



Teoría atómica moderna y tabla periódica

xido de hi-



Los electrones que se mueven entre los niveles energéticos del neón producen los colores de este pasaje de neón en el Epcot Center.

Contenido

- | | |
|--|---|
| 10.1 Breve historia | 10.5 Estructura atómica de los primeros 18 elementos |
| 10.2 Radiación electromagnética | 10.6 Estructura electrónica y la tabla periódica |
| 10.3 El átomo de Bohr | |
| 10.4 Niveles de energía de los electrones | |

¿Cómo hacemos al estudiar un objeto demasiado pequeño para poder verlo? Recuerda aquel regalo de cumpleaños. La envoltura y el tamaño de la caja no te decían mucho, pero al agitarla, voltearla y levantarla tuviste claves indirectas de su contenido. Después de los experimentos que hiciste, quizá pudiste suponer con mucha certidumbre acerca del contenido. Pero, ¿era correcta tu suposición? La única forma de saberlo, sin lugar a dudas, era abrir el paquete.

Los químicos tienen el mismo dilema cuando estudian el átomo. Los átomos son tan diminutos que no es posible usar nuestros sentidos para describirlos. En esencia, trabajamos a oscuras con este paquete que llamamos átomo. No obstante, con los avances en instrumentos (aparatos de rayos X y microscopios de barrido electrónico) y de los aparatos de medición (espectrofotómetros, imágenes de resonancia magnética, IRM), así como nuestras habilidades matemáticas nos acercan más a descorrer el velo de los secretos del átomo.



10.1 Breve historia

Durante los últimos 200 años se ha acumulado una abrumadora cantidad de datos que respaldan la teoría atómica. Cuando los antiguos griegos propusieron la existencia de los átomos, originalmente no había evidencias físicas que apoyaran sus ideas. Los primeros químicos efectuaron experimentos muy diversos, que culminaron con el modelo de Dalton. A causa de las limitaciones de este modelo, Thomson primero y después Rutherford, propusieron modificaciones que condujeron a nuestro concepto moderno del átomo nuclear. Estos primeros modelos del átomo funcionaron bastante bien. De hecho, continuamos usándolos para concebir muchos conceptos químicos. Sin embargo, quedan algunas preguntas que estos modelos no pueden resolver, por ejemplo, cómo se relaciona la estructura atómica con la tabla periódica. En este capítulo describiremos nuestro modelo moderno de átomo y veremos cómo cambia y mejora respecto de los primeros modelos atómicos.



Los surfistas calculan a simple vista la longitud de onda, la frecuencia y la velocidad de las olas para lograr montarse en ellas.

longitud de onda
frecuencia
velocidad



10.2 Radiación electromagnética

Los científicos han estudiado la energía y la luz durante siglos, y han propuesto varios modelos para explicar cómo se transfiere la energía de un lugar a otro. Una forma en que viaja la energía por el espacio es la *radiación electromagnética*. Como ejemplos de radiación electromagnética tenemos a la luz solar, los rayos X en el consultorio del dentista, las microondas de los hornos de microondas, las ondas de radio y televisión y el calor radiante de la chimenea. Aunque estos ejemplos parecen ser muy diferentes, son similares en ciertos aspectos importantes. Cada uno muestra un comportamiento ondulatorio y todos viajan a la misma velocidad en el vacío (3.00×10^8 m/s).

El estudio del comportamiento ondulatorio es un tema de otro curso, pero necesitamos la terminología básica para comprender los átomos. Las ondas tienen tres características básicas: longitud de onda, frecuencia y velocidad. La **longitud de onda** (λ) es la distancia entre dos máximos (o valles) consecutivos en una onda, como se muestra en la figura 10.1. La **frecuencia** (ν) define cuántas ondas pasan por un punto dado en un segundo. La **velocidad** (v) nos dice cuál es la rapidez con que una onda atraviesa el espacio.

La luz es una forma de radiación electromagnética y suele clasificarse por su longitud de onda, como vemos en la figura 10.2. Observa que la luz visible sólo es una pequeñísima parte del espectro electromagnético. Algunos ejemplos

QUÍMICA EN ACCIÓN • Tú iluminas mi vida



Las aves de la familia de los loros tienen una forma poco común para atraer a sus parejas: sus plumas resplandecen en la oscuridad. Este fenómeno se llama fluorescencia. Se debe a la absorción de luz ultravioleta, la cual se vuelve a emitir a longitudes de onda más largas, que tanto las aves como la gente podemos ver. En nuestra vida diaria esto sucede en una lámpara fluorescente o en los resplandores de muchos productos oscuros como barras luminosas.

Kathleen Arnold, de la Universidad de Glasgow, Escocia, descubrió que las plumas de los loros que producen fluorescencia eran sólo las que usaban para exhibirse o las que mostraban du-

rante el cortejo. Decidió llevar a cabo experimentos con pericos australianos con sus colores naturales. Los investigadores dieron a las aves la oportunidad de elegir pareja entre dos pericos, a los cuales embadurnaron de jalea de petróleo. Una de las parejas potenciales también tenía un bloqueador UV en la jalea de petróleo. Las aves mostraron clara preferencia por parejas que no tenían bloqueador UV. Esto

permitió a los investigadores llegar a la conclusión de que los pericos prefieren cortejar a parejas radiantes. Los investigadores también incluyeron en los experimentos parejas del mismo sexo y descubrieron que no mostraban preferencia por compañeros radiantes.

Tal vez se pueda descubrir que el crepúsculo en realidad no agrega resplandor al romance. La luz ultravioleta sí lo hace con los pericos.

Los pericos australianos bajo la luz normal y bajo luz ultravioleta que muestra el resplandor que utilizan para atraer a su pareja.



de radiación electromagnética donde ocurren intercambios de energía fuera de la región visible son las brasas calientes de un brasero, que transfieren radiación infrarroja que asa la carne, y las microondas que transfieren energía a las moléculas de agua de los alimentos, haciendo que se muevan con más rapidez, aumentando así la temperatura del alimento.

Tenemos evidencia de la naturaleza ondulatoria de la luz. También sabemos que un rayo de luz se comporta como un flujo de paquetes diminutos de energía llamados **fotones**. Entonces, ¿qué es exactamente la luz? ¿Es una partícula? ¿Es una onda? Los científicos han convenido en explicar las propiedades de la radiación electromagnética con ambas propiedades, ondas y partículas. Ninguna de esas explicaciones es la ideal, pero por el momento son nuestros mejores modelos.

fotones

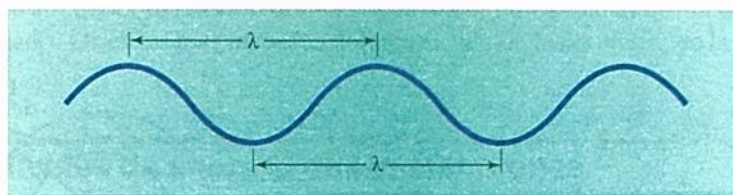


Figura 10.1
La letra griega λ, designa la longitud de onda de este ejemplo. Puede medirse de pico a pico o de valle a valle.

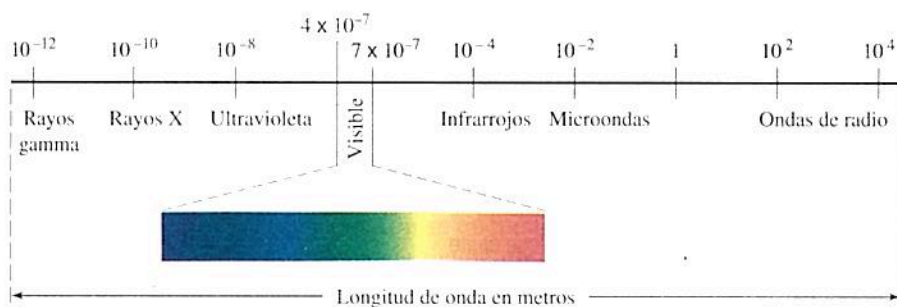


Figura 10.2
Espectro electromagnético.

10.3 El átomo de Bohr

espectro de líneas

Los científicos, en su búsqueda por entender las propiedades de la radiación electromagnética, empezaron a acumular las evidencias de que los átomos pueden irradiar luz. A temperaturas elevadas, o cuando se les somete a voltajes elevados, los elementos en estado gaseoso emiten luz de color. Los anuncios de neón de colores brillantes ilustran muy bien esta propiedad de la materia. Cuando la luz emitida por un gas se hace pasar a través de un prisma o de una rejilla de difracción, se forma un conjunto de líneas brillantes de colores que recibe el nombre de **espectro de líneas** (figura 10.3). Estas líneas coloridas indican que hay emisión de luz sólo a ciertas longitudes de onda, o frecuencias, que corresponden a colores específicos. Cada elemento da lugar a un conjunto único de estas líneas espectrales, diferente de las que emiten los demás elementos.

Entre 1912 y 1913, al estudiar el espectro de líneas del hidrógeno, el físico danés, Niels Bohr (1885-1962), hizo una gran contribución a los conocimientos, en rápida expansión, de la estructura atómica. Sus investigaciones lo llevaron a suponer que los electrones de un átomo se encuentran en regiones específicas a varias distancias del núcleo. También imaginó que los electrones giraban en órbitas alrededor del núcleo, al igual que los planetas giran alrededor del Sol, como se muestra en la figura 10.4.

cuantos

El primer trabajo que publicó Bohr en este campo se refería al átomo de hidrógeno, que describió como un solo electrón girando en órbita alrededor de un núcleo relativamente pesado. Aplicó el concepto de cuantos de energía, propuesto en 1900 por el físico alemán Max Planck (1858-1947), al espectro de líneas observado del hidrógeno. Planck estableció que la energía nunca se emite en forma de un flujo continuo, sino sólo en forma de paquetes discretos llamados **cuantos** (del latín *quantum*, cuánto). A partir de esto, Bohr supuso que los electrones tienen varias energías posibles que corresponden a diversas órbitas posibles, a varias distancias del núcleo. Por consiguiente, un electrón tiene que estar en un nivel de energía específico; no puede existir entre dos niveles de energía. En otras palabras, se dice que la energía del electrón está cuantizada. Bohr también afirmó que cuando un átomo de hidrógeno absorbe uno o más cuantos de energía, su electrón "salta" a un nivel de mayor energía.

estado fundamental

Bohr pudo explicar el espectro de líneas del hidrógeno de esta forma. Existen varios niveles de energía disponibles y el menor de ellos se llama **estado fundamental**. Cuando un electrón "cae" de un nivel de mayor energía a uno de me

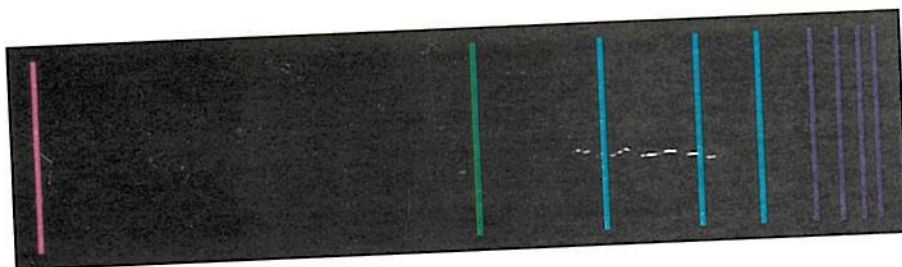


Figura 10.3
Espectro de líneas del hidrógeno. Cada línea corresponde a la longitud de onda que emite el electrón del átomo de hidrógeno (luego de haber absorbido energía) cuando regresa a un nivel energético más bajo.

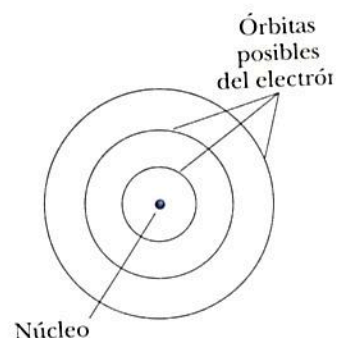


Figura 10.4
El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno describe al electrón girando en ciertas órbitas circulares permitidas alrededor del núcleo.

nor (digamos del cuarto al segundo), se emite un cuanto de energía en forma de luz a una frecuencia o longitud de onda específicas (figura 10.5). Esa luz corresponde a una de las líneas visibles en el espectro del hidrógeno (figura 10.3). En este espectro son visibles varias líneas, cada una de las cuales corresponde a un cambio específico de nivel energético del electrón del átomo de hidrógeno.

Las propiedades químicas de un elemento y su posición en la tabla periódica dependen del comportamiento de los electrones en los átomos. A su vez, mucho de nuestro conocimiento acerca del comportamiento de los electrones en los átomos se basa en la espectroscopia. Gran parte de nuestro conocimiento sobre la estructura atómica se lo debemos a Niels Bohr: 1) al sugerir los niveles cuantizados de energía de los electrones y 2) al demostrar que el espectro de líneas se debe a la emisión de pequeños incrementos de energía (los cuantos de Planck) cuando los electrones pasan de un nivel de energía a otro. Los cálculos de Bohr se ajustaban bastante bien al correlacionar el espectro de líneas observado en forma experimental con los niveles de energía del electrón del átomo de hidrógeno. Sin embargo, los métodos de cálculo de Bohr no tuvieron éxito para átomos más pesados. Se necesitaba más desarrollo teórico sobre la estructura atómica.

En 1924 el físico francés Louis de Broglie sugirió una hipótesis sorprendente: todos los objetos tienen propiedades ondulatorias. De Broglie utilizó matemáticas muy complicadas para demostrar que las propiedades ondulatorias de un objeto de tamaño común, como una pelota de béisbol, son demasiado pequeñas para ser observadas. Pero para objetos pequeños, como el electrón, las propiedades ondulatorias se vuelven significativas. Otros científicos confirmaron la hipótesis de De Broglie, demostrando que los electrones presentan propiedades ondulatorias. En 1926, Erwin Schrödinger, físico austriaco, ideó un modelo matemático que describe a los electrones como ondas. Con la mecánica ondulatoria de Schrödinger podemos determinar la *probabilidad* de localizar a un electrón en una cierta región alrededor del átomo.

Este tratamiento del átomo dio lugar a una nueva rama de la física, la *mecánica ondulatoria* o *mecánica cuántica*, que constituye la base de nuestra comprensión moderna de la estructura atómica. Aunque la descripción mecánico-ondulatoria del átomo es matemática, se puede traducir, al menos en parte, a un modelo visual. Es importante darse cuenta que no podemos localizar al electrón con precisión en un átomo; sin embargo, queda claro que los electrones no giran alrededor del núcleo en órbitas, como Bohr postuló. En lugar de ello, los electrones se encuentran en *orbitales*. Un **orbital**, representado en la figura 10.6, es una región del espacio alrededor del núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar un electrón dado. Diremos más respecto del significado de los orbitales en la siguiente sección.

10.4 Niveles de energía de los electrones

Una de las ideas de Bohr, que contribuyeron al concepto moderno del átomo, fue que la energía del electrón está cuantizada; es decir, el electrón está limitado sólo a ciertas energías permitidas. El modelo mecánico-ondulatorio del átomo también predice **niveles principales de energía** discretos en el átomo. Estos niveles de energía se designan con la letra n , donde n es un entero positivo (figura 10.7). El nivel energético principal más bajo corresponde a $n = 1$, el siguiente a $n = 2$, y así sucesivamente. A medida que n aumenta, la energía del electrón también se incrementa y, en promedio, el electrón se encuentra más alejado del núcleo.

Cada nivel energético principal se divide en **subniveles**, que se ilustran en la figura 10.8. El primer nivel energético principal tiene un subnivel. El segun-

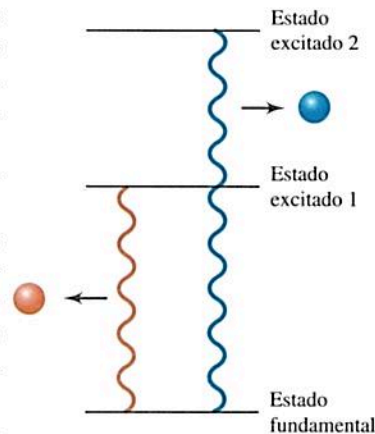


Figura 10.5

Cuando un electrón excitado regresa al estado fundamental, se libera energía que se emite en forma de fotón. La diferencia de energía entre los dos estados (excitado y fundamental) determina el color (longitud de onda) de la luz.

orbital

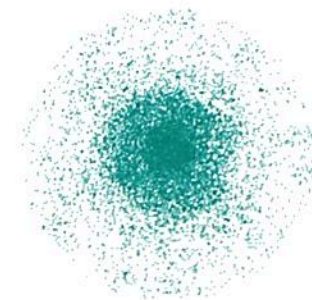


Figura 10.6

Representación de un orbital de un átomo de hidrógeno. La intensidad de los puntos muestra que el electrón pasa más tiempo cerca del núcleo.

niveles principales de energía

subnivel

liación
os pue-
jes ele-
cios de
Cuan-
a rejilla
cibe el
an que
corres-
o de es-

sico da-
nientos,
varon a
ecíficas
n en ór-
Sol, co-

o de hi-
edor de
gía, pro-
ro de lí-
se emite
s llama-
o que los
s órbitas
iene que
iveles de
antizada.
o o más

i. Existen
o funda-
o de me-

Órbitas
posibles
el electrón

como
el electrón
as
rededor

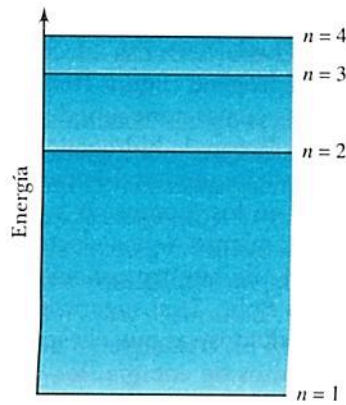


Figura 10.7
Los cuatro primeros niveles energéticos principales del átomo de hidrógeno. A cada nivel se le asigna un número cuántico principal n .

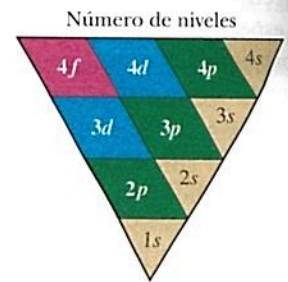


Figura 10.8
Tipos de orbitales de cada uno de los cuatro primeros niveles energéticos.

do nivel energético principal tiene dos subniveles, el tercer nivel de energía tiene tres subniveles, y así sucesivamente. Cada uno de los subniveles, llamado orbitales, contiene espacios para acomodar a los electrones.

En cada subnivel los electrones se encuentran en orbitales específicos. Consideremos cada nivel energético principal. El primer nivel principal ($n = 1$) tiene un subnivel o tipo de orbital. Tiene forma esférica y se representa por $1s$. Es importante comprender lo que significa la forma esférica del orbital $1s$. El electrón *no* se mueve alrededor o en la superficie de la esfera, sino más bien la superficie encierra un espacio en donde hay 90% de probabilidades de descubrir al electrón. Podría ser útil considerar estas formas de los orbitales como si se tratara de nuestra atmósfera. No hay una línea divisoria definida entre la atmósfera y el "espacio". El límite es muy difuso. Lo mismo sucede con los orbitales atómicos. Cada uno tiene una región de densidad máxima que corresponde aproximadamente a su forma. La probabilidad de hallar al electrón fuera de esa región disminuye con celeridad, pero nunca llega a ser de cero. Los científicos suelen hablar de "nubes" electrónicas para destacar la naturaleza difusa de sus límites.

espín

¿Cuántos electrones puede haber en un orbital $1s$? Para contestar esta pregunta necesitamos considerar una propiedad más de los electrones. Esta propiedad se llama **espín**. Cada electrón se representa como si girara sobre un eje como el globo terrestre. Sólo puede girar en dos direcciones. Representamos este espín con una flecha \uparrow o \downarrow . Para ocupar el mismo orbital, los electrones deben tener espines *opuestos*. Esto es, dos electrones con el mismo espín no pueden ocupar el mismo orbital. Esto responde nuestra pregunta: un orbital atómico puede tener un máximo de dos electrones, los cuales deben tener espines opuestos. A esta regla se le llama **principio de exclusión de Pauli**. En resumen, el primer nivel energético principal tiene un tipo de orbital ($1s$) que aloja un máximo de dos electrones.

principio de exclusión de Pauli

¿Qué pasa con el segundo nivel energético principal ($n = 2$)? Aquí encontramos dos tipos de orbitales o subniveles, $2s$ y $2p$. Como el $1s$, del primer nivel energético principal, el orbital del nivel $2s$ es esférico, pero con mayor tamaño y mayor energía. También acomoda un máximo de dos electrones. El segundo tipo de orbital se designa como $2s$. El subnivel $2p$ consta de tres orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$. La forma de los orbitales p difiere por completo de la de los orbitales s , como se muestra en la figura 10.9.

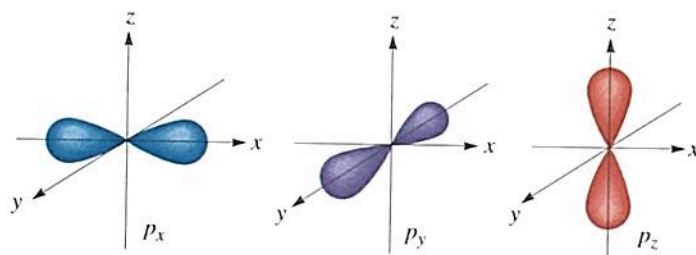


Figura 10.9
Representación, en perspectiva, de los orbitales atómicos p_x , p_y y p_z .

Cada orbital p tiene dos "lóbulos". Recuerda que el espacio que encierran estas superficies representa la región donde la probabilidad de encontrar los electrones es de 90%. Hay tres orbitales p distintos, y cada uno se orienta en dirección diferente, y cada orbital p puede tener un máximo de dos electrones. Así, la cantidad total de electrones que pueden residir en los tres orbitales p es de seis. Para resumir nuestro modelo, el primer nivel energético principal de un átomo tiene un orbital $1s$. El segundo nivel energético principal tiene un orbital $2s$ y tres orbitales $2p$ que se representan por $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$, como se muestra en la figura 10.10.

Advierte la correspondencia entre el nivel de energía y el número de subniveles.

El tercer nivel energético principal tiene tres tipos de orbitales (o subniveles) identificados como $3s$, $3p$ y $3d$. El orbital $3s$ es esférico y mayor que los orbitales $1s$ y $2s$. Los orbitales $3p_x$, $3p_y$ y $3p_z$ tienen forma semejante a los del segundo nivel, sólo que mayores. Los cinco orbitales $3d$ y su forma se muestran en la figura 10.11. No es necesario memorizar estas formas, pero advierte que son distintos a los orbitales s o p .

Cada vez que se agrega un nivel energético principal, también se agrega un nuevo subnivel. Esto tiene sentido porque notamos que cada nivel de energía significa mayor distancia promedio al núcleo, lo que proporciona mayor espacio en cada nivel para nuevos orbitales en cada nivel.

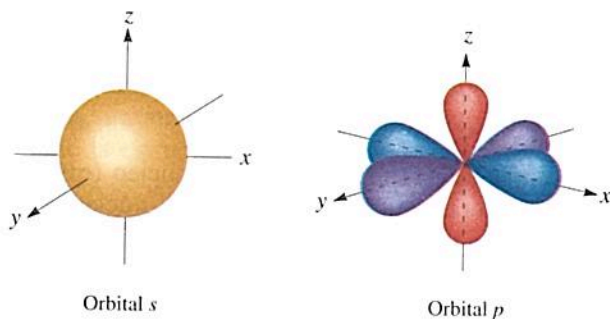


Figura 10.10
Los orbitales del segundo nivel energético principal son un orbital $2s$ y tres $2p$.

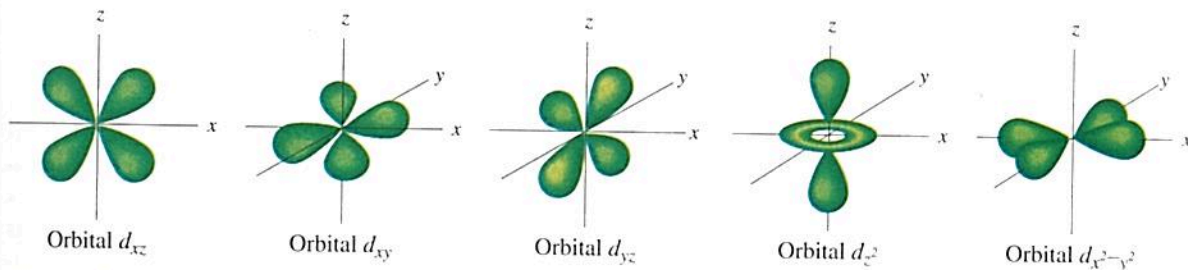


Figura 10.11
Los cinco orbitales d se encuentran en el tercer nivel energético principal, junto con un orbital $3s$ y tres orbitales $3p$.



Imagina un reloj que no se adelanta ni atrasa más de 1 segundo durante más de un millón de años. En el National Institute of Standards and Technology (Instituto Nacional de Normas y Tecnología), en Boulder, Colorado, tienen un reloj atómico que hace su trabajo un poquito mejor que un despertador normal, o que el reloj del abuelo o el de cucú. Este reloj atómico es el patrón internacional del tiempo y la frecuencia. ¿Cómo funciona?

Dentro de esta caja deslumbrante hay varias capas de blindaje magnético. En el corazón del reloj hay un pequeño horno que calienta cesio metálico, para que se liberen átomos que se juntan en un haz delgado (1 mm de ancho). El haz de átomos pasa por un largo tubo al vacío, y al mismo tiempo es excitado por un rayo láser hasta que

todos los átomos de cesio estén en el mismo estado electrónico.

Los átomos pasan entonces a otra cámara repleta de microondas reflejantes. La frecuencia de las microondas (9 192 631 770 ciclos por segundo) es exactamente la frecuencia requerida para excitar a un átomo de cesio de su estado fundamental al siguiente nivel energético superior. Estos átomos excitados liberan radiación electromagnética en un proceso que se conoce como fluorescencia. Los circuitos electrónicos mantienen la frecuencia de las microondas en el valor exacto para conservar a los átomos de cesio pasando de un nivel al siguiente. Un segundo equivale a 9 192 631 770 vibraciones de este tipo. El reloj se ajusta a esa frecuencia y puede indicar un tiempo exacto durante más de un millón de años.



Este reloj actualiza la fecha de manera automática al comparar el tiempo con un reloj atómico mediante una señal de radio.

La pauta continúa con el cuarto nivel principal de energía. Tiene orbitales $4p$, $4d$ y $4f$. Hay un orbital $4s$, tres $4p$, cinco $4d$ y siete orbitales $4f$. Las formas de los orbitales s , p y d son iguales a las de los niveles más bajos, sólo que con mayor tamaño. No consideraremos las formas de los orbitales f . Recuerda que para todos los orbitales s , p , d y f , el número máximo de electrones por orbitales es de dos. En resumen, los tipos de orbitales asociados con cada nivel energético principal son:

$n = 1$	$1s$				
$n = 2$	$2s$	$2p$	$2p$	$2p$	
$n = 3$	$3s$	$3p$	$3p$	$3p$	$3d$ $3d$ $3d$ $3d$ $3d$
$n = 4$	$4s$	$4p$	$4p$	$4p$	$4d$ $4d$ $4d$ $4d$ $4d$ $4f$ $4f$ $4f$ $4f$ $4f$ $4f$ $4f$

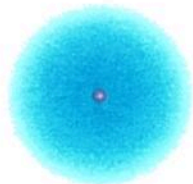


Figura 10.12
El concepto moderno de átomo de hidrógeno consiste en un protón y un electrón que ocupan un orbital s . El área sombreada representa una región en donde hay una probabilidad de 90%, de localizar el electrón.

El átomo de hidrógeno está formado por un núcleo (que contiene un protón) y un electrón que ocupa una región fuera del núcleo. En su estado fundamental, el electrón ocupa un orbital $1s$, pero cuando absorbe energía, el electrón se puede excitar y pasar a un nivel energético superior.

El átomo de hidrógeno se puede representar como vemos en la figura 10.1. El diámetro del núcleo es del orden de 10^{-13} cm, y el del orbital del electrón, también del orden de 10^{-8} cm. El diámetro de la nube electrónica de un átomo de hidrógeno es unas 100 000 veces mayor que el diámetro del núcleo.

10.5 Estructura atómica de los primeros 18 elementos

Hemos visto que el hidrógeno tiene un electrón que puede ocupar varios orbitales en distintos niveles energéticos principales. Ahora consideraremos la estructura de los átomos que tienen más de un electrón. Debido a que todos los átomos tienen orbitales semejantes a los del hidrógeno, podemos describir la estructura de los átomos distintos del hidrógeno colocando electrones, en forma sistemática, en estos orbitales. Aplicamos los siguientes lineamientos a este proceso:

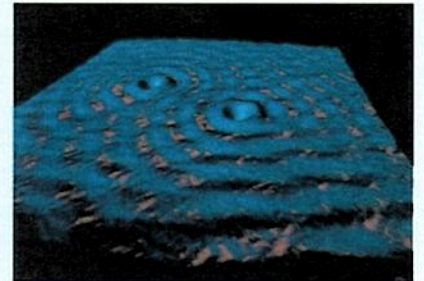


Los físicos modernos nos han sorprendido con la idea de que las partículas elementales tienen propiedades ondulatorias. Los protones, electrones y las demás partículas elementales se comportan algunas veces como ondas y otras como partículas. Ahora tenemos imágenes que muestran realmente este comportamiento ondulatorio de las partículas. Donald Eigler, del Centro de Investigación IBM Almaden, en San José, California, empleó un microscopio electrónico de barrido a una temperatura de 4 K para tomar la fotografía que aquí se muestra. La superficie de este cristal de cobre sorprendió aun a los físicos. Los electrones que se mueven alrededor de la superficie del cristal producen las ondas que vemos en la fotografía, rebotando en las impurezas (que son los dos agujeros en la fotografía) del cobre. Debido a que

cada electrón se comporta como una onda, interfiere consigo mismo luego de reflejarse en una impureza del cobre. El patrón de interferencia se llama onda estacionaria, esto es, una onda que vibra de arriba abajo sin movimiento transversal visible, como cuando se toca una cuerda de violín. Las crestas de las ondas representan regiones donde es más probable descubrir el electrón en su forma de partícula.

Los átomos de los metales pierden con facilidad uno o más electrones, los cuales se mueven con libertad en todo el cristal del metal, y forman lo que se llama un "mar de electrones". En la superficie del metal estos electrones suelen estar confinados en una sola capa, que tiene libertad para moverse sólo en dos dimensiones. Con estas restricciones, las partículas se comportan como ondas. El espesor de la capa electrónica que genera este bello pa-

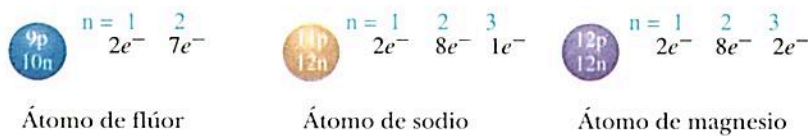
trón tiene un espesor de solo 0.02 Å. También se han generado imágenes semejantes de ondas electrónicas estacionarias con oro a temperatura ambiente.



Esta fotografía, de la superficie de un cristal de cobre, tomada con un microscopio de barrido electrónico, ilustra la naturaleza ondulatoria de la materia. El aumento es de 215 000 000×.

1. Un orbital no puede estar ocupado por más de dos electrones.
2. Los electrones ocupan los orbitales disponibles de menor energía. Sólo entran a un orbital de mayor energía cuando los orbitales inferiores se llenan. Para los átomos que siguen al de hidrógeno, la energía de los orbitales varía en el orden $s < p < d < f$ para un valor dado de n .
3. Cada orbital de un subnivel se ocupa con un solo electrón antes de que entre un segundo electrón. Por ejemplo, los tres orbitales p deben tener un electrón antes de que un segundo electrón entre a uno de ellos.

Podemos utilizar varios métodos para representar la estructura atómica de los átomos, según lo que tratemos de ilustrar. Si queremos mostrar tanto la composición nuclear como la estructura electrónica de cada nivel energético principal (sin detallar orbitales), podemos emplear un diagrama como el de la figura 10.13.



Con frecuencia nos interesa mostrar la distribución de los electrones de un átomo en sus orbitales. Hay dos formas de hacerlo. El primer método recibe el nombre de **configuración electrónica**. En este método se escribe cada tipo de orbital, mostrando el número de electrones que contiene en forma de exponente. Una configuración electrónica se lee como sigue:

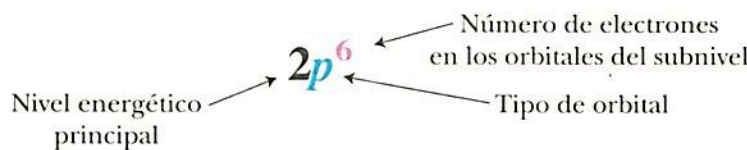


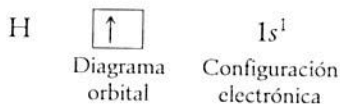
Figura 10.13
Diagramas estructurales atómicos de los átomos de flúor, sodio y magnesio. El número de protones y neutrones se muestra en el núcleo. El número de electrones, de cada nivel energético principal, se muestra fuera del núcleo.

configuración electrónica

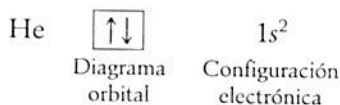
diagrama orbital

También podemos representar esta configuración con un **diagrama orbital** en el cual los orbitales se dibujan como casillas que contienen flechas que simbolizan a los electrones. Cuando el orbital contiene un electrón, se dibuja una flecha dentro de la casilla con la punta hacia arriba (\uparrow). Una segunda flecha que apunta hacia abajo (\downarrow), indica que el segundo electrón ocupa ese orbital.

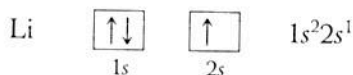
Consideremos los primeros 18 elementos de la tabla periódica. El orden de llenado de los orbitales de estos elementos es $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$ y $4s$. El hidrógeno, que es el primer elemento, tiene un solo electrón. El electrón ocupará el orbital $1s$ porque ésta es la posición más favorable (donde la atracción nuclear se manifiesta con más fuerza). Las dos representaciones se muestran a continuación:



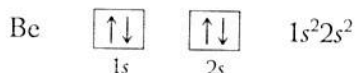
El helio, con dos electrones, se puede representar como



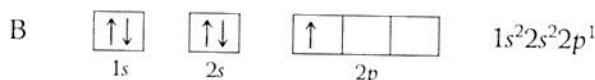
El primer nivel energético ahora está lleno y sólo puede alojar como máximo dos electrones. Un átomo con tres electrones tendrá que acomodar al tercer electrón en el segundo nivel de energía. Así, en el litio (número atómico 3), los dos primeros electrones están en el orbital $1s$ y el tercer electrón está en el orbital $2s$, del segundo nivel energético. El litio tiene la siguiente estructura:



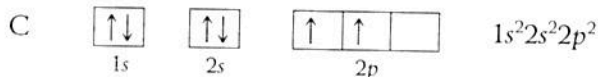
Los cuatro electrones del berilio son electrones s :



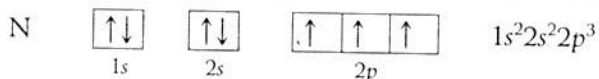
Con los seis elementos siguientes se ilustra la ocupación de los orbitales p . El boro tiene el primer electrón p . Debido a que todos los orbitales p tienen la misma energía, no importa cuál de esos orbitales se ocupe primero:



El carbono es el sexto elemento. Tiene dos electrones en el orbital $1s$, dos electrones en el orbital $2s$ y dos electrones que se pueden colocar en cualquiera de los orbitales $2p$. Debido a que es más difícil que los electrones p puedan aparearse en un solo orbital que ocupar un segundo orbital p , el segundo electrón p se acomoda en un orbital p distinto. Ahora podríamos escribir esto como $2p_x^1 2p_y^1$, pero es más común simbolizarlo como $2p^2$; se debe entender que los electrones ocupan orbitales p diferentes. Estos electrones tienen espines paralelos, pero la explicación de esto está fuera del alcance de este texto.



El nitrógeno tiene siete electrones, que ocupan los orbitales $1s$, $2s$ y $2p$. El tercer electrón p del nitrógeno aún está desapareado y ocupa el orbital $2p_z$:



a orbital,
que sim-
libuja una
da flecha,
e orbital.
orden de
l hidróge-
pará el or-
nuclear se
continua-

o máximo
al tercer
ico 3), los
í en el or-
tura:

orbitales p.
tienen la

al 1s, dos
cualquie-
p puedan
ndo elec-
r esto co-
nder que
spines pa-
o.

s y 2p. El
al 2p_z:

QUÍMICA EN ACCIÓN • ¡Sí, podemos ver los átomos!



Durante siglos, los científicos han argumentado y teorizado sobre la naturaleza y existencia de los átomos. Hoy en día, los físicos y químicos pueden obtener fotografías de átomos e incluso pasarlos uno por uno de un lugar a otro. Esta reciente posibilidad de ver átomos, moléculas y aun observar reacciones químicas es el resultado de la evolución del microscopio.

Con un microscopio óptico se pueden ver objetos del tamaño de una célula. Para ver objetos menores se necesita un microscopio electrónico. Como el ojo humano ya no puede captar un haz de electrones, la imagen se forma en una pantalla fluorescente o en una película fotográfica. Estos microscopios se han utilizado por algún tiempo para fotografiar moléculas grandes. Sin embargo, para ver objetos más diminutos se deben colocar en condiciones de vacío y los electrones deben tener alta energía. Si la muestra es frágil, como la mayoría de las moléculas, se puede destruir antes de haberse formado una imagen.

En 1981, Gerd Binnig y Heinrich Rohrer, dos investigadores de IBM, inventaron el primer microscopio de sensor de barrido. Estos instrumentos son fundamentalmente diferentes de los microscopios anteriores. En un microscopio de sensor de barrido, se coloca un sensor cerca de la superficie de una muestra y se mide algún tipo de parámetro (voltaje, campo magnético, etc.). Conforme se desplaza el sensor por la superficie se produce una imagen —de la misma forma en que un niño determina la identidad de un objeto encerrado en una bolsa opaca—. El primero de los instrumentos de sensor de barrido se llamó microscopio de barrido electrónico. Con él se obtuvieron las primeras imágenes nítidas de átomos de silicio, en enero de 1983. La mayor limitación del microscopio de barrido electrónico es que, para poder ver moléculas orgánicas, éstas deben recubrirse con una capa metálica delgada, para que los electrones tengan libertad de saltar de la superficie al sensor.

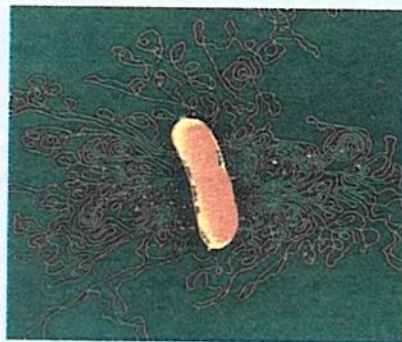
En 1985, un equipo de físicos de la Universidad de Stanford y de IBM re-

solvió el problema con un nuevo instrumento, que se conoce como microscopio de fuerza atómica, con él se miden las diminutas fuerzas eléctricas entre electrones, y no el movimiento real de los electrones de la superficie al sensor. La mayor ventaja de este método es que el sensor es tan suave que aun las moléculas muy frágiles permanecen intactas. El sensor es un fragmento pequeñísimo de diamante, fijo a otra pieza diminuta de silicio y funciona como la aguja de un fonógrafo. En la Universidad de California, en Santa Bárbara, un grupo de científicos filmó una película de la formación de un coágulo sanguíneo a escala molecular.

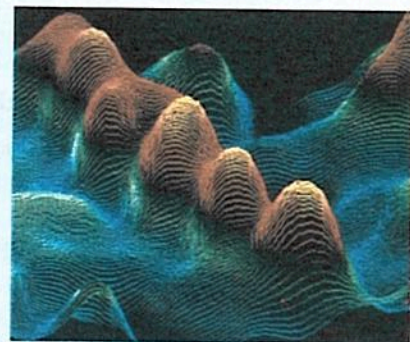
En la industria, se ha desarrollado otro tipo de instrumento de sensor de barrido para verificar la calidad del equipo microelectrónico. Los investigadores de IBM han desarrollado un microscopio de fuerza láser, en el cual un sensor diminuto de alambre mide fuerzas de atracción pequeñas (tensión superficial del agua), para detectar imperfecciones tan pequeñas como de 25 átomos de espesor.



Los cromosomas de una célula de cebolla se pueden ver en un microscopio óptico.

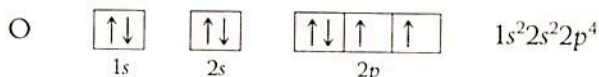


Los microscopios electrónicos revelan el DNA de la bacteria *E. coli* (filamentos amarillos).

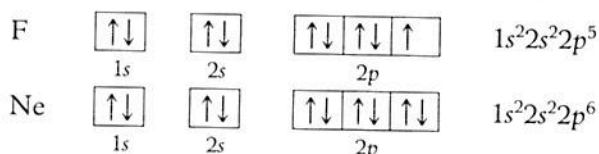


Fotografía de una molécula de DNA tomada en un microscopio electrónico de barrido.

El oxígeno es el octavo elemento. Tiene dos electrones, tanto en el orbital 1s como en el 2s, y cuatro electrones en los orbitales 2p. Uno de los orbitales 2p ahora tendrá un segundo electrón, cuyo espín será opuesto al del electrón que ya ocupaba el orbital:

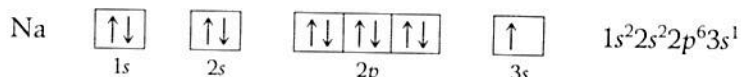


Los dos elementos siguientes son el flúor con 9 electrones y el neón con 10:



Con el neón, se terminan de llenar los niveles energéticos primero y segundo, como se muestra en la tabla 10.1. El segundo nivel de energía puede tener un máximo de ocho electrones, $2s^2 2p^6$.

El sodio, el elemento 11, tiene dos electrones en el primer nivel de energía y ocho electrones en el segundo; el electrón restante ocupa el orbital $3s$ en el tercer nivel energético:



Siguen en orden el magnesio (12), aluminio (13), silicio (14), fósforo (15), azufre (16), cloro (17) y argón (18). En la tabla 10.2 se resume el llenado de los orbitales de los elementos 11 al 18.

electrones de valencia

Los electrones del nivel energético más externo (el más alto) de un átomo se llaman **electrones de valencia**. Por ejemplo, el oxígeno, que tiene la configuración electrónica de $1s^2 2s^2 2p^4$, tiene electrones en el primero y segundo niveles energéticos. En consecuencia, el segundo nivel (2) es el nivel de valencia del oxígeno. Los electrones $2s$ y $2p$ son los electrones de valencia. En el caso del magnesio ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), los electrones de valencia están en el orbital $3s$, porque el nivel más externo que tiene electrones es el tercer nivel de energía. Los electrones de valencia participan en la formación de enlaces entre átomos para formar compuestos, y son de interés especial para los químicos, como veremos en el capítulo 11.

Tabla 10.1 Llenado orbital de los 10 primeros elementos*

Número	Elemento	Orbitales			Configuración electrónica
		1s	2s	2p	
1	H	$\boxed{\uparrow}$			$1s^1$
2	He	$\boxed{\uparrow\downarrow}$			$1s^2$
3	Li	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow}$		$1s^2 2s^1$
4	Be	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$		$1s^2 2s^2$
5	B	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow} \quad \boxed{} \quad \boxed{}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}$	$1s^2 2s^2 2p^6$

* Las casillas representan orbitales agrupados por subnivel. Los electrones se simbolizan con flechas.

Tabla 10.2 Diagramas orbitales y configuración electrónica de los elementos 11 a 18

Número	Elemento	Orbital					Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	3p	
11	Na	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	\uparrow		$1s^22s^22p^63s^1$
12	Mg	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^22s^22p^63s^2$
13	Al	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \square \square	$1s^22s^22p^63s^23p^1$
14	Si	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \square	$1s^22s^22p^63s^23p^2$
15	P	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	$1s^22s^22p^63s^23p^3$
16	S	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	$1s^22s^22p^63s^23p^4$
17	Cl	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	$1s^22s^22p^63s^23p^5$
18	Ar	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$1s^22s^22p^63s^23p^6$

Práctica 10.1

Escribe la configuración electrónica de los electrones de valencia de estos elementos:

- (a) B (b) N (c) Na (d) Cl

10.6**Estructura electrónica y la tabla periódica**

Hemos visto cómo se asignan los electrones a los átomos de los elementos 1 a 18. ¿Qué relación hay entre la estructura electrónica de esos átomos y su posición en la tabla periódica? Para responder esta pregunta necesitamos considerar con más detalle la tabla periódica.

La tabla periódica representa los esfuerzos realizados por los químicos para organizar a los elementos de manera lógica. Al principio del siglo XIX, los químicos tenían conocimientos suficientes para agrupar las propiedades de los elementos por sus semejanzas. En 1869, Dimitri Mendeleev (1834-1907), en Rusia, y Lothar Meyer (1830-1895), en Alemania, publicaron en forma independiente ordenamientos periódicos de los elementos con base en las masas atómicas crecientes. El ordenamiento de Mendeleev es el precursor de la tabla periódica moderna y su nombre se asocia con ella. La tabla periódica moderna se muestra en la figura 10.14.

Como se muestra en la figura 10.14, cada fila de la tabla periódica se llama **periodo**. El número de cada periodo corresponde al nivel energético más externo que tiene electrones en ese periodo de elementos. Los del primer renglón (periodo 1) sólo tienen electrones en el nivel energético 1, mientras que los del segundo (periodo 2) tienen electrones en los niveles 1 y 2. En el periodo 3 hay electrones en los niveles 1, 2 y 3, y así sucesivamente.

Los elementos que se comportan en forma similar se encuentran en **grupos** o **familias** y forman las columnas de la tabla periódica. Existen varios sistemas para enumerar los grupos. En un sistema, las columnas se numeran de izquier-

periodo

grupos, familias

Número de grupo

IA

Gases nobles

9 — Número atómico
F — Símbolo

1	2											3	4	5	6	7	8	9	10																				
H	He											B	C	N	O	F	Ne																						
2	3	4											5	6	7	8	9	10																					
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																						
3	11	12	13	14	15	16	17	18	VIII			19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36										
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr											
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	—	—							
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112																											
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	—	—																												

Figura 10.14
Tabla periódica de los elementos.

elementos
representativos
elementos de transición

Ambos sistema de
numeración se muestran
en la segunda de forros de
este libro.

da a derecha con los números 1 a 18. Sin embargo, usaremos un sistema que enumera las columnas con números romanos y las letras A y B, como se muestra en la figura 10.14. Los grupos A se conocen como **elementos representativos**. Los elementos de los grupos B y VIII se llaman **elementos de transición**. En este libro enfocaremos nuestra atención en los elementos representativos. Además, algunos de los grupos o columnas de la tabla periódica tienen nombre específico. Por ejemplo, el grupo ubicado en el extremo derecho de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) es el grupo de los *gases nobles*. El Grupo IA se llama de los *metales alcalinos*, el Grupo IIA es el de los *metales alcalinotérreos* y el Grupo VIIA, es el de los *halógenos*.

