..., *K* (39,102), *Ar* ( 39,948),

....,*Ni* (58,71), *Co* (58,93)

..., *I* (126,90),*Te* (27.60),...

Ordenando por el número atómico se invierten estos pares:

.... *Ar* (18), *K* (19).....*Co* (27), *Ni*(28),

.... *Te* (52), *I* (53)...

Para conservar elementos semejantes en los mismos grupos, Mendeleev se vio obligado a trasponer arbitrariamente ciertos pares de elementos en su tabla periódica basada en los pesos atómicos. Cuando los elementos se ordenan según su número atómico, no se necesitan trasposiciones. *Nuestra actual ley periódica afirma que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.*

## 3 LA ESTRUCTURA ELECTRONICA DE LOS ATOMOS Y LA LEY PERIODICA.

Como el número atómico es igual al número de electrones de un átomo, las observaciones de Moseley se sumaron a los muchos indicios -- de que la estructura electrónica del átomo rige las propiedades físicas y químicas de los elementos y de sus compuestos. *Se considera que los elementos de una misma familia experimentan reacciones químicas similares porque poseen configuraciones electrónicas similares.*

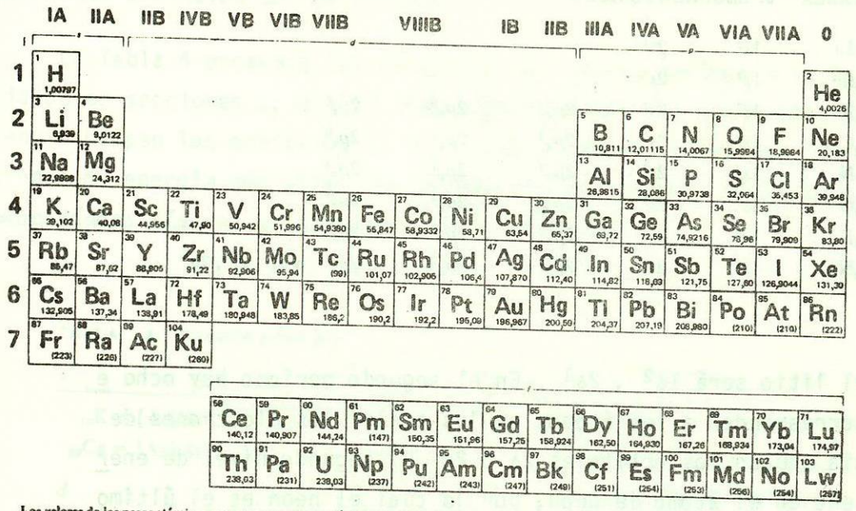
La Figura 7 es la tabla periódica en su forma actual. Está dividida en cuatro regiones denominadas *s, p, d y f*.

Hay siete períodos ( filas ). La configuración electrónica del - primer miembro de cada período está caracterizada por $ns^1$ , donde *n* - es el nivel de energía más alto ocupado del átomo y también el número del período. Por ejemplo, la configuración del hidrógeno, en el primer período, es $1s^1$ , el litio , en el segundo período es $2s^1$ ; el sodio, en el tercer período, es $3s^1$ . Las columnas se llaman *grupos o familias*. Y como puede verse, hay familias A y familias B. Los miembros de



FIG. 7
*La moderna tabla periódica. (La masa del $^{12}C$ = 12,000 .... u.)*

**Tabla periódica de los elementos**




Los valores de los pesos atómicos que aparecen entre paréntesis son aproximados.

las familias A se llaman *elementos representativos* y los miembros de - las familias B se llaman *elementos de transición* o *elementos metales - de transición*. Dedicaremos la mayor parte de este capítulo a las propiedades de los elementos representativos.

En el primer período sólo hay dos elementos, lo cual corresponde al hecho de que el primer nivel de energía no puede contener sino - dos electrones. El hidrógeno, Z = 1, debe tener como configuración electrónica $1s^1$ en estado normal o base. El helio a (He), Z = 2, debe estar en el estado $1s^2$ , y el primer nivel de energía queda lleno con dos electrones.

