Los dos electrones siguientes irán al $4s$ y el restante a uno de los orbitales $3d$. La descripción electrónica del escandio es

| | | | |
|---|---|---|---|
| $_{21}Sc\ 1s^2$ | $2s^2 \cdot 2p^6$ | $3s^2 \cdot 3p^6$ | $4s^2 \cdot 3d^1$ |
| [ He ] | [ Ne ] | [ $A_r$ ] | |
| $2e$ | $10e$ | $18e$ | |

Las propiedades químicas y físicas de los elementos dependen de la configuración electrónica de los átomos.

RESUMEN DEL MODELO MECANICO CUANTICO DEL ATOMO.

Si bien el modelo de Bohr explicó una serie de hechos, muy pronto fue reemplazado por nuevas ideas que encararon en forma mucho más global la física del mundo submicroscópico. Los experimentos descritos habían mostrado muy claramente que las partículas elementales se regían por leyes propias, distintas a las del mundo macroscópico. No se podía extrapolar a las partículas subatómicas el comportamiento y las leyes de nuestra experiencia. Por ej. se llama "partícula" a los protones, neutrones o electrones, pero no debemos hacernos de esas partículas la misma imagen mental que la de, por ej., un grano de arena sumamente chico. En especial existe un aspecto de la naturaleza de las "partículas" elementales que debemos considerar con interés: sus propiedades ondulatorias.

Una de las controversias más largas en la historia de la física se refirió a la naturaleza de la luz; Newton suponía que la luz estaba formada por partículas; más adelante Huyghens demostró que sus propiedades eran explicadas mejor suponiendo que eran ondas electromagnéticas y fenómenos descubiertos en este siglo (el efecto fotoeléctrico de Einstein) volvieron a sugerir una estructura corpuscular (Fotones). A la inversa, se ha demostrado que ciertos experimentos con haces de electrones (que no describiremos en detalle), neutrones o protones se interpretan mejor si se considera a esos haces como trenes de onda. Las "partículas" podrían ser llamadas también ondas, porque presentan propiedades de ambos. Es más, se puede asignar una longitud



de onda a cualquier partícula, usando la relación presentada por de Broglie: =h/m.v. Toda la materia tiene propiedades ondulatorio pero estas son notables sólo en partículas pequeñas de masa muy chica, porque sino la longitud de onda asociada es extremadamente pequeña.

Veamos una consecuencia importante de la naturaleza ondulatoria de las partículas. Un electrón en un nivel estacionario de energía de un átomo, no puede ser ubicado en un lugar preciso por su naturaleza ondulatoria, no es "un punto material" que se mueve; puede visualizarse también como una onda que se desplaza y en este caso podemos hablar sólo de la probabilidad de encontrar al electrón en un cierto lugar. Por ej., Bohr decía que el electrón del átomo de hidrógeno se encontraba a 0,53 A del núcleo; el modelo mecánico cuántico dice que la distancia más probable para encontrar al electrón es 0,53 A, pero que también puede estar a distancias mayores o menores. Esto se muestra en la figura 19.

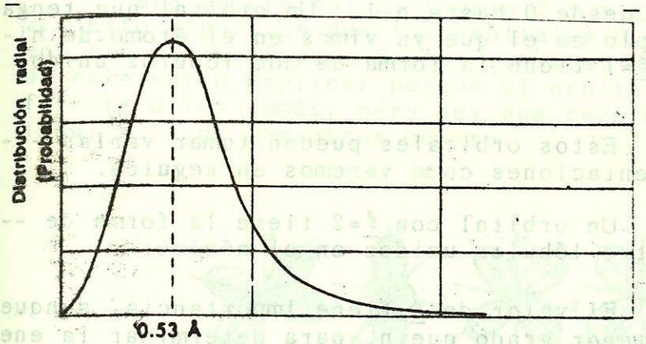



**FIG. 21 Esta gráfica muestra la probabilidad (según la ecuación de Schrödinger) de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo. El punto de mayor probabilidad del primer orbital es aproximadamente igual al obtenido por Bohr cuando trabajó con el átomo de hidrógeno, 0.53 Å.**

