4.- ¿Qué discrepancias encuentra cuando se lleva a un gráfico las diversas propiedades de los elementos en función del número atómico?

5.- En general ¿Cómo varían las propiedades de los elementos dentro de un grupo?¿dentro de un período?

6.-¿Debe tener suficiente información en la tabla periódica para escribir correctamente las configuraciones electrónicas de la mayoría de los elementos sin consultar el cuadro? Practique con los siguientes elementos: a) No. 16; b) No. 22; c) No. 28; d) no. 33; e) No. 36.

7.- El hidrógeno es a menudo colocado junto con los metales alcalinos y los halógenos, justique esta colocación.

8.- Clasifique los siguientes elementos como metal o no metal: a) potasio; b) arsénico; c) aluminio; d) xenón; e) bromo; f) silicio; g) fósforo. ¿Podría colocar cualquiera de éstos en ambos grupos? Explique.

9.- Dadas las propiedades físicas y químicas del magnesio. Escribir las fórmulas de los óxidos, cloruro, hidruro y sulfuro.

10.-Preparar una tabla de las configuraciones electrónicas de los metales alcalinos. ¿En qué difieren? ¿En qué se asemejan?

11.-Bosquejar dos métodos para determinar los pesos atómicos de los elementos.

12.-¿Qué ión podría esperarse que sea el mayor de los siguientes? ¿Por qué? a) Fe^{++} o Fe^{+++} b) Mn^{++} o Mn^{+4} c) Ti^{+4} o Zr^{+4} d) Zr^{+4} o Hf^{+4}

13.-Haga una lista de las propiedades químicas y físicas del carbono. ¿Qué elementos presentan propiedades semejantes? Explique.

14.-Discuta cuán efectivo puede ser cada uno de los siguientes para aumentar la vida de un filamento de tungsteno en una ampolleta. ¿Cuál sería el menos efectivo y porqué? a) nitrógeno; b) argón; c) helio; d) Cloruro; e) hidrógeno.

15.-En base a sus posiciones en el cuadro periódico prediga todo lo que pueda acerca de las propiedades químicas del francio y del astatinio. ¿que podría esperar de los prop. del astatiuro de francio?

16.-Prediga los prop. de los elementos 106, 110, 115, y 118.

17.-¿Qué predicciones podrían hacerse acerca de la fórmula empírica, el calor, la solubilidad, el gusto y el punto de fusión del compuesto que se formaría al reaccionar el cloro con el elemento 119?

18.-Un ión sodio y un átomo de neón tienen el mismo número de electrones hasta qué punto son ambos similares en relación a otras propiedades.

Capítulo IX

METALES Y ALEACIONES

9-1.- CONTRASTE ENTRE ENLACES METALICOS Y COVALENTES

La mayor parte de nuestra discusión previa del comportamiento químico y físico ha sido limitada a aquellos compuestos cuyos átomos constituyentes se mantienen unidos por pares de electrones en enlaces covalentes. Hemos visto que es la atracción mutua del par de electrones cargados negativamente por el par cargado positivamente del núcleo lo que determina la fuerza del enlace covalente. Ahora volvamos nuestra atención a un grupo de sustancias en las que los átomos se mantienen unidos, no en pares sino por la atracción mutua entre un gran número de electrones hacia un gran número de núcleos cargados positivamente. Este grupo de sustancias incluye los metales y los compuestos entre metales. A causa de esta diferencia en el enlace, estos materiales exhiben propiedades que son completamente diferentes de aquellas, de compuestos de enlace covalente. Este contraste en las propiedades se ilustra en la tabla 9-1.

Cuando se compara hierro con cloruro de hidrógeno, está claro que el comportamiento en la fusión y ebullición es completamente diferente. Nó sólo son las temperaturas a las cuales funde y hierve mucho más altas para el metal que para el compuesto covalente, sino que el rango líquido es más amplio para el metal como regla general un metal puede ser líquido en un rango de temperatura de más o menos 1000°C. Por otra parte la sustancia covalente típica tiene un rango de líquido en un intervalo de temperaturas de unos pocos grados, unos cien o doscientos grados.

Una sustancia tal como el diamante también parece ser muy diferente del cloruro de hidrógeno respecto a los cambios de estado. No sin razón hemos ya considerado el diamante como un ejemplo de material unido por enlaces covalentes. En este caso es verdad que el punto de ebullición es alto (cerca de los 3500°C) Experimentalmente se ve difícil producir carbono líquido a presiones ordinarias. Si el líquido existe debe ser sólo para un rango de temperatura relativamente pequeño.