¿Cómo se relaciona la estructura de la tabla periódica con la estructura atómica de los elementos? Acabamos de ver que en la tabla de los elementos los periodos se asocian con el nivel energético de los electrones más externos de los átomos de ese periodo. Veamos las configuraciones de los electrones de valencia de los elementos que hemos examinado hasta ahora (figura 10.15). ¿Observas alguna regularidad? La configuración electrónica de valencia de los elementos de cada columna es la misma. El comportamiento químico y las propiedades de los elementos de una familia dada deben, por tanto, asociarse con la configuración electrónica de los elementos. El número del nivel de energía

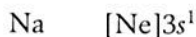
Figura 10.15
Configuración electrónica
de valencia de los primeros
18 elementos.

IA							Gases nobles
1							2
H							He
$1s^1$							$1s^2$
3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
11	12	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$

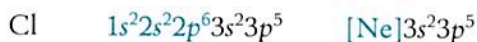
10.6 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y LA TABLA PERIÓDICA

es diferente. Esto es lo que esperábamos, porque cada nuevo periodo está asociado con un nivel energético distinto para los electrones de valencia.

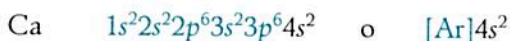
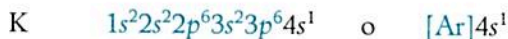
Las configuraciones electrónicas que siguen a estos primeros 18 son muy largas y es tedioso escribirlas. La configuración electrónica suele abreviarse con la notación siguiente:



Observa con cuidado la figura 10.15 y advertirás que los orbitales p de los gases nobles están llenos. Al colocar el símbolo de un gas noble entre corchetes podemos abreviar la configuración electrónica completa y concentrar nuestra atención en los electrones de valencia (que son los que nos interesarán cuando expliquemos el enlace químico en el capítulo 11). Para escribir la configuración electrónica abreviada de cualquier elemento, retrocede hasta el gas noble anterior y escribe su símbolo entre corchetes. Después anota los electrones de valencia. Aquí damos unos ejemplos:



La secuencia de ocupación de orbitales es como se podría esperar hasta los orbitales $3p$. Sería lógico suponer que el tercer nivel de energía se llenara con electrones $3d$ antes de que los electrones comenzaran a ocupar el orbital $4s$, pero no es así. El comportamiento y las propiedades de los dos elementos que siguen, potasio (19) y calcio (20), son muy similares a los elementos de los grupos IA y IIA, respectivamente. Se ve con claridad que pertenecen a estos grupos. La configuración electrónica de los demás elementos de los grupos IA y IIA indica que hay electrones de valencia en los orbitales s . Por ejemplo, como la configuración electrónica tiene relación con las propiedades del elemento, debemos colocar los últimos electrones del potasio y del calcio en el orbital $4s$. Sus configuraciones electrónicas son

**Práctica 10.2**

Escribe la configuración electrónica abreviada de los elementos siguientes:

- (a) Br (b) Sr (c) Ba (d) Te

Los elementos del 21 al 30 pertenecen a los llamados *elementos de transición*. En todos estos elementos, los electrones ocupan orbitales $3d$. Una vez llenos los orbitales $3d$, los electrones comienzan a ocupar los orbitales $4p$ para completar el cuarto periodo. Veamos la relación general entre el llenado orbital y la tabla periódica. En la figura 10.16 se ilustra el tipo de llenado orbital y su posición en la tabla periódica. Las columnas largas de la tabla (marcadas IA-VIIA y gases nobles) suelen recibir el nombre de *elementos representativos*. En ellos, los electrones de valencia ocupan orbitales s y p . El número de periodo corresponde al nivel energético de los electrones de valencia. Los elementos del centro

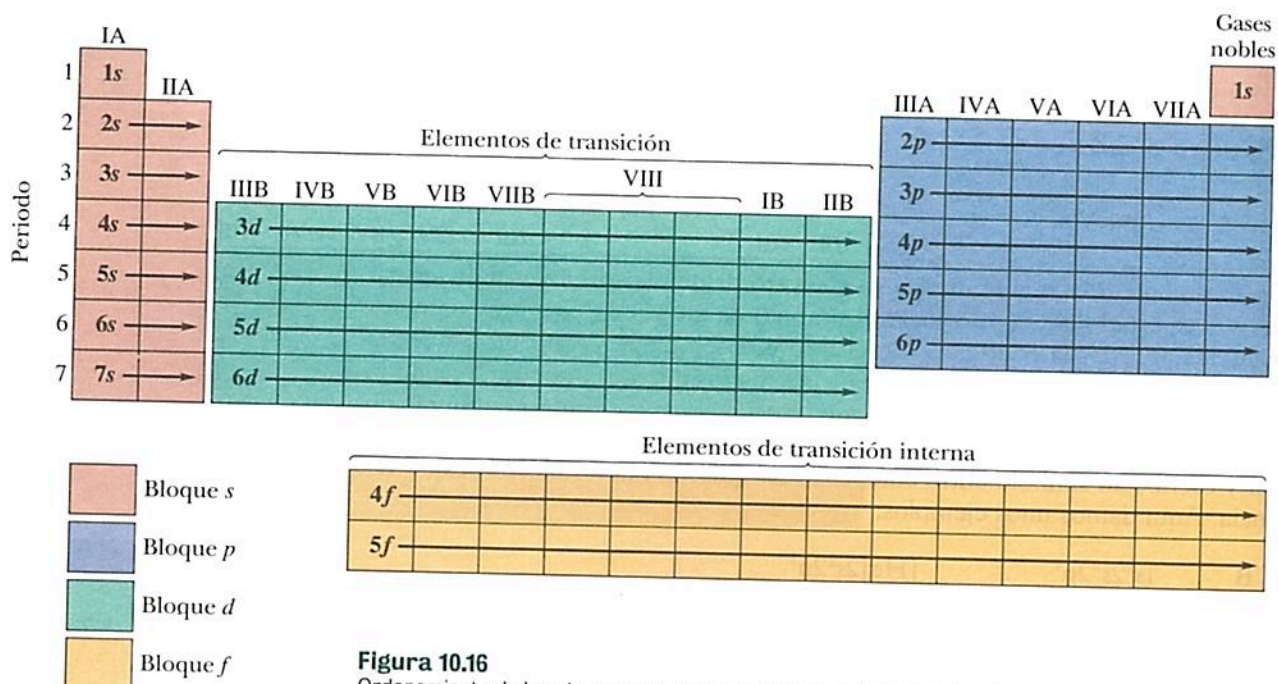


Figura 10.16

Ordenamiento de los elementos con base en el subnivel electrónico de su estructura atómica que se está llenando.

de la tabla periódica (mostrados en \square) son los elementos de transición, en los que se están llenando los orbitales d . Observa que el número de los orbitales d es uno menos que el número del periodo. Las dos filas de la parte inferior de la tabla de la figura 10.16 se llaman *elementos de transición interna* o series de los *lantánidos* y *actínidos*. En estos elementos, los últimos electrones entran en los orbitales f . El número de orbitales f siempre es menor en dos unidades que el de los orbitales s y p . Casi siempre hallarás a la mano una tabla periódica para consultarla, de modo que, si comprendes la relación entre los orbitales y la tabla periódica, podrás escribir la configuración electrónica de cualquier elemento. Existen algunas variaciones mínimas a estas reglas, pero en este curso no nos ocuparemos de ellas.

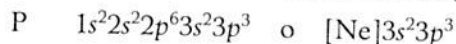


Ejemplo 10.1

Usa la tabla periódica para escribir la configuración electrónica del fósforo y del estaño.

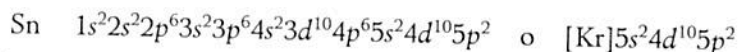
SOLUCIÓN

El fósforo es el elemento 15 y se localiza en el periodo 3, Grupo VA. La configuración electrónica debe tener llenos el primero y segundo niveles energéticos:



Puedes determinar la configuración electrónica avanzando por el periodo y contando los bloques de elementos.

El estaño es el elemento 50 del periodo 5, Grupo IVA, dos lugares después de los metales de transición. Debe tener dos electrones en la serie $5p$. Su configuración electrónica es



Advierte que la serie de electrones d siempre está en un nivel de energía menor al número del periodo.

La tabla periódica muestra la posición de los elementos Sn (estaño) y P (fósforo). Sn está en el periodo 5, Grupo IVA, y P está en el periodo 3, Grupo VA.

Práctica 10.3

Utiliza la tabla periódica para escribir la configuración electrónica de (a) O, (b) Ca y (c) Ti.

Antes, los químicos clasificaban los elementos con base solamente en las propiedades que observaban, pero la teoría atómica moderna nos permite entender por qué las propiedades de los elementos varían en forma periódica. Por ejemplo, como "construimos" átomos llenando los orbitales con electrones, vemos que en cada nivel de energía hay el mismo tipo de orbitales. Esto significa que cada vez aparece, con regularidad, la misma configuración electrónica en cada nivel. Por estas semejanzas de las configuraciones electrónicas más externas, los grupos de elementos exhiben propiedades químicas similares.