Figura 20. Este dibujo quiere decir que la probabilidad de encontrar al electrón dentro de esa esfera es un valor alto (por ej. 96%), aunque nunca es del 100% porque siempre existe una pequeña probabilidad de que el electrón este más lejos. Este orbital es esférico porque la probabilidad de encontrar al electrón depende de la distancia al núcleo pero no de la dirección. En otras pala-

La figura 21 explica porque se habla de la "nube electrónica". Queda claro también que no hay una órbita definida (como en el modelo de Bohr) sino una región del espacio donde es altamente probable encontrar al electrón. Estas regiones son llamadas orbitales. El orbital en que se encuentra el electrón del átomo de hidrógeno puede ser mostrado gráficamente en varias formas. Una de ellas es la figura 21 y otra es la figura 22, que es simplemente una esfera.

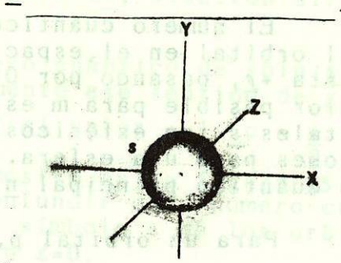



Fig. 22

bras la probabilidad es la misma en cualquier punto de una superficie esférica por ej. a lo largo de eje x, y, ó z o en cualquier posición intermedia.

Los orbitales atómicos no son todos esféricos. Existen orbitales de varias formas que apuntan a diversas direcciones, y que sirven para explicar porque los átomos se orientan precisamente en esas direcciones para unirse. Volveremos sobre ésto más adelante.

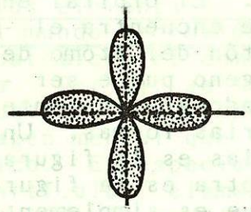
La energía, la forma y la orientación de los orbitales atómicos quedan caracterizados por una serie de números cuánticos, que detallamos a continuación:

- El número cuántico principal n, que define la distancia al núcleo y que es el más importante para fijar la energía de un electrón n toma valores 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

- El número cuántico secundario $\ell$, que define el momento angular del electrón. La forma de un orbital está dada por el valor de $\ell$. Este puede ir desde 0 hasta n-1. Un orbital que tenga $\ell$=0 es esférico; un ejemplo es el que ya vimos en el átomo de hidrógeno. Un orbital con $\ell$=1 tiene la forma de dos lóbulos unidos en el núcleo:

Estos orbitales pueden tomar varias orientaciones como veremos en seguida.

Un orbital con $\ell$=2 tiene la forma de cuatro lóbulos unidos en el núcleo:



El valor de $\ell$ tiene importancia, aunque en menor grado que n, para determinar la energía de un orbital.

Se acostumbra a llamar orbitales s a los que tienen $\ell$=0; p a los que tienen $\ell$=1; a los que tienen $\ell$=2 y f a los que tienen $\ell$=3. Para un mismo número cuántico principal la energía del orbital s es menor que la de p, la de este menor que la de un d, etc.

El número cuántico magnético m determina las orientaciones del orbital en el espacio y puede tomar valores que van desde -$\ell$ hasta +$\ell$, pasando por 0. Para un orbital s, + vale 0 y el único valor posible para m es 0. Este resultado es lógico ya que los orbitales s son esféricos y no hay posibilidad de distintas orientaciones para una esfera. Hay pues un sólo orbital s para cada número cuántico principal n.

Para un orbital p, $\ell$ vale 1 y por lo tanto m puede valer -1,



0 y 1. Para cada valor de n hay pues tres orbitales p distintos, que difieren sólo en la orientación pero no en la energía (m no incluye sobre la energía del orbital a menos que haya campos magnéticos o eléctricos exteriores aplicados). Es costumbre elegir los ejes de coordenadas especiales x, y, z, con centro en el núcleo y de forma que cada orbital p este dirigido a lo largo de uno de esos ejes, tal como se muestra en la figura 23.

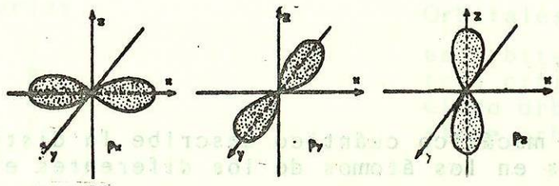


FIG. 23 Formas probabilísticas de los tres orbitales 2p.

Para un orbital d, $\ell$ vale 2 y m puede valer -2 -1, 0, 1, 2. Esto significa que los orbitales d, todos de igual energía, son cinco. La figura 24 los muestra; no cae dentro del alcance de este curso explicar porque el orbital $d_{z^2}$ tiene un aspecto diferente a los demás, pero hay que recalcar que su energía es igual a la de los otros cuatro.

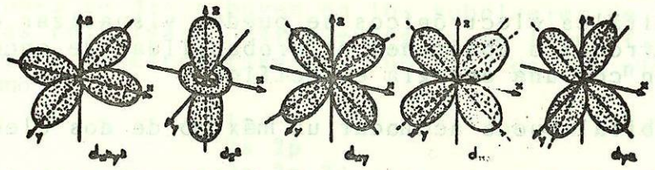


Fig. 24

Análogamente se puede comprobar que los orbitales f son siete.

Hay una propiedad de los electrones que no depende del orbital que ocupa: es su "spin" o sentido de giro del electrón alrededor de su propio eje. (Ver figura 25)

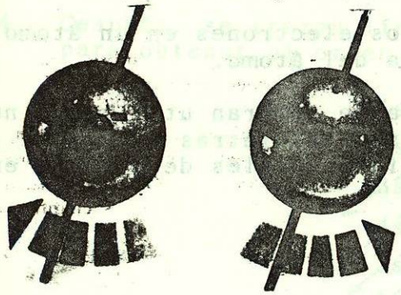


Fig. 25

El número cuántico de spin s indica precisamente ese sentido de giro y puede tomar el valor + $\frac{1}{2}$ o - $\frac{1}{2}$, tal como se mostró en la figura 25. no hay que confundir este número cuántico s con el símbolo s de los orbitales que poseen $\ell$=0.

Los cuatro números cuánticos n, l, m. s. caracterizan a cada electrón de un átomo. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no puede haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos idénticos. dicho de otra manera: en cada orbital puede haber bastados electrones que poseen un $s = +\frac{1}{2}$ y el otro $s = -\frac{1}{2}$.

PUNTUALIZANDO

1.- El modelo mecánico cuántico describe la distribución de los electrones en los átomos de los diferentes elementos.

2.- Los electrones poseen energía y están situados en ciertos niveles de energía permitidos o estados de energía.

3.- Cada nivel principal de energía está compuesto por uno o más subniveles de energía que corresponden a electrones de energía diferentes.

4.- Cada subnivel energético está constituído por uno o más orbitales electrónicos en los que residen los electrones en el átomo.

5.- Los orbitales electrónicos se pueden visualizar como nubes de electrones o volúmenes de probabilidad de encontrar al electrón con una energía específica.

6.- Cada orbital puede acomodar un máximo de dos electrones.

7.- Los electrones en los átomos se hallan distribuídos en los diferentes orbitales o subniveles de energía que componen los niveles de energía principales.

8.- Los electrones llenan primero las posiciones energéticas disponibles más bajas y se distribuyen desde el nivel más bajo hacia el más alto, de acuerdo con las energías relativas de los subniveles.

9.- El patrón de la distribución de los electrones en un átomo se llama configuración electrónica del átomo.

10.- Los niveles principales de energía se nombran utilizando números, y para los subniveles se usan las letras s, p, d y f. Las estructuras de los primeros cinco niveles de energía en términos de subniveles son:



| Nivel de Energía | Subniveles |
|---|---|
| 1 | 1s |
| 2 | 2s 2p |
| 3 | 3s 3p 3d |
| 4 | 4s 4p 4d 4f |
| 5 | 5s 5p 5d 5f |

11.- Los subniveles están compuestos por un número específico de orbitales.

| Subniveles | Orbitales |
|---|---|
| s | un orbital s |
| p | tres orbitales p |
| d | cinco orbitales d |
| f | siete orbitales f |

12.- Cada orbital tiene una capacidad de dos electrones, lo que significa que cada subnivel puede albergar un número específico de electrones.

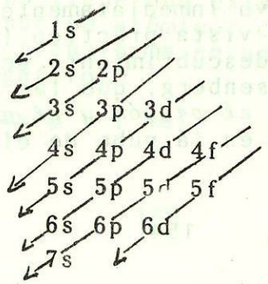
| Subnivel | Capacidad Electrónica |
|---|---|
| s | 1 a 2 |
| p | 1 a 6 |
| d | 1 a 10 |
| f | 1 a 14 |

13.- Para deducir la configuración electrónica de un átomo, los electrones se distribuyen en los subniveles de acuerdo a sus energías relativas. Estas energías se identifican escribiendo primero la estructura del subnivel de los niveles de energía como

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s

(No se completan el sexto y séptimo niveles debido a que nunca están llenos).

14.- Después, se trazan líneas diagonales de izquierda a derecha para obtener el orden de llenado de los subniveles.



## 12. EL NEUTRON.

En 1930 W. Bothe (1891-1957) y H. Becker observaron en Hidelberg que el bombardear el berilio con rayos (del polonio), se producía una radiación que partía del berilio y que manifestaba un gran alcance y un elevadísimo poder de penetración, mayor que el de los rayos más penetrantes. *Frederic Joliot-Curie (1900-1958)* e *Irene Joliot-Curie (1897-1956)* comprobaron que al chocar esta radiación con substancias que contenían hidrógeno, provoca la expulsión de los protones de estas substancias con tan gran empuje, que sólo se explica por el choque de dos partículas atómicas, ya que no pudo comprobarse en ninguna ocasión que pudiera ser provocado por el choque de una radiación ondulatoria.

En 1932 el físico inglés *James Chadwick* (nacido en 1881), que trabajaba en Cambridge, explicó esta gran capacidad de penetración y esta gran fuerza de choque, por la existencia de un nuevo corpúsculo en el núcleo atómico, una partícula neutra denominada *neutrón*. La masa de esta nueva partícula constituyente del núcleo atómico fue determinada indirectamente y se estableció igual a la unidad, igual a la masa de un protón. Su gran poder de penetración se explicó por el hecho de que, debido a su carácter neutro, no experimenta ninguna atracción por parte de la nube de electrones ni tampoco repulsión por parte del núcleo cargado positivamente, con lo que no se presenta ningún obstáculo que perturbe su velocidad.

La masa del neutrón es escasamente inferior a la del protón por lo que se acepta que ambos tienen masa 1. La existencia del neutrón sólo puede comprobarse indirectamente: o bien por el retroceso que comunica un neutrón rápido a otra partícula con carga eléctrica, o por las reacciones nucleares que un neutrón provoca con facilidad en otro núcleo.

El neutrón no posee carga eléctrica. El protón y el neutrón presentan una acusada semejanza, por lo cual pueden considerarse como dos estados de una misma partícula. Ambos se denominan conjuntamente *"nucleones"* (partículas nucleares).

### EL MODELO ATOMICO CON NEUTRONES.

Este descubrimiento tuvo inmediatamente una gran repercusión tanto desde el punto de vista práctico (como luego veremos) como teórico. A partir del descubrimiento del neutrón se considera, según formulación de Heisenberg, que las *únicas partículas constitutivas del núcleo son el protón y el neutrón:* los electrones solamente se encuentran en la nube de electrones que rodea



el núcleo. Si designamos un protón con "p" y un neutrón con "n", la estructura de los núcleos atómicos de, por ejemplo, helio, oxígeno, cloro y uranio, se pueden indicar mediante las siguientes igualdades:

$$2\,p + 2\,n = {}_{2}He^{4};\quad 8\,p + 8\,n = {}_{8}O^{16};\quad 17\,p + 18\,n = {}_{17}Cl^{35};$$

$$92\,p + 146\,n = {}_{92}U^{238}$$

El número de protones (p), igual al número de carga del núcleo, es el número atómico, y la suma del número de protones (p) y el de neutrones (n) es el peso atómico (número másico o número masa) del átomo del elemento.

Los *isótopos* son átomos del mismo número atómico, pero de distinto número másico (suma de protones y neutrones) Atomos con el mismo másico; es decir, con el mismo número de nucleones (suma de protones y neutrones), pero con distinto número atómico, ésto es, con distinto número de protones (y, por tanto, también de neutrones) se denominan *isobaros* (gr. Isos = igual, barys = pesado). Isobaros son, por ejemplo:

$${}_{7}N^{17},\ {}_{8}O^{17},\ {}_{9}F^{17}$$

Los tres tienen 17 nucleones, por lo que son átomos con el mismo peso; sin embargo, el núcleo de nitrógeno consta de 7 protones y 10 neutrones, el de oxígeno de 8 protones y 9 neutrones y el de flúor de 9 protones y 8 neutrones.

La estabilidad del núcleo exige que entre protones y neutrones, entre ambos nucleones, se desarrollen fuerzas de atracción de naturaleza desconocida y que son mayores que las fuerzas de repulsión que existen entre los protones. Estas fuerzas de cohesión tienen un alcance extraordinariamente pequeño, por ello los núcleos atómicos forman un conjunto comparto de nucleones.

La ecuación químico-nuclear correspondiente al bombardeo de berilio con radiaciones (núcleos de helio), en el que se produce la expulsión de un neutrón y en la que se forma carbono, es:

$${}_{4}Be^{9} + {}_{2}He^{4} = {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1}$$

Un neutrón libre no tiene una existencia estable duradera y resulta captado por un núcleo atómico, con lo cual provoca un proceso nuclear, o bien se transforma en un protón, formando simultáneamente un electrón negativo:

$$n \longrightarrow p + (-e)$$

Esta descomposición de un neutrón en un protón y un electrón puede también aceptarse en el interior del núcleo atómico, con lo cual puede explicarse el proceso nuclear que conduce a la emisión de una radiación $\beta$(radiación de electrones). En cuanto a la velocidad de los neutrones, se distingue entre "neutrones rápidos". "neutrones lentos" y los "neutrones térmicos", muy lentos, cuya velocidad es aproximadamente igual a la de las moléculas de aire a unos 18°C (400 m. por segundo, aproximadamente).

En los primeros elementos del sistema periódico el número de neutrones es aproximadamente igual al de protones; eso se cumple aproximadamente hasta el calcio (número atómico 20). Ello explica también la gran estabilidad de estos elementos.

Al aumentar el número de protones en los elementos superiores, las fuerzas de repulsión entre los protones, cada vez mayores, deben ser equilibradas por un número mayor de neutrones. Así, podemos observar: cuando mayor es el número atómico, mayor es el exceso de neutrones. A partir del elemento 84 (po) la estabilidad se ha debilitado tanto que se produce radiactividad. Debido a que la fuerza de atracción entre protón y neutrón es mayor que entre neutrones, el paso de un neutrón a protón aumenta la estabilidad. Heisenberg acepta tal transmutación de neutrones en protones en el interior del núcleo con el objeto de aumentar su estabilidad; pero al surgir un protón con carga positiva debe aparecer simultáneamente un electrón con carga negativa:

$$n \longrightarrow p + (-e)$$

El elemento radiactivo emite de esa forma radiaciones $\beta$.

## 10. ISOTOPOS.

En sentido estricto, ni aún los elementos son verdaderamente homogéneos. La mayoría de éstos, son una mezcla de dos o más isótopos: átomos cuyos núcleos contienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. En el hidrógeno, por ejemplo, se encuentran tres isótopos: hidrógeno ordinario, deuterio (hidrógeno pesado) y tritio (hidrógeno radiactivo) (figura 1.2 ). Los químicos se refieren a los isótopos por sus números de masa (número de protones más el número de neutrones). Esta convención se ha hecho familiar en el vocabulario del siglo XX; se nos recuerda con frecuencia la presencia de uranio-235, estroncio-90, y cobalto-60. En notación química, el número atómico (Z) se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo del elemento, y el número de masa en la parte superior izquierda:

$^{235}_{92}U$, $^{90}_{38}Sr$, $^{60}_{27}Co$.

Nótese que los símbolos usados son representaciones del elemento, y no abreviaturas del nombre común del mismo (Tabla 1.1).

Aunque el número de masa de un isótopo y el número atómico de un elemento son siempre números enteros, no lo es, sin embargo, el peso atómico de un elemento. El peso atómico de un elemento se basa en el peso promedio de las masas de sus isótopos, en unidades de masa atómica 'uma); el carbono 12 (seis protones y seis neutrones en el núcleo) es el patrón de referencia utilizado en la actualidad, con un peso relativo asignado exactamente de 12 uma. Un factor adicional que contribuye a los valores decimales de los pesos atómicos es el hecho de que el peso isotópico (excepto para el carbono-12) no es exactamente igual al número de masa. Los protones y neutrones tienen masa ligeramente diferentes, y éstas a su vez varían según se hallen aislados los protones y neutrones o en combinación dentro del núcleo. Esta diferencia de masa se atribuye a la conversión de alguna cantidad de masa en energía "energía de enlace del núcleo" de acuerdo a la ecuación de Einstein, $E = mc^2$. La magnitud de esta energía puede apreciarse cuando se advierte que la reacción involucrada en la fisión nuclear -por ejemplo, en la bomba atómica- convierte solamente una fracción pequeña de la masa total, en energía.

El peso atómico de un elemento puede calcularse por las abundancias relativas de los isótopos del elemento -esto es, los porcentajes de cada isótopo- y las masas de cada isótopo -en unidades de masa atómica. Ambos tipos de datos pueden determinarse experimentalmente con una exactitud considerable usando técnicas de espectrometría de masas, método similar al que empleó Thompson para determinar la relación carga-masa e/m del electrón. El cálculo puede formularse así:

---

( 100% ) X peso atómico = % isótopo A X peso isótopo A
+ % isótopo B
X peso isótopo B + . .

---

EJEMPLO 1

Calcule el peso atómico del oxígeno con los siguientes datos experimentales:

| Isótopo | Abundancia relativa | Masa (uma) |
|---|---|---|
| $^{16}_{8}O$ | 99.759% | 15,995 |
| $^{17}_{8}O$ | 0.037% | 16,991 |
| $^{18}_{8}O$ | 0.204% | 17,991 |

SOLUCION: BASADA EN LA ECUACION 1.1.

$$\text{Peso atómico} = \frac{99,759}{100}\,15,995 + \frac{0.037}{100}\,16,991 + \frac{0.204}{100}\,17,991$$

Peso atómico = 15.999 uma

Isótopo del hidrógeno

| | Nombre | Composición nuclear |
|---|---|---|
| $^{1}_{1}H$ | hidrógeno | + |
| $^{2}_{1}H$ o D | deuterio | n + |
| $^{3}_{1}H$ | tritio | $n^{+}n$ |



| Z | Elemento | A | Isótopos (orden de importancia) | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | Hidrógeno | 1,0080 | 1 | 2 | (3) | | | | | | | |
| 2 | Helio | 4,003 | 4 | | | | | | | | | |
| 3 | Litio | 6,940 | 7 | 6 | | | | | | | | |
| 4 | Berilio | 9,013 | 9 | 8 | | | | | | | | |
| 5 | Boro | 10,82 | 11 | 10 | | | | | | | | |
| 6 | Carbono | 12,010 | 12 | 13 | | | | | | | | |
| 7 | Nitrógeno | 14,008 | 14 | 15 | | | | | | | | |
| 8 | Oxígeno | 16 | 16 | 18 | 17 | | | | | | | |
| 9 | Flúor | 19,00 | 19 | | | | | | | | | |
| 10 | Neón | 20,183 | 20 | 22 | 21 | | | | | | | |
| 11 | Sodio | 22,997 | 23 | | | | | | | | | |
| 12 | Magnesio | 24,32 | 24 | 25 | 26 | | | | | | | |
| 13 | Aluminio | 26,97 | 27 | | | | | | | | | |
| 14 | Silicio | 28,09 | 28 | 29 | 30 | | | | | | | |
| 15 | Fósforo | 30,974 | 31 | | | | | | | | | |
| 16 | Azufre | 32,066 | 32 | 34 | 33 | | | | | | | |
| 17 | Cloro | 35,457 | 35 | 37 | | | | | | | | |
| 18 | Argón | 39,944 | 40 | 36 | 38 | | | | | | | |
| 19 | Potasio | 39,100 | 39 | 41 | 40 | | | | | | | |
| 20 | Calcio | 40,08 | 40 | 44 | 42 | 48 | 43 | 46 | | | | |
| 21 | Escandio | 44,96 | 45 | | | | | | | | | |
| 22 | Titanio | 47,90 | 48 | 46 | 47 | 49 | 50 | | | | | |
| 23 | Vanadio | 50,95 | 51 | | | | | | | | | |
| 24 | Cromo | 52,01 | 52 | 53 | 50 | 54 | | | | | | |
| 25 | Manganeso | 54,93 | 55 | | | | | | | | | |
| 26 | Hierro | 55,85 | 56 | 54 | 57 | 58 | | | | | | |
| 27 | Cobalto | 58,94 | 59 | | | | | | | | | |
| 28 | Níquel | 58,69 | 58 | 60 | 62 | (61) | 64 | | | | | |
| 29 | Cobre | 63,542 | 63 | 65 | | | | | | | | |
| 30 | Cinc | 65,38 | 64 | 66 | 68 | 67 | 70 | | | | | |
| 31 | Galio | 69,72 | 69 | 71 | | | | | | | | |
| 32 | Germanio | 72,60 | 74 | 72 | 70 | 73 | 76 | | | | | |
| 33 | Arsénico | 74,91 | 75 | | | | | | | | | |
| 34 | Selenio | 78,96 | 80 | 78 | 76 | 82 | 77 | 74 | | | | |
| 35 | Bromo | 79,916 | 79 | 81 | | | | | | | | |
| 36 | Criptón | 83,80 | 84 | 86 | 82 | 83 | 80 | 78 | | | | |
| 37 | Rubidio | 85,48 | 85 | 87 | | | | | | | | |
| 38 | Estroncio | 87,63 | 88 | 86 | 87 | | | | | | | |
| 39 | Itrio | 88,92 | 89 | | | | | | | | | |
| 40 | Circonio | 91,22 | 90 | 92 | 94 | 91 | 96 | | | | | |
| 41 | Niobio | 92,91 | 93 | | | | | | | | | |
| 42 | Molibdeno | 95,95 | 98 | 96 | 95 | 92 | 94 | 97 | 100 | | | |
| 43 | Tecnecio | 98,91 | | | | | | | | | | |
| 44 | Rutenio | 101,7 | 102 | 101 | 104 | 100 | 99 | 96 | (98) | | | |
| 45 | Rodio | 102,91 | 103 | | | | | | | | | |
| 46 | Paladio | 106,7 | 104 | 105 | 106 | 108 | 110 | 102 | | | | |
| 47 | Plata | 107,880 | 107 | 109 | | | | | | | | |
| 48 | Cadmio | 112,41 | 114 | 112 | 110 | 111 | 113 | 116 | 106 | 108 | | |
| 49 | Indio | 114,76 | 115 | 113 | | | | | | | | |
| 50 | Estaño | 118,70 | 120 | 118 | 116 | 119 | 117 | 124 | 122 | 112 | 114 | 115 |

A = Peso atómico promedio