9- 2.- PROPIEDADES CARACTERISTICAS DE LOS METALES

Debe notarse que un punto de fusión alto o un rango de líquido extenso, no es solamente para los metales. Los compuestos iónicos que serán considerados en el capítulo siguiente tienen también puntos de fusión y ebullición altos y rangos de líquidos amplios, pero como veremos, tienen propiedades que los distingan de los metales y los compuestos covalentes. Una propiedad característica de los metales es su alta opacidad a la luz visible. Esto los distingue de los

TABLA 9 - 1

COMPARACION DE LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS METALICOS Y COVALENTES

Elemento o Compuesto	Punto de Fusión (°C)	Punto de Ebullición (°C)	Densidad (g/ml)	Potencial de Ioniza-ción (ev)	Transmisión de la luz
Na	97.5	914	0.97	5.12	Opaco
Mg	650	1126	1.74	7.61	Opaco
Fe	1535	2800	7.86	7.83	Opaco
Mg_2Cu	558	-	-	-	Opaco
HCl	-112	-83.7	1.19(líq.)	13.8	Transparente
SO_2	-72.7	-10.0	1.43(líq.)	13.1	Transparente
S_2Cl_2	-80	138	1.69(líq.)	-	Transparente

compuestos iónicos y covalentes sencillos los que con algunas excepciones son transparentes aunque algunos sean coloreados. No obstante, puede llegarse a la opacidad de otras maneras. La mayoría de los compuestos sólidos aparecen opacos cuando se hallan finamente divididos. Esta hoja de papel debe principalmente su opacidad al hecho que es una mezcla de una variedad de sustancias, la mayoria de las cuales están formadas por átomos unidos por enlaces covalentes. En los metales, el comportamiento común, es ser opacos, sólo capas más delgadas que 10^{-5} cm. transmitirán la luz visible.

Otra manera en que difieren los metales de otros materiales es en la baja resistencia (conductancia alta) al paso de la corriente eléctrica. La opacidad y conductividad altas son consecuencias directa del enlace en los metales. La tabla 9-2 hace un paralelo entre las propiedades fisicas de metales y no- metales.

Tabla 9-2

PROPIEDADES FISICAS DE METALES Y NO - METALES

METALES	NO-METALES
Opacos excepto en capas delgadas	Transparentes o Translúcidos
Lustres metálico, reflejando luz	Apariencia opaca
Densidad alta	Densidad baja
Punto de fusión alto	Punto de fusión bajo
Maleables y dúctiles	Quebradizos
Alta resistencia a la tensión	Baja resistencia a la tensión
Buen conductor del calor	Mal conductor del calor
Buen conductor de la electricidad	Mal conductor de la electricidad.

No todos los metales presentan todas estas propiedades. Por ejemplo, aunque comúnmente hemos asociado una densidad alta con los metales, los metales de la familia alcalina tienen densidades relativamente bajas; el litio, sodio y potasio son lo suficientemente livianos para flotar en el agua. Tampoco tienen todos los metales puntos de fusión altos; todos los metales alcalinos, salvo el litio funden bajo el punto de ebullición del agua, y el mercurio es líquido a temperatura ambiente. No obstante, los metales de transición tienen densidades y puntos de fusión altos de modo que hablando de los metales como de una clase, les asignamos estas propiedades haciendo algunas excepciones.

Las propiedades que hacen útiles a los metales en el comercio son frecuentemente aquellas de maleabilidad, ductibilidad, conductividad y una alta resistencia a la tracción. Estas propiedades permiten que se dé a los metales forma y se les convierta en alambre sin que se rompan y contrastan marcadamente con la fragilidad de los no-me

tales y la facilidad con que pueden ser quebrados en pedazos. Nuevamente hay excepciones a estas características generales. El bismuto metálico es completamente quebradizo, por ejemplo, un trozo de plomo puede partirse con las manos.

Las propiedades de tener brillo que llamamos metálico, y de ser buen conductor del calor y la electricidad, son comunes a casi todos los metales, Si los metales con los que estamos familiarizados no presentan una apariencia brillante, significa generalmente que la superficie está cubierta con algún material extraño o ha sido corroída de modo que se ve un compuesto tal como el óxido. Cuando esta capa se saca con un pulido, encontramos debajo el metal brillante. La propiedad de tener brillo es un carácter tan distintivo de los metales que cuando ocasionalmente encontramos una modificación de un no-metal que es brillante, decimos que tienen apariencia "metálica".

El brillo y la alta conductividad distinguen a los metales de los compuestos iónicos y covalentes así como de los no-metales. Los compuestos iónicos se hacen conductores de la electricidad cuando se funden, pero la conductividad de una fusión iónica es mucho menor que la de una barra de metal de la misma sección. Más aún, la conducción de la electricidad por un metal no va acompañada por ningún cambio en el metal salvo un alza en la temperatura; mientras que la conducción de una sal fundida va siempre acompañada por reacciones químicas en los puntos en que la corriente entra y sale de la sal.

