nes, y los elementos restantes del sexto periódo se forman al llenarse las órbitas 6s y 6p. Así los elementos 72-80 tienen propiedades similares a las de los elementos de transición de las correspondientes filas en los períodos IV y V, y aquellos del talio (N°.81) hasta el radón (N°. 86) se unen a las familias de aquellos que están sobre ellos en la tabla. La distribución de electrones en los elementos del sexto periodo se ve en el Apéndice E, p. A para el número atómico del 55 al 86. Signos de interrogación indican que hay inseguridad en la interpretación de los datos de los espectros de donde estas asignaciones provienen.

Tabla 8-2

CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS ELEMENTOS DEL QUINTO PERIODO

Elemento	No.At.	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	5s	Sp
Rubidio	37	2	2	6	2	6	10	2	6	-	1	-
Estroncio	38	2	2	6	2	6	10	2	6	-	2	-
Ytrio	39	2	2	6	2	6	10	2	6	1	2	-
Zirconio	40	2	2	6	2	6	10	2	6	2	2	-
Niobio	41	2	2	6	2	6	10	2	6	4	1	-
Molibdeno	42	2	2	6	2	6	10	2	6	5	1	-
Tecnecio	43	2	2	6	2	6	10	2	6	6	1..?	-
Rutenio	44	2	2	6	2	6	10	2	6	7	1	-
Rodio	45	2	2	6	2	6	10	2	6	8	1	-
Paladio	46	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	-
Plata	47	2	2	6	2	6	10	2	6	10	1	-
Cadmio	48	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	-
Indio	49	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	1
Estaño	50	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2
Antimonio	51	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	3
Teluro	52	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	4
Yodo	53	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	5
Xenón	54	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	6

En el séptimo periodo una situación similar a la de la serie lantánida se produce en el Actinio (N°.89) que contiene un electrón 6d (o posiblemente un electrón 5f) y es seguido en el número 90 por el thorio, que contiene dos electrones 6d. Al ir llenando la órbita 5f, empezando con el protoactinio (N°.91) Se llega a la serie actínica, que termina en el No. 103. Se espera que el elemento número 104 tendrá una configuración similar a la del hafnio,

(No. 72) como se ve a continuación:

At.No.	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	5g	6s	6p	6d	6f	7s
104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	-	2	6	2	-	2

Es posible, no obstante, que el electrón No. 104 pueda entrar en el nivel 5g, que tiene nueve órbitas con lugar para 18 electrones ($2x5^2$ = 50; 50 - 32 = 18).

8-11.-¿CUANTOS ELEMENTOS PUEDEN HABER?

Todos los elementos No. atómicos superior a 83 son radioactivos y sus núcleos espontáneamente sufren cambios hacia otros núcleos estables. Qué átomos de los elementos 104 y subsiguientes sean descubiertos depende nó sólo de la configuración de los electrones fuera del núcleo, sino también sobre si sus núcleos, preparados, existan por un tiempo suficientemente largo para observarlos. Puede predecirse que será posible observar los elementos 104, 105 y 106 sin dificultad, y que elementos con No. atómico como 147 (y pesos atómicos del orden de 500) tendrán una existencia efímera, Por supuesto que será un asunto de gran dificultad preparar átomos de estos elementos, puesto que deben buscarse métodos para agregar neutrones y protones a núcleos pesados que ya son inestables sin procesos radioactivos de los que resultan transformaciones de los núcleos de elementos livianos.

8-12.- GRUPOS Y PERIODOS

La tabla periódica es una de las más grandes ayuda memoria que tiene el químico. Tomando ventaja de la recurrencia periódica de propiedades similares, el arreglo de los símbolos para los elementos en la tabla es tal que agrupa los elementos en familias de características similares. Ya hemos visto que elementos como Li, Na, y K en el grupo I forman una familia de elementos que tienen propiedades similares. En particular, los tres tienen una electrovalencia de + 1. Estas mismas propiedades encuentran en los elementos más pesados del grupo I, rubidio, cesio y francio, que forman con los tres más livianos una familia de elementos cuya similitud es tan marcada que se les ha dado el mismo nombre, los metales alcalinos. El químico asocia con los metales alcalinos un grupo particular de propiedades, la electrovalencia de + 1 es una de estas propiedades, que los pone en un grupo aparte de los otros elementos. Así, no es necesario recordar las propiedades de cada uno de estos elementos separadamente; es posible estudiarlos en grupos de propiedades similares.

La similitud en las propiedades de los elementos es tan grande, y nuestra confianza en la tabla periódica es tal que es posible predecir las propiedades de los elementos que no se han estudiado, si sabemos su posición en la tabla periódica y las propiedades del grupo en el que se encuentra. Por ejemplo, el elemento francio permaneció largo tiempo sin descubrir. Se sabía, no obstante, que si un elemento de

No. atómico 87 se descubría, tendría las propiedades características de una configuración electrónica que lo asignaría a la familia de los álcalis. Usando esta información los químicos sabían que buscar, sabían como llevar a cabo la experiencia que evidenciaría su presencia y el elemento 87 se descubrió finalmente en 1939 como un intermedio -menor inestable en las transformaciones radioactivas.

Así como características de familia son mostradas por los elementos del grupo I, también son mostradas por elementos de los otros grupos. Los elementos restantes en el grupo VII tienen propiedades similares a las del fluor y cloro son llamadas la familia de los halógenos. El berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio, constituyen la familia de los alcalinos térreos, hablamos así también de la familia del nitrógeno del azufre, etc., para indicar los elementos de los grupos V, VI, etc. Las características de familia no son tan marcadas en las filas verticales de los elementos de transición, pero las semejanzas son lo suficiente para servir como útiles ayuda memoria y bases para predicciones.

El término "período" ya se ha usado para designar las filas horizontales en la tabla periódica nuestra habilidad de predicción es mejor si sabemos en qué período está el elemento, así como también en que familia, puesto que las propiedades dependen en parte del número de capas electrónicas bajo el electrón de más afuera, y este número es característico del período. Los elementos en el primer período no tienen capas entre los electrones exteriores y el núcleo, elementos del segundo período tienen una capa 1s entre sus electrones exteriores y el núcleo, y los elementos del tercer período tienen dos capas, el cuarto período tiene tres: etc.

Examinaremos brevemente unas pocas de las características de la tabla periódica que la hace tan útil ayuda memoria y en la predicción de propiedades.

8-13.- METALES Y NO METALES

Un examen a la tabla periódica demuestra que los elementos no metálicos están agrupados en la esquina superior a la derecha y que los metales ocupan la mayor porción de la tabla, hacia la izquierda más abajo. En general estas dos clases de elementos difieren en que los metales tienen un brillo metálico, son buenos conductores del calor y la electricidad, y pueden dárseles variadas formas. Los no metales, por otro lado, son opacos no conductores y quebradizos, de modo que se rompen si se golpean con un martillo.

Químicamente los metales tienden a entregar electrones para formar iones positivos, mientras, que los no metálicos se vuelven negativos. Puede verse en la tabla periódica, que la mayoría de los elementos son de carácter metálico y que sólo hay unos pocos no metálicos. El número de compuestos iónicos posibles en la naturaleza está limitado por el hecho de que el número de no metales es tan pequeño . Esta

preferencia de la naturaleza por metales antes que no metales da origen a algunas interesantes preguntas.

8-14.- POTENCIAL DE IONIZACION

La facilidad con que un átomo entrega un electrón para formar un ión positivo, puede considerarse como una medida del carácter metálico de un elemento, ya hemos visto que el primer potencial de ionización es una posición periodica del número atómico de los primeros 20 elementos. (fig.8-4) y el gráfico ampliado (fig.8-10) muestra el carácter periodico de esta función para la tabla periódica entera. El grafico muestra que el potencial de ionización aumenta a través de cada período, correspondiendo a una disminución en el carácter metálico o aumento en el carácter no-metálico. Esto es lo que hubiéramos esperado, puesto que la carga del núcleo va aumentando a lo largo de un período y se esperaría que los electrones se encontrasen unidos más firmemente a medida que es mayor la carga sobre el núcleo. El carácter periódico surge del hecho que pasando del argón, por ejemplo al potasio, hay un repentino salto en la energía de los electrones exteriores a medida que una nueva capa empieza a llenarse (fig.4-7). De aquí que menos energía adicional debe agregarse para sacar un electrón de su alto nivel en el potasio que la que debe usarse para sacar un electrón de su bajo nivel en el argón. Este efecto se observa en la fig.8-10 para cada cambio, de un elemento del grupo 0 a uno del grupo I.