En la figura 10.17 sólo se muestra la configuración electrónica de las capas externas. Esta tabla periódica ilustra estos puntos importantes:

1. El número del periodo corresponde al mayor nivel de energía más alto ocupado por electrones.
2. Los números de grupo de los elementos representativos son iguales al número total de electrones de la capa externa de los átomos del grupo. Por ejemplo, la configuración electrónica de los elementos del Grupo VIIA siempre es ns^2np^5 . Los electrones d y f siempre están en un nivel energético más bajo que el nivel más alto, y por ello no se les considera electrones externos.
3. Los elementos de una familia tienen la misma configuración electrónica más externa, salvo que los electrones ocupan distintos niveles energéticos.
4. Los elementos de cada uno de los bloques s , p , d y f ocupan los orbitales s , p , d y f , como se muestra en la figura 10.16.
5. En los elementos de transición, existen varias discrepancias en el orden de llenado de los orbitales. La explicación de esas discrepancias y de otras similares que hay en los elementos de transición interna está fuera de los objetivos de este libro.

Número de grupo																	Gases nobles							
		IA	IIA		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	2				
1	1	H $1s^1$																		2 He $1s^2$				
2	2	Li $2s^1$	4 Be $2s^2$																5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
3	3	Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$																13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$
4	4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^2 3d^1$	22 Ti $4s^2 3d^2$	23 V $4s^2 3d^3$	24 Cr $4s^1 3d^5$	25 Mn $4s^2 3d^5$	26 Fe $4s^2 3d^6$	27 Co $4s^2 3d^7$	28 Ni $4s^2 3d^8$	29 Cu $4s^1 3d^{10}$	30 Zn $4s^2 3d^{10}$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$					
5	5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^2 4d^1$	40 Zr $5s^2 4d^2$	41 Nb $5s^1 4d^4$	42 Mo $5s^1 4d^5$	43 Tc $5s^2 4d^5$	44 Ru $5s^1 4d^7$	45 Rh $5s^1 4d^8$	46 Pd $5s^0 4d^{10}$	47 Ag $5s^1 4d^{10}$	48 Cd $5s^2 4d^{10}$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$					
6	6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La $6s^2 5d^1$	72 Hf $6s^2 5d^2$	73 Ta $6s^2 5d^3$	74 W $6s^2 5d^4$	75 Re $6s^2 5d^5$	76 Os $6s^2 5d^6$	77 Ir $6s^2 5d^7$	78 Pt $6s^1 5d^9$	79 Au $6s^1 5d^{10}$	80 Hg $6s^2 5d^{10}$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$					
7	7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac $7s^2 6d^1$	104 Rf $7s^2 6d^2$	105 Db $7s^2 6d^3$	106 Sg $7s^2 6d^4$	107 Bh $7s^2 6d^5$	108 Hs $7s^2 6d^6$	109 Mt $7s^2 6d^7$	110 Ds $7s^1 6d^9$	111 —	112 —											

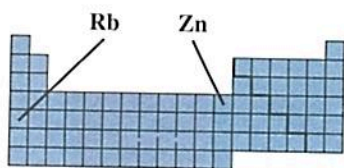
Figura 10.17
Configuración electrónica externa de los elementos.



Ejemplo 10.2 Escribe la configuración electrónica de un átomo de zinc y de un átomo de rubidio.

SOLUCIÓN El número atómico del zinc es 30; por consiguiente, su átomo neutro tiene 30 protones y 30 electrones. Con base en la figura 10.14, la configuración electrónica de un átomo de zinc es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Compruébalo sumando los superíndices; el total debe ser 30.

El número atómico del rubidio es 37; por consiguiente, su átomo neutro tiene 37 protones y 37 electrones. Con un poco de práctica en el uso de la tabla periódica, se puede escribir directamente la configuración electrónica. En este caso es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$. Verifícalo sumando los superíndices, que deben totalizar 37.



Práctica 10.4

Escribe la configuración electrónica completa de un átomo de galio y de uno de plomo.

Repaso de conceptos

- Describe el modelo atómico de Niels Bohr.
- Discute la contribución de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y Schrödinger a la teoría atómica. (Consulta el capítulo 5 también.)
- Explica el significado de orbital electrónico.
- Explica cómo se puede determinar una configuración electrónica a partir de la tabla periódica.
- Escribe la configuración electrónica de los primeros 56 elementos.
- Indica la posición de los metales, no metales, metaloides y gases nobles en la tabla periódica. (Consulta el capítulo 3 si lo requieres.)
- Indica las áreas de la tabla periódica donde se llenan los orbitales s , p , d y f .
- Determina el número de electrones de valencia de cualquier átomo de los elementos de los grupos A.
- Describe la diferencia entre elementos representativos y elementos de transición.
- Identifica los grupos de elementos que tienen nombres especiales.
- Describe los cambios de la estructura electrónica de valencia (a) al recorrer de izquierda a derecha un periodo y (b) al descender por un grupo.
- Explica la relación entre número de grupo y número de electrones de valencia en los elementos representativos.

Términos clave

configuración electrónica (10.5)	elementos representativos (10.6)	fotones (10.2)	orbital (10.3)
cuantos (10.3)	espectro de líneas (10.3)	frecuencia (10.2)	principio de exclusión de Pauli (10.4)
diagrama de orbital (10.5)	espín (10.4)	grupos (10.6)	periodo (10.6)
electrones de valencia (10.5)	estado fundamental (10.3)	longitud de onda (10.2)	subnivel (10.4)
elementos de transición (10.6)	familias (10.6)	niveles principales de energía (10.4)	velocidad (10.2)

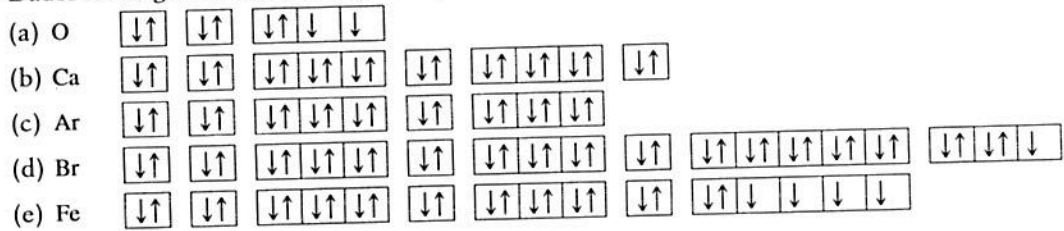
Preguntas

- ¿Qué es un orbital?
- ¿Bajo qué condiciones puede entrar un segundo electrón a un orbital que ya tiene un electrón?
- ¿Qué es una capa de valencia?
- ¿Qué son los electrones de valencia y por qué son tan importantes?
- ¿Qué significa que la estructura electrónica de un átomo esté en su estado fundamental?
- ¿En qué difieren los orbitales $1s$ y $2s$? ¿En qué se parecen?
- ¿Qué letras se usan para designar los tipos de orbitales?
- Ordena los siguientes subniveles, según su energía creciente: $2s$, $2p$, $4s$, $1s$, $3d$, $3p$, $4p$, $3s$.
- ¿Cuántos electrones s , p y d es posible tener en cualquier nivel de energía?
- ¿Cuál es la diferencia principal entre un orbital y una órbita de Bohr?
- Explica cómo y por qué se modificó el modelo atómico de Bohr para incluir el modelo atómico de nube electrónica.
- Dibuja los orbitales s , p_x , p_y y p_z .
- En la designación $3d^7$, describe el significado de 3 , d y 7 .
- Describe la diferencia entre elementos de transición y representativos.
- Desde el punto de vista de la estructura electrónica, ¿qué tienen en común los elementos del bloque s ?
- Escribe el símbolo de los elementos con números atómicos 8 , 16 , 34 , 52 y 84 . ¿Qué tienen en común estos elementos?
- Escribe el símbolo de los elementos que tienen siete electrones en su nivel energético más externo.
- ¿Cuál es el número máximo de elementos que puede haber en algún periodo? ¿Qué periodos tienen ese número?
- Desde el punto de vista del nivel energético, ¿en qué difiere la posición del último electrón en los elementos del Grupo A respecto de los del Grupo B?
- Encuentra los sitios de la tabla periódica donde los elementos no están en la secuencia apropiada según su masa atómica. (Consulta las primeras páginas de este libro.)

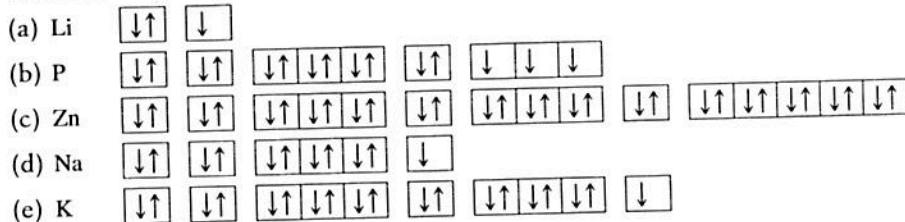
Ejercicios en pares

- ¿Cuántos protones hay en el núcleo de un átomo de estos elementos?
(a) H (c) Sc
(b) B (d) U
- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:
(a) B (d) Br
(b) Ti (e) Sr
(c) Zn
- Explica cómo se originan las líneas espectrales del hidrógeno.
- ¿Cuántos orbitales hay en el tercer nivel principal de energía? ¿Cuáles son?
- Escribe el diagrama orbital de los elementos siguientes:
(a) N (d) Zr
(b) Cl (e) I
(c) Zn
Sugerencia: observa la figura 10.13.
- ¿Cuántos protones hay en el núcleo de un átomo de los siguientes elementos?
(a) F (c) Br
(b) Ag (d) Sb
- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:
(a) cloro (d) hierro
(b) plata (e) yodo
(c) litio
- Explica cómo utilizó Bohr los datos del espectro de hidrógeno para dar sustento a su modelo atómico.
- ¿Cuántos electrones puede haber en el cuarto nivel energético principal?
- Dibuja el diagrama orbital de los elementos siguientes:
(a) Si (d) V
(b) S (e) P
(c) Ar
Sugerencia: observa la figura 10.13.

31. Dados los diagramas orbitales siguientes, escribe la configuración electrónica correspondiente.



32. Dados los diagramas orbitales siguientes, escribe la configuración electrónica correspondiente.



33. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?

- (a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

35. Escribe la configuración electrónica de los elementos con estos números atómicos:

- (a) 8 (d) 23
 (b) 11 (e) 28
 (c) 17 (f) 34

37. Dadas las configuraciones electrónicas siguientes, dibuja sus diagramas orbitales correspondientes.

- (a) F $1s^2 2s^2 3p^5$
 (b) S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 (c) Co $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 (d) Kr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 (e) Ru $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$

39. Identifica a estos elementos a partir de su diagrama de estructura atómica:

- (a) $\begin{pmatrix} 16p \\ 16n \end{pmatrix} 2e^- 8e^- 6e^-$
 (b) $\begin{pmatrix} 28p \\ 32n \end{pmatrix} 2e^- 8e^- 16e^- 2e^-$

41. ¿Por qué el undécimo electrón del átomo de sodio se encuentra en el tercer nivel de energía y no en el segundo?

43. ¿Cuál estructura electrónica tienen en común los gases nobles?

45. ¿Cómo se relacionan entre sí los elementos de un periodo?

34. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?

- (a) $[\text{Ar}]4s^2 3d^1$
 (b) $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$
 (c) $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^2$
 (d) $[\text{Xe}]6s^1$

36. Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son:

- (a) 9 (d) 39
 (b) 26 (e) 52
 (c) 31 (f) 10

38. Dadas las configuraciones electrónicas siguientes, dibuja sus diagramas orbitales correspondientes.

- (a) Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 (b) Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 (c) Ni $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 (d) Cu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
 (e) Ba $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

40. Haz un diagrama de la estructura atómica (como el ejercicio 39) de estos elementos:

- (a) ${}_{13}^{27}\text{Al}$ (b) ${}_{22}^{48}\text{Ti}$

42. ¿Por qué el último electrón del potasio ocupa el cuarto nivel de energía y no el tercero?

44. Desde el punto de vista electrónico, ¿qué es exclusivo de los gases nobles?

46. ¿Cómo se relacionan entre sí los elementos de un grupo?

47. ¿Cuántos electrones de valencia tienen los elementos siguientes?
- | | |
|-------|-------|
| (a) C | (d) I |
| (b) S | (e) B |
| (c) K | |
48. ¿Cuántos electrones de valencia tienen los elementos siguientes?
- | | |
|-------|--------|
| (a) N | (d) Ba |
| (b) P | (e) Al |
| (c) O | |
49. ¿Qué tienen en común las estructuras electrónicas de los metales alcalinos?
50. ¿Por qué esperarías que los elementos zinc, cadmio y mercurio estuvieran en la misma familia química?
51. Selecciona las estructuras electrónicas que representen a elementos la misma familia química:
- $1s^2 2s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
52. Selecciona las estructuras electrónicas que representan a elementos de la misma familia química:
- $[\text{He}]2s^2 2p^6$
 - $[\text{Ne}]3s^1$
 - $[\text{Ne}]3s^2$
 - $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$
 - $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$
 - $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^6$
 - $[\text{Ar}]4s^2 3d^5$
 - $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10}$
53. En la tabla periódica, el calcio, elemento 20, está rodeado por los elementos 12, 19, 21 y 38. ¿Cuáles de ellos tiene propiedades físicas y químicas que se asemejan más a las del calcio?
54. En la tabla periódica, el fósforo, elemento 15, está rodeado por los elementos 14, 7, 16 y 33. ¿Cuáles de ellos tienen propiedades físicas y químicas que más se asemejan a las del fósforo?
55. Clasifica los elementos siguientes en metales, no metales o metaloides (revisa el capítulo 3 si lo necesitas):
- potasio
 - plutonio
 - azufre
 - antimonio
56. Clasifica los elementos siguientes en metales, no metales o metaloides (revisa el capítulo 3 si lo necesitas):
- yodo
 - wolframio (tungsteno)
 - molibdeno
 - germanio
57. ¿En qué periodo y grupo aparece por primera vez un electrón en un orbital f ?
58. ¿En qué periodo y grupo aparece por primera vez un electrón en un orbital d ?
59. ¿Cuántos electrones hay en el nivel de valencia de los elementos de los grupos VIIA y VIIB? ¿Por qué son distintos?
60. ¿Cuántos electrones hay en el nivel de valencia de los elementos de los grupos IIIA y IIIB? ¿Por qué son diferentes?

Ejercicios adicionales

61. Con sólo la tabla periódica, cómo determinarías el nivel electrónico de valencia y el número de electrones de valencia?
62. Con sólo la tabla periódica, identifica el nivel electrónico de valencia y el número de electrones de valencia de los elementos siguientes:
- | | |
|--------|--------|
| (a) Li | (d) S |
| (b) Cl | (e) Be |
| (c) Si | |
63. Si todos los orbitales de un átomo pudieran tener tres electrones en lugar de dos, ¿cuál sería el número atómico de los tres primeros gases nobles?
64. ¿Por qué el espectro de emisión del nitrógeno tiene muchas más líneas espectrales que el del hidrógeno?
65. Entre los primeros 100 elementos de la tabla periódica, ¿cuántos tienen al menos
- | | |
|-----------------------|-----------------------|
| (a) un electrón s ? | (c) un electrón d ? |
| (b) un electrón p ? | (d) un electrón f ? |
66. De los elementos siguientes, ¿qué porcentaje de sus electrones ocupa orbitales s ?
- | | |
|--------|--------|
| (a) He | (d) Se |
| (b) Be | (e) Cs |
| (c) Xe | |

67. ¿Cuántos pares de electrones de valencia tienen estos elementos?
 (a) O (d) Xe
 (b) P (e) Rb
 (c) I
68. Supón que usamos una esfera de unicel para representar un modelo de un átomo. Si el radio de la esfera es de 1.5 cm y el radio de un átomo es 1.0×10^{-8} cm. ¿Cuántos aumentos tiene el modelo? Utiliza una proporción para obtener la respuesta.
69. ¿Cuál es el primer elemento de la tabla periódica que satisface cada una de las condiciones siguientes?
 (a) Tiene un conjunto completo de orbitales p
 (b) Tiene dos electrones $4p$
 (c) Tiene siete electrones de valencia
 (d) Tiene tres electrones sin aparear (sin formar par)
70. El oxígeno es un gas y el azufre un sólido. ¿Qué tienen en común las estructuras electrónicas de esos elementos para pertenecer a la misma familia química?
71. ¿En qué grupos se encuentran los elementos de transición?
72. ¿En qué difieren las estructuras electrónicas de los elementos de transición y las de los elementos representativos?
73. Los números atómicos de los gases nobles son 2, 10, 18, 36, 54 y 86. ¿Cuál es el número atómico de los elementos que tienen seis electrones en su configuración electrónica más externa?
74. Da el nombre del elemento:
 (a) $[\text{Ar}]4s^23d^1$ (c) $[\text{Xe}]6s^25d^{10}$
 (b) $[\text{Kr}]5s^24p^2$ (d) $[\text{Xe}]6s^1$
75. ¿Cuál es nombre de la familia del
 (a) Grupo IA?
 (b) Grupo IIA?
 (c) Grupo VIIA?
76. ¿Qué subnivel se está llenando en
 (a) el periodo 3, grupos IIIA a VIIA?
 (b) el periodo 5 de los elementos de transición?
 (c) la serie de los lantánidos?
77. Clasifica a las especies siguientes como gas noble, elemento representativo o metal de transición. También indica si el elemento es metal, no metal o metaloide.
 (a) Na (d) Ra
 (b) N (e) As
 (c) Mo (f) Ne
78. El elemento número 87 está en el Grupo IA, periodo Describe su nivel de energía más externo. ¿Cuántos veles electrónicos de energía tiene?
79. Si el elemento 36 es un gas noble, ¿en qué grupos estarían los elementos 35 y 37?
80. Describe en unas líneas las características generales de la tabla periódica.
81. Algunos científicos han propuesto la existencia del elemento 117. Si existiera,
 (a) ¿cuál sería su configuración electrónica?
 (b) ¿cuántos electrones de valencia tendría?
 (c) ¿a qué elemento se asemejaría?
 (d) ¿a qué familia y periodo pertenecería?
82. ¿Cuál es la relación entre dos elementos si
 (a) uno tiene 10 electrones, 10 protones y 10 neutrones; y el otro tiene 10 electrones, 10 protones y neutrones?
 (b) uno tiene 23 electrones, 23 protones y 27 neutrones; y el otro tiene 24 electrones, 24 protones y neutrones?
83. ¿Existe alguna pauta para localizar a los elementos seosos en la tabla periódica?, ¿para saber la posición de los elementos líquidos?, ¿para ubicar a los elementos líquidos?

¡Supera el reto!

84. El calentamiento de una muestra de azufre provoca la excitación de un electrón de valencia de los átomos. El orbital salta del orbital s al orbital p . ¿Cuál sería la configuración de los átomos de azufre y a qué se asemejaría su diagrama orbital?

Respuestas a los ejercicios de práctica

- 10.1 (a) $2s^22p^1$
 (b) $2s^22p^3$
 (c) $3s^1$
 (d) $3s^23p^5$
- 10.2 (a) $[\text{Ar}]4s^24p^5$
 (b) $[\text{Kr}]5s^2$
 (c) $[\text{Xe}]6s^2$
 (d) $[\text{Kr}]5s^25p^4$
- 10.3 (a) O $1s^22s^22p^4$
 (b) Ca $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
 (c) Ti $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^2$
- 10.4 Ga, $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^1$
 Pb, $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^66s^24f^{14}5d^{10}6p^2$