9-3.- ESTRUCTURA CRISTALINA: EMPAQUETAMIENTO CERRADO

El examen del cristal metálico demuestra que en la mayoría de los casos los átomos están ordenados en alguno de los modelos de empaquetamientos tridimensionales, que permite a cada átomo tener tantos vecinos cercanos como sea posible o en un modelo ligeramente diferente pero conexo. El orden del "empaquetamiento cerrado" es aquel en que un número dado de esferas iguales ocuparán el mínimo de volumen. Es mejor mostrar esto con bolas, pero un grupo de monedas también resultan útiles y tienen la ventaja que no ruedan. Si colocamos un grupo de esferas (o monedas) sobre la mesa de modo que estén en contacto, obtendremos un orden como el de la fig. 9-1. Habrá una serie de depresiones entre ellas utilizable para la siguiente capa. Cada depresión es exactamente igual a la otra en esta etapa. Sólo depresiones alternadas como las marcadas con puntos en la fig.9-1 pueden usarse, puesto que las esferas son demasiado grandes para ponerlas en cada depresión (espacio vacío). Esta ordenación será como el de la fig.9-2 cuando la segunda capa sea colocada. Una vez que la primera esfera ha sido colocada en la segunda capa todas las otras posiciones están determinadas. Cuando se empieza la construcción de la tercera capa, resulta que hay dos clases diferentes de depresiónes disponibles. Una esfera puede ir a la depresión marcada a, directamente sobre la primera capa, o a la depresión marcada b, para cubrir los agujeros que han dejado la primera y segunda capas. La tercera es entonces igual a la primera, si se usan las depresiones a, pero la cuarta capa es

igual a la primera si se usan las depresiones b. La primera ordenación usando depresiones a en la cual las capas repiten "ABABABAB" es llamada empaquetamiento hexagonal cerrado. La segunda ordenación u-

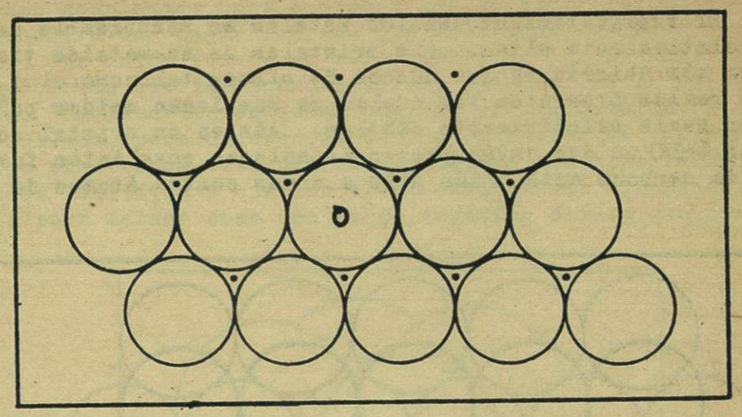

Figura 9-1

ESFERAS O MONEDAS EN EMPAQUETAMIENTO CERRADO

sando "depresiones b" es llamado estructura cúbica de caras centradas y repite en el orden ABCABC. En ambos, cada esfera está en contacto con doce otras, seis de las cuales están en la misma capa horizontal tal como aquellas alrededor del átomo Q en la figura 9-1. Tres están encima y las otras debajo y se dice que cada esfera tiene un número de coordinación de 12, esto es, doce vecinos inmediatos. Además en la estructura cúbica de caras centradas aparecen ordenaciones hexagonales alrededor de una esfera central en los planos diagonales de nuevo con tres esferas en un lado de un plano y tres en el otro. En el hecho la remoción de unas pocas esferas externas dará una ordenación piramidal, tal como, una pila de naranjas en una frutería.

Cerca de cincuenta elementos metálicos cristalizan en una u otra de estas estructuras apretadas. No se sabe que es lo que determina que un metal dado escoja una forma o la otra. La Estructura cúbica de caras centradas están representadas por plomo, plata, platino, oro, aluminio, cobre, estroncio, níquel. Las estructuras de empaquetamiento hexagonal son características del berilio, magnesio, osmio, circonio, y Hafnio. Algunos metales tales como calcio, cobalto, y lantano cristalizan en una de las estructuras, bajo ciertas condiciones y en la otra forma en condiciones diferentes.

9-4.- ESTRUCTURAS CRISTALINAS: RED CUBICA DE CUERPO CENTRADO

El tercer modelo mostrado por los metales es la estructura cúbica de cuerpo centrado ilustrado en la fig.9-3. Esta no es una or

denación apretada, puesto que hay espacios abiertos en el cristal cuando se usan esferas de igual tamaño . Cada esfera tiene 8 vecinos inmediatos y 6 vecinos un poco más lejos, se dice generalmente que su número de coordinación es (8 + 6).