El litio es el siguiente elemento y su número atómico es 3. El - tercer electrón irá en el segundo nivel de energía, por lo que la des-

**TABLA 3: SEGUNDO PERIODO**

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| $_3$Li | $1s^2$ | $2s^1$ | | | |
| $_4$Be | $1s^2$ | $2s^2$ | | | |
| $_5$B | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^1$ | $2p_y^0$ | $2p_z^0$ |
| $_6$C | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^1$ | $2p_y^1$ | $2p_z^0$ |
| $_7$N | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^1$ | $2p_y^1$ | $2p_z^1$ |
| $_8$O | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^2$ | $2p_y^1$ | $2p_z^1$ |
| $_9$F | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^2$ | $2p_y^2$ | $2p_z^1$ |
| $_{10}$Ne | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p_x^2$ | $2p_y^2$ | $2p_z^2$ o $1s^2, 2s^2, 2p^6$ |

cripción del litio será $1s^2$ , $2s^1$ . En el segundo período hay ocho elementos; corresponden a los átomos en los cuales los electrones de mayor energía ocupan los orbitales $2s$ o $2p$ El segundo nivel de energía está lleno en el átomo de neón, por lo cual el neón es el último miembro del segundo período. En el tercer período los electrones empiezan a llenar los orbitales $3s$ y $3p$ . El sodio, $_{11}$Na, es el primer miembro del tercer período; el octavo y último miembro es el argón ,$_{18}$Ar. Sus configuraciones electrónicas son:

$_{11}Na$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$ o $Na = /Ne/\ 3s^1$

y

$_{18}Ar$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ ó $Ar = /Ne/\ 3s^2\ 3p^6$

En el primer período se completa cuando se llena el primer nivel de energía; el segundo período se completa cuando se llena el segundo nivel de energía; pero el tercer período se completa antes de llenarse el tercer nivel de energía. El argón, que carece de electrones en los orbitales $3d$, es el último miembro del tercer período. La configuración electrónica del potasio, el primer elemento del cuarto período, está constituída por una "pulpa" idéntica a la configuración electrónica del argón y de una "corteza", consistente en un electrón en un orbital $4s$:

$_{19}K$ . $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$ ó $/Ar/\ 4s^1$

Como la energía de los orbitales $3d$ es mayor que la energía de los orbitales $4s$, los electrones entrarán a los orbitales $4s$ antes de en--



trar a los $3d$ . Los orbitales $4s$ , $3d$ y $4p$ tienen aproximadamente la misma energía y al estudiar las configuraciones electrónicas del cuarto período: es decir, desde el potasio hasta el kriptón, observamos que estos orbitales se van llenando.

La Tabla 4 presenta los elementos del cuarto período y se ha dividido en secciones $s$, $d$ y $p$. Esto significa que los electrones de valencia ocupan los orbitales $s$, $d$ y $p$ más elevados; estos son los electrones de energía más alta. *Los electrones de valencia determinan las propiedades físicas y químicas de los elementos.*

**TABLA 4: CUARTO PERIODO**

*s*

$_{19}K = [Ar]\ 4s^1$

$_{20}Ca = [Ar]\ 4s^2$

*d*

$_{21}Sc = [Ar]\ 4s^2, 3d^1$

$_{22}Ti = [Ar]\ 4s^2, 3d^2$

$_{23}V = [Ar]\ 4s^2, 3d^3$

$_{24}Cr^* = [Ar]\ 4s^1, 3d^5$

$_{25}Mn = [Ar]\ 4s^2, 3d^5$

$_{26}Fe = [Ar]\ 4s^2, 3d^6$

$_{27}Co = [Ar]\ 4s^2, 3d^7$

$_{28}Ni = [Ar]\ 4s^2, 3d^8$

$_{29}Cu^* = [Ar]\ 4s^1, 3d^{10}$

$_{30}Zn = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}$

*p*

$_{31}Ga = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^1$

$_{32}Ge = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^2$

$_{33}As = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

$_{34}Se = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$

$_{35}Br = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$

$_{36}Kr = [Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

Los diez elementos del cuarto período, desde el escandio, $_{21}Sc$, hasta el zinc, $_{30}Zn$ , constituyen la primera serie de metales de transición. Estos elementos corresponden a los 10 electrones que pueden contener los cinco orbitales $d$ . Hay otras dos series de metales de transición; la segunda serie, de iterbio $_{39}Y$, a cadmio, $_{48}Cd$, están en el quinto período, y la tercera, de lantano,$_{57}La$, a mercurio, $_{80}Hg$, en el sexto.

Los asteriscos al lado del *Cr* y el *Cu* en la Tabla 4 indican que sus configuraciones electrónicas no siguen estrictamente las reglas dadas en la UNIDAD 4. Podríamos esperar que la configuración del cromo fuera $/Ar/\ 4s^2,\ 3d^4$, pero se ha descubierto que es más estable una combinación de conjuntos de orbitales llenos y a medio llenar. Tomando la configuración $/Ar/\ 4s^1,\ 3d^5$, el átomo de cromo tiene los orbitales *4s* y *3d* a medio llenar.

También habríamos podido deducir que la descripción del cobre debía ser $/Ar/\ 4s^2,\ 3d^9$; pero es más apropiada la configuración $/Ar/\ 4s^1,\ 3d^{10}$, ya que incluye un orbital *4s* a medio llenar y orbitales *3d* completamente llenos.

El quinto período también contiene 18 elementos. Los orbitales *5s, 4d, 5p* tienen aproximadamente la misma energía. Se encuentran electrones en el orbital *5s* del rubidio, $Rb = /Xr/\ 5s^1$.

Al analizar los 17 elementos siguientes, en orden ascendente de número atómico, observamos que los orbitales *5s, 4d, y 5p* se llenan progresivamente, de acuerdo con los principios del capítulo anterior. El último miembro del quinto período es el gas noble xenón $Xe = /Xr/4d^{10},\ 5s^2,\ 5p^6$.

El sexto período comienza con el cesio, $_{55}Cs$, que tiene un electrón en el orbital *6s*. Las energías de los orbitales *6s, 5d, 4f y 6p* son aproximadamente iguales, y el número total de electrones que pueden caber en estos orbitales es 32. Por lo tanto, el sexto período consta de 32 elementos, desde el $_{55}Cs$ hasta el $_{86}Rn$.

Los 14 elementos entre el cerio, $_{58}Ce$, y el lutecio, $_{71}Lu$, tienen propiedades muy parecidas al lantano, $_{57}La$. El lantano es el tercer miembro del sexto período; es el primer metal de transición de este período los 14 elementos siguientes son llamadas *lantánidos* o *elementos de transición interna*. La semejanza entre los elementos se debe a que sus electrones de valencia ocupan los orbitales *4f* y los radios iónicos de los iones *+3* disminuyen sólo ligeramente del primero al último miembro. El sexto período es el primero en el cual los electrones ocupan orbitales *f* en átomos en estado normal.



**TABLA 5: EL SEXTO PERIODO**

*s*

$_{55}Cs = [Xe]\ 6s^1$
$_{56}Ba = [Xe]\ 6s^2$

*d*

$_{57}La = [Xe]\ 6s^2, 5d^1$

$_{72}Hf = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^2, 6s^2$
$_{73}Ta = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^3, 6s^2$
$_{74}W^* = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^5, 6s^1$
$_{75}Re = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^5, 6s^2$
$_{76}Os = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^6, 6s^2$
$_{77}Ir = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^7, 6s^2$
$_{78}Pt = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^8, 6s^2$
$_{79}Au^* = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^1$
$_{80}Hg = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2$

*p*

$_{81}Tl = [Hg]\ 6p^1$
$_{82}Pb = [Hg]\ 6p^2$
$_{83}Bi = [Hg]\ 6p^3$
$_{84}Po = [Hg]\ 6p^4$
$_{85}At = [Hg]\ 6p^5$
$_{86}Rn = [Hg]\ 6p^6$

*f*

$_{58}Ce = [Xe]\ 4f^2, 6s^2$
$_{59}Pr = [Xe]\ 4f^3, 6s^2$
$_{60}Na = [Xe]\ 4f^4, 6s^2$
$_{61}Pm = [Xe]\ 4f^5, 6s^2$
$_{62}Sm = [Xe]\ 4f^6, 6s^2$
$_{63}Eu = [Xe]\ 4f^7, 6s^2$
$_{64}Gd^* = [Xe]\ 4f^7, 5d, 6s^2$
$_{65}Tb = [Xe]\ 4f^9, 6s^2$
$_{66}Dy = [Xe]\ 4f^{10}, 6s^2$
$_{67}Ho = [Xe]\ 4f^{11}, 6s^2$
$_{68}Er = [Xe]\ 4f^{12}, 6s^2$
$_{69}Tm = [Xe]\ 4f^{13}, 6s^2$
$_{70}Yb = [Xe]\ 4f^{14}, 6s^2$
$_{71}Lu = [Xe]\ 4f^{14}, 5d^1, 6s^2$

*Lantánidos o metales de transición interna*

Las configuraciones electrónicas de los elementos del sexto período se presentan en la tabla 5. También dividida en secciones (*s, d, f, y p.*) que indican los orbitales que son ocupados por los electrones de valencia de energía más alta.

El séptimo período comienza con el francio radiactivo, $_{87}Fr$, seguido por el radio, $_{88}Ra$. El siguiente elemento es el actinio, $_{89}Ac$, que empieza la cuarta serie de metales de transición. Los 14 elementos siguientes, llamados *actínidos*, son todos similares al actinio. Creemos que esto se debe a que sus electrones de valencia ocupan los orbitales *5f* y los radios de los iones más comunes son aproximadamente iguales. Los actínidos son análogos a los lantánidos. El último miembro y el más pesado de la serie de los actínidos es el lawrencio, $_{103}Lw$, un elemento artificial.

El actinio, $_{89}Ac$, se considera metal de transición. El siguiente metal de transición tendría de número atómico: 89 + 14 (por los catorce elementos actínidos del séptimo período) + 1 = 104. La síntesis del elemento 104 ha sido comunicada por científicos rusos y norteamericanos. Se denomina *Kurchatovio*, $_{104}Ku$, o *ekahafnio*, ya que pertenecería a la familia IVB, debajo del hafnio en la tabla periódica. No se conoce elemento alguno de número atómico más alto que el $_{104}Ku$. El actinio y el kurchatovio son los únicos metales de transición conocidos del período; el francio y el radio representan los únicos elementos representativos conocidos, o miembros de las familias A, del séptimo período. Por consiguiente, el séptimo período está todavía incompleto. Los átomos de todos los elementos que están en la tabla periódica por encima del polonio, $_{84}Po$, tienen núcleos inestables y se convierten en otros elementos por desintegración del núcleo. La desintegración nuclear produce la liberación de una cantidad increíble de energía y es, como se sabe, el fundamento de la bomba atómica y las centrales de energía a base de uranio 235.

## 4. LA PERIODICIDAD EN LA ESTRUCTURA ATOMICA.

La ley periódica basada en el número atómico está en perfecta armonía con la actual teoría electrónica del átomo. Esto se confirma al comparar las configuraciones electrónicas de los elementos de una misma familia. En la tabla 6 tenemos las configuraciones electrónicas de la familia de los halógenos (VII-A), la familia de los gases nobles (0) y la familia de los metales alcalinos (I-A).

Hay una configuración electrónica característica para cada familia. La de los halógenos es $ns^2$, $np^5$; la de los gases nobles es $ns^2$, $np^6$, y la de los metales alcalinos es $ns^1$, donde $n$ representa el período del elemento y el nivel de energía más alto ocupado.

## 6.5. VARIACIONES EN EL NUMERO DE OXIDACION O DE VALENCIA.

Mendeleev consideró que la fórmula del óxido era una característica del grupo o familia: todos los elementos del grupo I forman óxi-



**TABLA 6: ESTRUCTURA ELECTRONICA DENTRO DE LAS FAMILIAS**

***Halógenos* (VII A)**

$_{9}F = [He]\ 2s^2, 2p^5$
$_{17}Cl = [Ne]\ 3s^2, 3p^5$
$_{35}Br = [Ar]\ 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$
$_{53}I = [Kr]\ 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$

***Gases nobles* (0)**

$_{2}He = 1s^2$
$_{10}Ne = [He]\ 2s^2, 2p^6$
$_{18}Ar = [Ne]\ 3s^2, 3p^6$
$_{36}Kr = [Ar]\ 3d^{10}, 4s^2, 4p^6$
$_{54}Xe = [Kr]\ 4d^{10}, 5s^2, 5p^6$

***Metales alcalinos* (IA)**

$_{3}Li = [He]\ 2s^1$
$_{11}Na = [Ne]\ 3s^1$
$_{19}K = [Ar]\ 4s^1$
$_{37}Rb = [Kr]\ 5s^1$
$_{55}Cs = [Xe]\ 6s^1$

[redacted]

dos según la fórmula $R_2O$, como $Na_2O$, $K_2O$ y $Ag_2O$; los elementos del grupo II forman óxidos con la fórmula RO, como BeO y ZnO. La tabla de Mendeleev, en la figura 1, hace énfasis en esto ya que la fórmula del óxido para el grupo o familia encabeza cada columna.

*El número del grupo o familia es igual al número de oxidación más alto que presenta un elemento de la familia.* Al oxígeno le atribuímos un número de oxidación -2; entonces, de acuerdo con ciertas reglas, los elementos del grupo I tienen que tener números de oxidación +1, y los elementos del grupo II tienen que presentar números de oxidación +2. El número de oxidación es una característica de la familia. Muchos elementos tienen más de un número de oxidación, pero el valor más alto del número de oxidación es una función periódica del número atómico.

Otra forma de variación del número de oxidación resulta evidente cuando escribimos las fórmulas de los hidruros de un período. En la tabla 7 se hallan las fórmulas de los hidruros del segundo período. En los hidruros de los metales, se asigna al hidrógeno un número de oxidación de -1 y los metales tienen números positivos de oxidación. En los hidruros de los metaloides el número de oxidación del hidróge-

**TABLA 7: HIDRUROS Y NUMEROS DE OXIDACION DE LOS ELEMENTOS DEL SEGUNDO PERIODO**

| *Hidruro* | *Número de oxidación* |
|---|---|
| LiH | +1 |
| $BeH_2$ | +2 |
| $BH_3$ | (+3) |
| $CH_4$ | 4 |
| $NH_3$ | −3 |
| $OH_2$ | −2 |
| FH | -1 |

no es +1 y los números de oxidación de los metaloides son positivos. El signo del número de oxidación es en cierta forma arbitrario, pero está basado en indicios de que los átomos de metales ceden electrones a los átomos de hidrógeno, mientras que los metaloides aceptan electrones de los átomos de hidrógeno. Desde otro punto de vista decimos que los metaloides tienen más afinidad por los electrones que el hidrógeno. Cuando reaccionan con el hidrógeno, los átomos de los metales se hacen relativamente positivos. Los metales tienen menos afinidad por los electrones. En el metano $CH_4$ el carbono y el hidrógeno tienen casi la misma afinidad por los electrones, y el número de oxidación del carbono no está precedido por un signo.

Los números de oxidación que aparecen en la Tabla 7 pueden explicarse en función de las configuraciones electrónicas ( Tabla 3 ). Cuando el litio, el berilio y el boro reaccionan con el hidrógeno, asumen la configuración del gas raro helio, $_2$ He, Is $^2$ , por pérdida de uno, dos y tres electrones respectivamente. Los elementos restantes del tercer período asumen la configuración del gas raro neón, $_{10}$ Ne, Is$^2$ , 2s$^2$ , 2p$^6$ , cuando reaccionan con el hidrógeno. Los átomos de hidrógeno suministran electrones suficientes para llenar los vacíos de los orbitales 2p del carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor.

En la Tabla 3 puede verse que el átomo de carbono necesita cuatro electrones para lograr la configuración electrónica del neón; forma enlaces con cuatro átomos de hidrógeno. El atómo de nitrógeno necesita tres electrones; se une a tres átomos de hidrógeno.



## 6. METALES Y METALOIDES

Una de las caracterísitcas más notorias de los elementos metálicos es su brillo. También son buenos conductores de la electricidad y el calor. *Los metales tienden a perder electrones cuando experimentan reacciones químicas y se les asignan por lo tanto números de oxidación positivos.* Por ejemplo.

$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2Na^+ Cl^-$

Metal; pierde electrones — Metaloide; gana electrones.

$Fe + {}^1S_8 \longrightarrow Fe^2 + S^{2-}$

Metal:pierde electrones — Metaloides; gana electrones

Además los hidróxidos metálicos como $NaOH$, $Mg(OH)_2$ $Ba(OH)_2$ son básicos. Los metaloides presentan números de oxidación negativos y sus hidróxidos, como el ácido sulfúrico, $SO_2(OH)$ ó $H_2SO_4$ ,el ácido fosfórico, $PO(OH)_3$ ó $H_3PO_4$ , y el ácido nítrico, $NO_2(OH)$ o $HNO_3$ , son ácidos.*

*Al recorrer un período de izquierda a derecha encontramos que hay una transición gradual de los elementos metálicos a los no metálicos.*

---

*Como definiciones preliminares podemos decir que *ácido* es un compuesto de sabor agrio y capaz de enrojecer el papel tornasol; *base* es un compuesto de sabor amargo que neutraliza los efectos de un ácido. Posteriormente estudiaremos detenidamente los ácidos y las bases.

La línea quebrada de la Fig. 7 representa la división entre los metales y los metaloides. Los elementos que lidan con la línea divisoria tienen propiedades intermedias entre los unos y los otros. Por ejemplo, el hidróxido de aluminio puede actuar como ácido o como -- base:

$$Al(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + 3HOH$$

$$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3HOH$$

*Los miembros de la familia de metales alcalinos ( IA ) forman las bases más fuertes, y los miembros de la familia de los halógenos ( VIIA ) forman los ácidos más fuertes. Por esta razón consideramos los elementos IA como los más metálicos.* Y los elementos de la familia VII A como los no metales más fuertes.

Los elementos alcalinos son muy reactivos y nunca se encuentran en la naturaleza en su forma elemental pura porque son fácilmente oxidados, es decir, pierden fácilmente sus electrones de valencia ( $ns^1$ ). De igual manera, los halógenos tampoco se encuentra en la naturaleza en forma elemental pura porque son reducidos fácilmente; esto es, ganan electrones para formar haluros.

*Resumiendo, al correr un período de izquierda a derecha hay una gradación uniforme desde los más metálicos hasta los menos metálicos ( ver Fig. 7 ). A medida que descendemos en una familia los elementos son cada vez más metálicos.* Según esta tendencia, el cesio es el elemento más metálico y el flúor el menos. (El francio es tal vez más metálico que el cesio, pero es tan escaso que sus propiedades no han sido estudiadas suficientemente).

## 7 VARIACIONES EN LAS PROPIEDADES FISICAS

En seguida estudiaremos las variaciones de algunas de las propiedades de los elementos para demostrar la utilidad de la clasificación periódica. Las propiedades que examinamos nos permitirán comprender el comportamiento químico de los elementos. Por ahora concentraremos la atención en los elementos de las familias representativas, o A, de la



tabla periódica.

### 7 a RADIO ATOMICO

Como lo hicimos notar en la Unidad 4, ya no podemos aspirar a determinar la posición exacta de un electrón en un átomo. Por lo tanto, es erróneo considerar el radio de un átomo como la distancia entre el núcleo y el electrón de la capa más externa. *En cambio, definimos el radio de un átomo como la mitad de la distancia entre dos átomos idénticos de un enlace químico.* La Tabla 8 muestra las longitudes de los enlaces del hidrógeno y las moléculas diatómicas de los halógenos, así como los radios atómicos calculados.

TABLA 8

| *Molécula* | *Longitud del enlace, Å* | *Radio atómico, Å* |
|---|---|---|
| H—H | 1,10 | 0,55 |
| F—F | 1,44 | 0,72 |
| Cl—Cl | 2,02 | 1,01 |
| Br—Br | 2,30 | 1,15 |
| I—I | 2,66 | 1,33 |

La Tabla 9 presenta los radios atómicos de muchos de los elementos regulares y sus posiciones en la tabla periódica. Los radios atómicos disminuyen a medida que recorremos un período y aumenta a medida que descendemos en un grupo.

*La disminución del radio atómico a través de un período se debe a que los electrones de valencia experimentan una fuerza de atracción cada vez mayor a medida que aumenta la carga nuclear, lo cual produce una contracción del radio.* A manera de ilustración consideremos el -- tercer período. Todos los elementos del tercer período tienen la pulpa de neón, $1s^2$ , $2p^6$ . El sodio puede representarse como $/Ne/\ 3s^1$,-