El descenso del potencial de ionización que se observa al pasar del grupo 0 al grupo I, se observa también cuando al eliminar sólo un electrón de un átomo queda una serie completa de orbitales llenos.

El gráfico también muestra que el potencial de ionización decrece al ir bajando por un grupo particular de la tabla periódica. Esto se ve, por ejemplo en los valores de los primeros potenciales de ionización para los metales alcalinos y los alcalinos térreos. (tabla 8-3).

El incremento a través de un período se debe al incremento de la carga nuclear recién discutida. El decremento al bajar por una columna es contrario a lo que podría esperarse, puesto que la carga nuclear también aumenta al bajar la columna. El electrón s en cada elemento siguiente del Litio, no obstante es sacado desde más lejos del núcleo que el electrón 2s en el litio. Este efecto de la distancia mayor desde la cual es atraído el electrón por el núcleo no está completamente compensado por el incremento en la atracción debido al aumento de la carga nuclear.

La tabla 8-3 demuestra que hay un cambio en una propiedad, en este caso, el potencial de ionización al bajar por una columna en la tabla periódica. Este es un cambio ordenado. El potencial de ionización decrece constantemente a medida que se pasa de un elemento al siguiente y no baja y sube desde un valor alto a uno bajo de un modo desordenado. Este cambio desordenado en el potencial de ionización re--

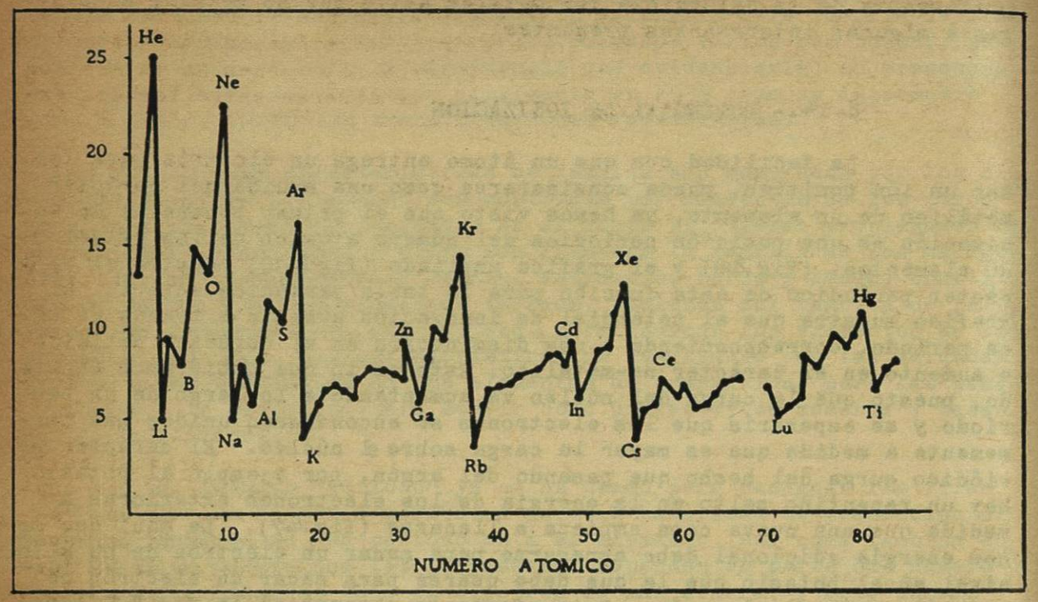

Figura 8-10

PERIODICIDAD DEL PRIMER POTENCIAL DE IONIZACION

Tabla 8-3

PRIMER POTENCIAL DE IONIZACION DE LOS METALES ALCALINOS Y ALCALINOTERREOS.

Elemento	P. I. (ev)	Elemento	P.I.(ev)
Li	5.4	Be	9.3
Na	5.1	Mg	7.6
K	4.3	Ca	6.1
Rb	4.2	Sr	5.7
Cs	3.9	Ba	5.2
Fr	-	Ra	5.3

fleja un incremento ordenado en el carácter metálico de los elementos al ir bajando por las familias. Ya hemos visto que el berilio tiende a formar enlaces covalentes característicos de muchos compuestos y no metálicos, el bario, un metal mejor, forma sólo iones Ba en sus compuestos. El magnesio, calcio y estroncio se ordenan entre los dos extremos.

Semejante cambio en las propiedades al ir bajando por un grupo en la tabla periódica se encuentra en todos los grupos. El conocimiento de que el cambio es ordenado es de gran importancia al predecir las propiedades de los elementos con los que estamos familiarizados. Supongamos por ejemplo, que no sabemos el potencial de ionización del rubidio pero que conocemos los valores del potasio y del cesio. Podemos estar seguros que el valor del rubidio estará entre el del potasio y cesio, puesto que el cambio debe ser odenado, y estimaríamos un valor de tal vez 4, 1 e.v. Como se ve en la tabla éste no estaría muy errado.

Otra aplicación del conocimiento de un cambio gradual en las propiedades en una familia radica en la interpretación de una conducta excepcional. Si un cambio no es ordenado debe haber alguna razón por qué no lo es; si podemos encontrar una explicación de por que no lo es, hemos aprendido algunos hechos adicionales acerca de la forma cómo se comporta la naturaleza. Qué es lo que sucede con el elemento, radio, por ejemplo, que tiene un potencial de ionización mayor que el del bario, en vez de un valor más bajo, cómo se predeciría si el cambio fuese ordenado?

8-15.- SIGNIFICADO DEL TAMAÑO DE UN ATOMO

El efecto de pantalla de las capas electrónicas interiores del átomo al hacer decrecer los potenciales de ionización de los elementos, se agrega al otro efecto de las capas interiores, cual es que el tamaño del átomo aumenta a medida que aumenta el número de capas interiores. En consecuencia, los electrones son "empujados" más y más afuera, haciéndose la atracción del núcleo más y más pequeña. ¿Cómo varía el tamaño de los átomos con su posición en la tabla periódica?

Parece fácil una respuesta cuantitativa a esta pregunta. Podríamos suponer que el tamaño depende de la carga nuclear, puesto que una alta carga nuclear tenderá a acercar los electrones al núcleo. En consecuencia, los átomos de números atómicos mayores serán más pequeños que los átomos de número atómico más bajo.

No obstante, la respuesta no parece tan sencilla cuando recordamos que la atracción del núcleo está modificada por el efecto de pantalla de las capas interiores de electrones y su tendencia a mantener alejados los electrones exteriores del núcleo. Si estos efectos son lo suficientemente importantes, incluso podrían hacer incorrecta nuestra respuesta anterior, de modo que los átomos de carga nuclear más alta serían en realidad más grandes quelos átomos de cargas nuclea

res menores. En una ciencia experimental, no resolvemos tales preguntas con argumentos sino con el laboratorio. La solución parece ser medir el átomo, medir su radio o diámetro y averiguar cual de estoa efectos opuestos es más importante. Hemos dicho, no obstante, que los átomos son núcleos rodeado de nubes difusas de electrones. ¿Cómo averiguamos donde termina la nube?

Si consideramos la pregunta, veremos que en realidad no estamos tan interesados en averiguar dónde termina la nube de electrones de un átomo aislado, como en averiguar cuánto puede acercársele otro átomo con su nube de electrones y si tal acercamiento puede o no conducir al enlace. Como químicos queremos saber cuán cerca pueden llegar los átomos sin combinarse para formar un compuesto, y cuán cerca se encuentran cuando forman compuestos. Esta distancia entre átomos es una cantidad que podemos medir, porque es efectivamente la distancia entre los centros de las nubes electrónicas, esto es la distancia entre núcleos. Si nos imaginamos átomos esféricos en contacto a lo largo de la línea que une los dos núcleos, luego podemos asignar una porción de esta distancia a un núcleo y la restante al otro. Estas dos distancias serán pues los radios de los dos átomos, que se suponen son esferas. (fig. 8-11) Se presentan aquí varias dificultades. En primer lugar

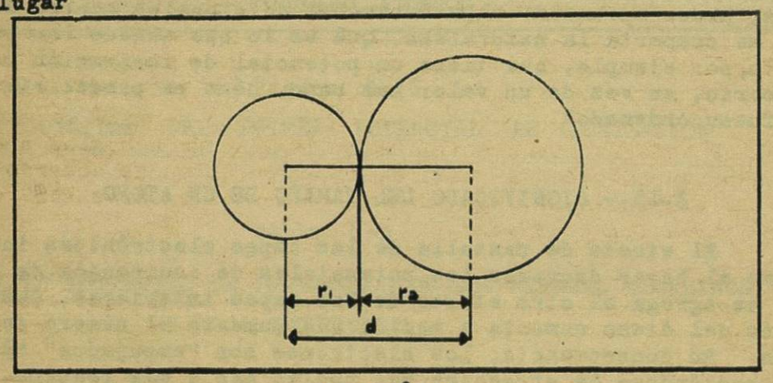

Figura 8-11

DIAGRAMA ILUSTRANDO DOS ATOMOS (ASUMIENDOLOS ESFERICOS) EN CONTACTO, LA DISTANCIA A ES MENSURABLE Y SE DIVIDE ENTRE LOS DOS ATOMOS PROPORCIONALMENTE A LOS RADIOS r_1 y r_2, ATOMICOS

la distancia a dependerá de que si los átomos están ligados en un compuesto o no.

Segundo, no hay certeza de que un átomo dado conserve el mismo radio cuando se halle ligado a una clase de átomo que cuando se halle unido a otro tipo de átomo, así que aún puede no ser correcto tratar de asignar un valor particular al radio del átomo combinado. Pueden haber tantos radios para el átomo como compuestos que contengan el átomo. Tercero, aún si el átomo guarda un valor definido para su radio en la mayoría de los compuestos, como dividiremos la distancia medida a entre los dos átomos.

8-16.- RADIOS DE VAN DER WAALS, COVALENTES Y IONICOS

Afortunadamente el químico tiene a mano una gran cantidad de valores de la distancia a entre varios átomos. Su examen demuestra que pueden establecerse tres grupos de radios de los que pueden obtenerse valores que estén de acuerdo con hechos observados. Un conjunto de radios puede usarse en calcular la distancia entre un átomo en una molécula y el átomo más cercano de otra molécula, cuando las dos moléculas están en contacto; estos son llamados los radio de van der Waals por el químico holandés que trabajó en este campo. Un segundo conjunto consiste en radios que se usan para calcular la distancia entre átomos unido por un enlace covalente, no polar; este se denomina radios de enlaces covalentes. Puesto que sólo enlaces entre átomos de la misma clase son estrictamente no polares, el cálculo de la verdadera distancia entre dos átomos diferentes enlazados por una ligadura polar covalente, requiere la aplicación de una corrección, esta corrección depende de cuan polar es el enlace. El tercer conjunto de radios son aquellos que se usan para calcular la distancia entre iones, se llaman radios iónicos. Estos también requieren modificaciones que dependen del número de iones de cargas opuestas en su vecindad. Sólo en el caso de dos átomos iguales podemos estar seguros que hemos dividido correctamente a entre r_1 y r_2; aquí asignamos ½ a para cada átomo. La aplicación de principios coherentes a los datos permite la asignación de grupos de radios, los que al usarse de acuerdo a reglas prescritas que parecen razonables, dan valores de a que están de acuerdo con los hechos. En consecuencia argumentamos que estos valores son verdaderos y los empleamos con confianza.

Debe hacerse énfasis en que en la ciencia muchos valores de cantidades están basados en este principio de acordar con los hechos. A menudo ni siquiera la medida es suficiente para establecerlos con certeza. El examen de gran cantidad de datos nos permite, sin embargo, construír una armazón que esté de acuerdo con tantos hechos conocidos y con tantos resultados experimentales que se elimina toda duda razonable de que la estructura no sea aquella que existe en la naturaleza.

La fig.8-12 muestra los valores de los tamaños de los átomos calculados a partir de los radios de enlaces covalentes, y los tamaños de los iones calculados a partir de los radios iónicos. En general, el radio de van der Waals es mayor que el radio de enlace covalente, aproximándose al radio iónico para los iones negativos.

Inmediatamente se evidencia en la fig.8-12 que el tamaño de los átomos en una función periódica del número atómico. Hay una disminución progresiva en el tamaño del átomo en cada período del I al VII. Este es el resultado esperado del incremento de la carga nuclear sin cambios en el número de capas interiores de electrones. De la disminución en el tamaño, resulta un aumento en el potencial de ionización