El empaquetamiento en los metales es responsable de sus densidades relativamente altas. Los cristales de no-metales tienen una estructura más abierta ya que muchos de ellos, tal como el I_2, tienen moléculas reales presentes las cuales se mantienen unidas por fuerzas de van der Waals relativamente débiles. Aún en un cristal como el diamante (fig.6-22) en que están presentes enlaces covalentes fuertes cada átomo de carbono está unido sólo a otros cuatro átomos de carbono.

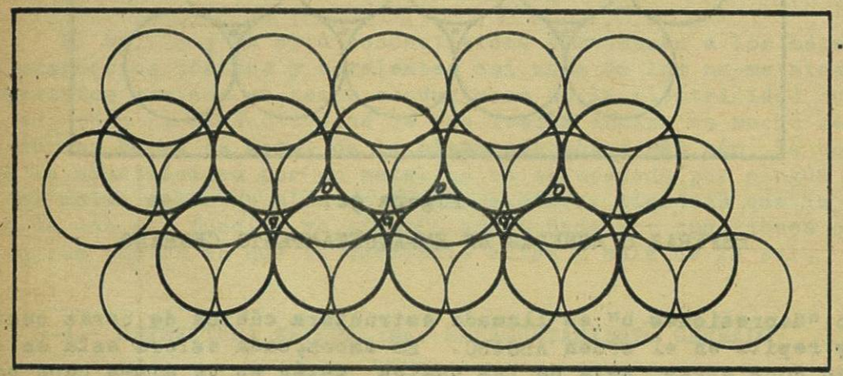

Figura 9-2

DOS CAPAS DE ESFERAS O MONEDAS EN PAQUETAMIENTO CERRADO.

Tal ordenación es mucho más efectiva para llenar espacio que aquella en la cual cada átomo está rodeado por otros 12 átomos. Por consiguiente la masa por unidad de volúmen o densidad, es generalmente baja para los no metales.

9-5.- ENLACE METALICO

Es evidente que el enlace que mantiene unido a estos átomos debe ser diferente del enlace en sustancias covalentes, dado que los átomos metálidos no tienen suficientes electrones en la última capa como para formar enlaces de pares de electrones con 12 átomos adyacentes ni con 14 (8+6). Los átomos metálicos tienen sólo unos pocos electrones en sus capas más externas, sin embargo, algunas características generales del enlace en los metales puede inferirse a partir de sus propiedades físicas. Así, la mayoría de los metales son resistentes, es necesario una fuerza considerable para romper un metal estirándolo, esto indica que fuerzas atractivas muy poderosas operan a

través del cuerpo del alambre metálico. Al mismo tiempo un alambre metálico puede doblarse sin perder su resistencia. La mayor parte de los metales no son quebradizos. Las fuerzas entre los átomos metálicos deben operar aún cuando un trozo metálico está deformado y los átomos se han desplazado unos a otros; por lo tanto, el enlace entre metales requiere que hayan fuerzas que extiendan en todas direcciones cada átomo. La única fuente de esta fuerza en los metales, como para todas las fuerzas que implican un enlace químico, es la atracción electrostática. La descripción detallada del enlace metálico no ha sido aún desarrollada, pero un esquema útil es aquel en el que nos imaginamos que los electrones externos de cada átomo han sido removidos para formar iones positivos y que los electrones se han diseminado entre los átomos para actuar como una carga negativa difusa que anula la re

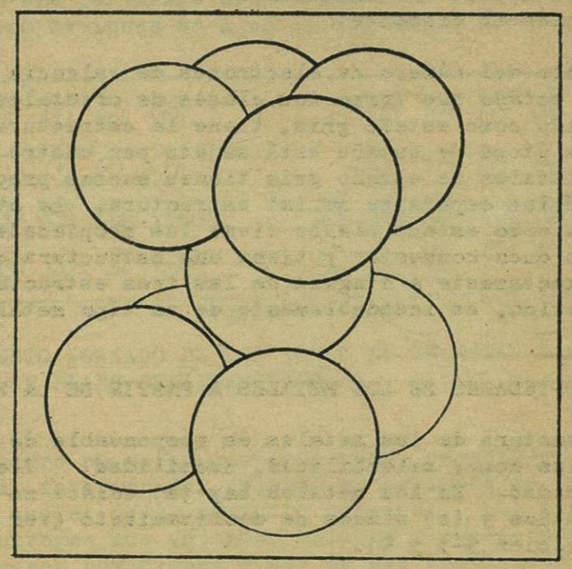

Figura 9-3

MALLA O RED CUBICA DE CUERPO CENTRADO

pulsión entre los iones positivos y mantiene junto los cristales.

Es correcto imaginar los electrones como si estuvieran libres para moverse en la estructura entre los iones; los electrones en la capa de valencia no están unidos a ningún ión ni pares de iones individuales; pertenecen al cristal como un todo y no a cualquier porción de él. Esto es válido sólo para los electrones externos. