobles, como ocurre en el dióxido de carbono, los tres átomos enlazados se disponen en línea recta.

La simetría de la molécula del dióxido de carbono tiene una consecuencia importante. Los enlaces covalentes dobles en el dióxido de carbono, como todos los enlaces covalentes entre átomos no idénticos, son polares. Sin embargo, dado que la molécula es perfectamente simétrica, los electrones son atraídos en direcciones opuestas por los dos átomos de oxígeno, cancelándose la distribución desigual de la carga. Como resultado, la molécula de dióxido de carbono es no polar. De modo similar, la simetría de la molécula de metano (véase fig. 1-10) produce una molécula no polar, aunque los enlaces individuales entre los átomos son polares.

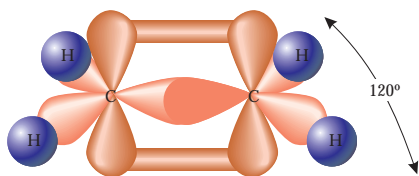
Los enlaces simples son flexibles y dejan a los átomos libres para rotar uno con relación al otro. Los enlaces dobles y triples mantienen a los átomos relativamente rígidos en su relación mutua. La presencia de enlaces dobles en una molécula puede significar una diferencia apreciable en sus propiedades. Por ejemplo, tanto las grasas como los aceites están compuestos por átomos de carbono e hidrógeno unidos covalentemente, pero en las grasas los enlaces son todos simples, y en los aceites algunos de ellos son dobles. La rigidez que causan estos enlaces dobles evita que las moléculas se compacten, y como consecuencia, los aceites son líquidos a temperatura ambiente. Por oposición, en las grasas las moléculas pueden curvarse y retorcerse, manteniéndose muy juntas en una estructura sólida a temperatura ambiente.

## REACCIONES QUÍMICAS

Las **reacciones químicas** (intercambio de electrones entre átomos) pueden ser descritas de manera condensada por ecuaciones químicas. Por ejemplo, la ecuación para la formación del cloruro de sodio es:

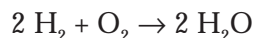


La flecha en la ecuación indica “se forma” o “se produce”, y muestra la dirección en que ocurre el cambio químico. Al igual que las ecuaciones algebraicas, las ecuaciones químicas “se equilibran”, o sea, se mantiene el mismo número de átomos en los productos de la reacción que en los reactivos originales. Para tomar un



*Fig. 1-13. Modelo orbital de un doble enlace carbono-carbono. Un par de electrones ocupa el orbital interior entre los átomos de carbono. El otro par de electrones ocupa el orbital exterior, que tiene dos regiones, una por encima del plano y otra por debajo. Esto crea un enlace rígido en torno del cual no pueden rotar los átomos. Cada uno de los otros dos orbitales que se extienden desde cada átomo de carbono, contiene un electrón y puede formar un enlace covalente con otro átomo. Así pueden formarse dos enlaces covalentes en cada extremo de esta estructura.*

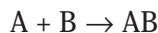
ejemplo ligeramente más complejo, el gas hidrógeno puede combinarse con el gas oxígeno para producir agua. El gas hidrógeno es  $H_2$  y el gas oxígeno es  $O_2$ . Sin embargo, sabemos que cada molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno y, por lo tanto, las proporciones deben ser 2 a 1:



Dos moléculas de  $H_2$  junto con una de  $O_2$  producen dos moléculas de agua. La ecuación para una reacción química nos dice así el tipo de átomos que están presentes, sus proporciones y la dirección de la reacción. Una sustancia formada por moléculas que contienen átomos de dos o más elementos diferentes que se mantienen unidos en una proporción definida y constante por enlaces químicos se conoce como **compuesto químico**. Ejemplos de compuestos químicos incluyen el agua ( $H_2O$ ), cloruro de sodio ( $NaCl$ ), dióxido de carbono ( $CO_2$ ), metano ( $CH_4$ ) y glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ).

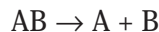
### Tipos de reacción

La multitud de reacciones químicas que ocurren tanto en el mundo animado como en el inanimado pueden clasificarse en unos pocos tipos generales. Un tipo de reacción puede ser una combinación simple representada por la expresión

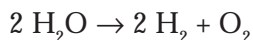


Ejemplos de este tipo de reacción son la combinación de los iones sodio y los iones cloruro para formar cloruro de sodio, y la combinación del gas hidrógeno con el gas oxígeno para producir agua.

Una reacción también puede ser de disociación:

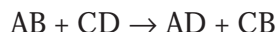


Por ejemplo, la ecuación que muestra la formación del agua puede ocurrir en sentido inverso.

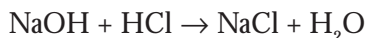


Esto significa que las moléculas de agua producen los gases hidrógeno y oxígeno.

Una reacción también puede implicar un intercambio, tomando la forma:



Un ejemplo de dicho intercambio ocurre cuando los compuestos químicos hidróxido de sodio ( $NaOH$ ) y ácido clorhídrico ( $HCl$ ) reaccionan, produciendo sal de mesa y agua:



A medida que continuemos nuestro estudio de los organismos vivos, encontraremos numerosos ejemplos de estos tres tipos generales de reacciones químicas.

### LOS ELEMENTOS BIOLÓGICAMENTE IMPORTANTES

De los 92 elementos naturales de la Tierra, sólo seis constituyen aproximadamente el 99% de todos los tejidos vivos (cuadro 1-4). Estos seis elementos son el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el fósforo y el azufre, a los cuales

se los conoce con la sigla CHNOPS. Sin embargo, no son los elementos más abundantes en la superficie de la Tierra. ¿Por qué, cuando la vida se organizó y evolucionó, fueron tan importantes? Una clave es que los átomos de todos estos elementos necesitan ganar electrones para completar sus niveles de energía exteriores (cuadro 1-3). Así, generalmente forman enlaces covalentes. Dado que estos átomos son pequeños, los electrones compartidos en los enlaces se mantienen próximos a los núcleos, produciendo moléculas muy estables. Más aún, con excepción del hidrógeno, los átomos de todos estos elementos pueden formar enlaces con dos o más átomos, haciendo posible la constitución de moléculas grandes y complejas esenciales para las estructuras y funciones de los sistemas vivos.

## NIVELES DE ORGANIZACIÓN BIOLÓGICA

Como vimos en la Introducción, uno de los principios fundamentales de la biología es que los seres vivos obedecen a las leyes de la física y la química. Los organismos están constituidos por los mismos componentes químicos –átomos y moléculas– que las cosas inanimadas. Esto no significa, sin embargo, que los organismos sean “solamente” los átomos y las moléculas que los integran. Como hemos visto, hay diferencias reconocibles entre los sistemas vivos y los no vivos. Para comprender el fundamento de estas diferencias, consideremos el más minuciosamente estudiado entre todos los seres vivos, la bacteria *Escherichia coli*.\*

Los átomos que constituyen esta bacteria (véase cuadro 1-4) se combinan entre sí de forma muy específica. Gran parte del hidrógeno y del oxígeno está presente en forma de agua, lo cual da cuenta de la mayor parte del peso de *E. coli*. Además del agua, cada bacteria contiene aproximadamente 5.000 clases de macromoléculas diferentes. Algunas de ellas desempeñan funciones estructurales, otras regulan la función celular y casi 1.000 están relacionadas con la información genética. Algunas de las macromoléculas actúan recíprocamente con el agua para formar una película delicada y flexible, una membrana, que encierra a todos los otros átomos y moléculas que componen *E. coli*. Así encerrados, constituyen, notablemente, una célula, una entidad viva.

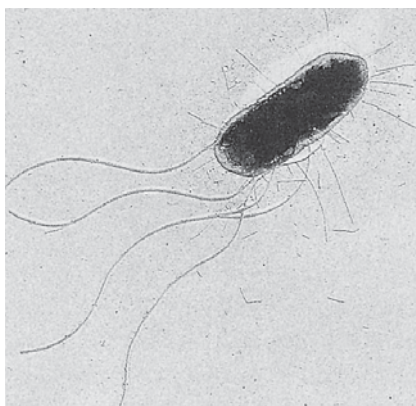
Cuadro 1-4. Composición atómica de tres organismos representativos

Elemento	Humano	Alfalfa	Bacteria
Carbono	19,37%	11,34%	12,14%
Hidrógeno	9,31%	8,72%	9,94%
Nitrógeno	5,14%	0,83%	3,04%
Oxígeno	62,81%	77,90%	73,68%
Fósforo	0,63%	0,71%	0,60%
Azufre	0,64%	0,10%	0,32%
CHNOPS			
Total:	97,90%	99,60%	99,72%

\* Los biólogos utilizan un sistema binomial (“de dos nombres”) para designar los organismos. Cada tipo de organismo diferente tiene un único nombre compuesto de dos partes. La primera parte del nombre se refiere al género al cual pertenece el organismo. La segunda parte, en combinación con la primera, se refiere a la especie particular, que es una subdivisión de la categoría género. En este nombre, por ejemplo, *Escherichia* indica el género, mientras que *coli* designa una clase o especie particular de *Escherichia* que se distingue de las otras por ciertas características. Por convención, al mencionar un binomio científico, se permite abreviar el primer nombre (el del género). Esto es una suerte, principalmente cuando se manejan nombres tales como *Escherichia*.



(a)



(b)

**Fig. 1-14. a)** Células de *E. coli*, fotografiadas con un microscopio óptico. Se han teñido con un colorante que se adhiere a su superficie, facilitando su observación. Aunque estas células, aumentadas 450 veces, son diminutas, su estructura es muy compleja y presentan todas las propiedades que caracterizan a un sistema vivo. **b)** Una célula de *E. coli*, aumentada 11.280 veces con un microscopio electrónico. Las estructuras cortas y rígidas que se extienden desde la superficie son utilizadas por la célula para unirse a una fuente de alimento o a otra célula de *E. coli* cuando intercambian información genética. Las estructuras más largas y más flexibles, que rotan aproximadamente a 40 revoluciones por segundo, impulsan a la célula a través del medio circundante. Cuando rotan en sentido contrario a las agujas del reloj la célula avanza; cuando lo hacen en la dirección de las agujas del reloj, anda a los tumbos y luego, al volver a girar en sentido contrario a las agujas del reloj, avanza nuevamente.

Una célula de *E. coli* es muy pequeña, de tamaño muchísimo menor que uno de los puntos de este texto (fig. 1-14 a y b) pero posee ciertas capacidades asombrosas. Al igual que otros organismos vivos, puede transformar la energía tomando moléculas del medio para utilizarlas en sus procesos de crecimiento y reproducción. Puede intercambiar información genética con otras células de *E. coli*. Puede moverse impulsándose con la rotación de fibras delgadas y flexibles unidas a una estructura que se asemeja a la caja de cambios de un automóvil, pero es mucho más antigua. La dirección del movimiento no es al azar; *E. coli*, pequeña como es, tiene un número de distintos sensores que la capacitan para detectar y moverse hacia los alimentos y alejarse de las sustancias nocivas.

*E. coli* es uno de los organismos microscópicos más conocidos. Su residencia preferida es el tracto intestinal del ser humano, donde vive en íntima asociación con las células que forman el tapiz de ese tracto. Estas células humanas se asemejan a *E. coli* en muchos aspectos importantes: contienen aproximadamente la misma proporción de las mismas seis clases de átomos y, al igual que en *E. coli*, estos átomos están organizados en macromoléculas. Sin embargo, las células humanas también son muy distintas de *E. coli*. Por un lado, son de tamaño mucho mayor; por otro, mucho más complejas. Lo más importante es que no son entidades independientes como las células de *E. coli*, pues cada una forma parte de un organismo pluricelular. En éstos, las células individuales están especializadas para cumplir funciones particulares, que ayudan a la función del organismo en conjunto. Cada célula del tapiz intestinal vive durante unos pocos días; el organismo, con suerte, vivirá varias décadas.

*E. coli*, las células de su huésped humano y otros microorganismos que viven en el tracto intestinal interactúan unos con otros. Habitualmente esto ocurre sin consecuencias, de modo que no nos damos cuenta de estas interacciones, pero en ocasiones tomamos conciencia del delicado equilibrio que existe. Por ejemplo, muchos de nosotros hemos tenido la experiencia de tomar un antibiótico para curar una clase de infección y finalmente adquirir otra clase de infección, causada en general por un tipo de levadura. Lo que ocurre es que el antibiótico mata no sólo a las bacterias que causan la infección inicial, sino también a *E. coli* y a los otros habitantes normales de nuestro tracto intestinal. Las células de levadura no son susceptibles al antibiótico y, por lo tanto, se apoderan del territorio, del mismo modo que ciertas especies de plantas se apoderarán rápidamente de cualquier pedazo de terreno del que se elimine la vegetación original.

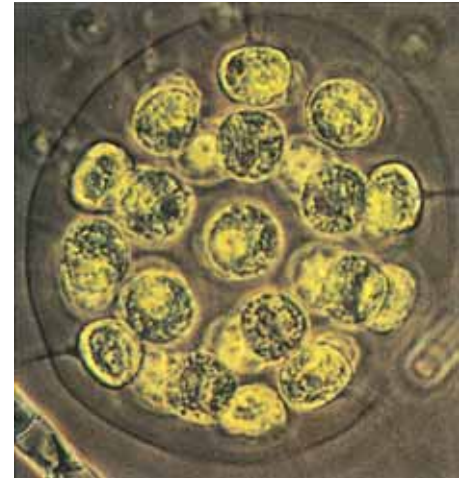
*E. coli* y las células con las que interactúan ilustran lo que conocemos como *niveles de organización*. El primer nivel de organización con el cual los biólogos habitualmente se relacionan es subatómico: las partículas que forman átomos. La organización de estas partículas en átomos representa otro nivel y la organización de los átomos en moléculas representa un nuevo nivel que contiene a los anteriores. Aunque cada nivel está formado por componentes del nivel precedente, la nueva organización de los componentes en un nivel dado da como resultado la aparición de propiedades nuevas que son muy diferentes de las del nivel anterior. Por ejemplo, a temperaturas corrientes, el oxígeno y el hidrógeno son gases, y el agua —como sabemos, compuesta por hidrógeno y oxígeno— es líquida, con propiedades muy distintas de las de cada uno de estos gases.

En un nuevo nivel de organización surge la propiedad más notable de todas: la vida, en la forma de una célula. Otras propiedades surgen cuando las células individuales, especializadas, se organizan en un nivel todavía superior: en un organismo multicelular. Las células diferenciadas y especializadas pueden organizarse constituyendo tejidos. Según el tipo de células que los formen y la manera en que se organicen, los tejidos pueden, por ejemplo, constituir órganos como el hígado, el tracto intestinal o el cerebro humano, que representa un nivel extraordinario de complejidad organizadora. Con todo, esto es, a su vez, sólo parte de una entidad mayor, cuyas características son diferentes de aquellas del cerebro, aun-

**Fig. 1-15. Galería de células.** a) Amoeba proteus, organismo unicelular que recibió su nombre de Proteus, dios griego capaz de cambiar de forma a voluntad. Las prolongaciones de las células, conocidas como pseudópodos, las capacitan para moverse y capturar a sus presas. b) Este organismo simple, llamado Pandorina, está constituido por 32 células, la mayoría de las cuales puede verse aquí, que se mantienen unidas por una sustancia gelatinosa, cuyo contorno también puede verse. Cada una de estas células puede sobrevivir independientemente de las otras. Para reproducirse, cada célula se divide, produciendo una nueva célula en el interior, y luego la colonia progenitora se disocia. c) El embrión de un erizo de mar en la etapa de dos células. Dentro de cada célula se encuentra un núcleo que lleva toda la información genética necesaria para cada una de las células de un erizo maduro. d) Estas células pertenecen a la corteza cerebral de un cerebro humano, que es la estructura más altamente organizada sobre la Tierra. Las actividades de las células de la corteza cerebral y las interconexiones entre ellas son responsables de la conciencia, la inteligencia, los sueños y la memoria.



(a)



(b)



(c)



(d)

que dependen de las de éste (fig. 1-15). El organismo individual tampoco es el nivel último de organización biológica. Los organismos vivos actúan recíprocamente y, por último, los grupos mismos de organismos vivos constituyen parte de un sistema más vasto de organización. Este nivel último de organización, la biosfera, comprende no solamente la gran diversidad de plantas y animales y microorganismos y sus interacciones mutuas, sino también las características físicas del ambiente y del propio planeta Tierra. En la biosfera conviven y se interrelacionan organismos de los más diversos niveles de organización. Durante un largo período estas interacciones dieron lugar al cambio evolutivo (fig. 1-16). En una escala de tiempo más corta, estas interacciones determinan la organización de las comunidades de organismos vivos que encontramos a nuestro alrededor.

## RESUMEN

La materia está compuesta de átomos y éstos, a su vez, están constituidos por partículas más pequeñas. El núcleo de un átomo contiene protones cargados positivamente y –a excepción del hidrógeno ( $^1\text{H}$ )– neutrones que no tienen carga. El número atómico es igual al número de protones en el núcleo de un átomo. El



lentes, conocidos como enlaces covalentes polares, los pares de electrones se comparten de manera desigual, dando a la molécula regiones de carga positiva y negativa. Los enlaces covalentes en los que dos átomos comparten dos pares de electrones (cuatro electrones) se conocen como enlaces dobles, y aquellos en los cuales comparten tres pares de electrones (seis electrones) se conocen como enlaces triples.

Las reacciones químicas (intercambio de electrones entre los átomos) pueden representarse con ecuaciones químicas. Tres tipos generales de reacciones químicas son: 1) la combinación de dos o más sustancias para formar una sustancia diferente, 2) la disociación de una sustancia en dos o más, y 3) el intercambio de átomos entre dos o más sustancias. Las sustancias formadas por átomos de dos o más elementos diferentes, en proporciones definidas y constantes, se conocen como compuestos químicos.

Los seres vivos están constituidos por los mismos componentes químicos y físicos que las cosas inanimadas, y obedecen a las mismas leyes físicas y químicas. Seis elementos (CHNOPS) constituyen el 99% de toda la materia viva. Los átomos de todos estos elementos son pequeños y forman enlaces covalentes estables y fuertes. Con excepción del hidrógeno, todos pueden formar enlaces covalentes con dos o más átomos, dando lugar a las moléculas complejas que caracterizan a los sistemas vivos.

Las propiedades de una molécula compleja dependen de la organización de los átomos dentro de la molécula. De igual modo, las propiedades de una célula viva dependen de la organización de las moléculas dentro de la célula, y las propiedades de un organismo multicelular dependen de la organización de las células de su cuerpo. El último nivel de organización biológica, la biosfera, resulta de las interacciones recíprocas de las plantas, los animales y los microorganismos de la Tierra y de sus interrelaciones con los factores físicos del ambiente.

## CUESTIONARIO

1. Describa los tres tipos de partículas que constituyen al átomo. ¿Qué es el número atómico? ¿Qué es el peso atómico?
2. Para cada uno de los isótopos siguientes, determine el número de protones y neutrones en el núcleo: a)  $^{11}\text{C}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$ ; b)  $^{31}\text{P}$ ,  $^{32}\text{P}$ ,  $^{33}\text{P}$ ; c)  $^{32}\text{S}$ ,  $^{35}\text{S}$ ,  $^{38}\text{S}$ .
3. Considere los isótopos del fósforo que se presentan en la pregunta 2. ¿Esperaría usted que estos tres isótopos muestren las mismas propiedades químicas en un organismo vivo? Justifique la respuesta.
4. Aunque ningún modelo del átomo nos da un “cuadro” exacto de su estructura, los diferentes modelos pueden ayudarnos a comprender algunas de sus características. ¿Qué características del átomo fueron acentuadas por el modelo planetario? ¿Qué características importantes de los electrones fueron remarcadas en el modelo de Bohr? ¿Qué información adicional acerca de los electrones provee el modelo orbital?
5. Las luces de las calles de muchas ciudades contienen lámparas llenas de vapor de sodio. Cuando la energía eléctrica pasa a través de la lámpara, aparece una luz amarilla brillante. ¿Qué ocurre en los átomos de sodio para que esto se produzca?
6. ¿Cuál es la diferencia entre un nivel de energía y un orbital? ¿Cuántos electrones puede mantener el primer nivel de energía de un átomo? ¿Y el segundo y el tercer nivel?
7. Determine el número de protones, de neutrones, de niveles de energía y de electrones en el nivel energético más exterior de cada uno de los siguientes átomos: oxígeno, nitrógeno, carbono, azufre, fósforo, cloro, potasio y calcio.
8. ¿Cuántos electrones necesita compartir, ganar o perder cada uno de los átomos de la pregunta 7 para adquirir un nivel energético exterior completo?

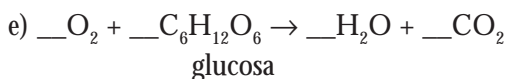
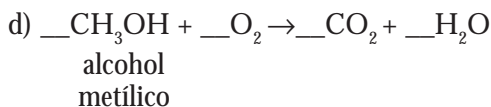
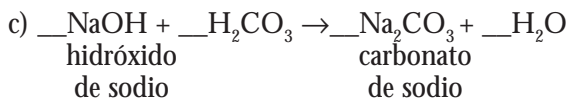
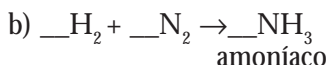
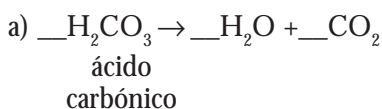
9. El magnesio tiene un número atómico de 12. ¿Cuántos electrones se encuentran en su primer nivel de energía, en su segundo nivel de energía y en el tercero?

¿Cuál sería el resultado de la interacción entre el magnesio y el cloro? Escriba la fórmula del cloruro de magnesio.

10. Explique las diferencias entre enlaces iónicos, covalentes y covalentes polares. ¿Qué tendencia de los átomos favorece su interacción para formar enlaces?

11. Las moléculas que contienen enlaces covalentes polares tienen típicamente regiones de carga positiva y negativa y, por lo tanto, son polares. Sin embargo, algunas moléculas que contienen enlaces covalentes polares son no polares. Explique cómo es posible esto.

12. Sabiendo que las reacciones químicas tienen que estar equilibradas, coloque los números apropiados en los espacios con guiones (clave: de 1 a 6 en todos los casos):



13. ¿Qué elementos constituyen la mayor parte del tejido vivo? ¿Qué características comparten los átomos de estos seis elementos?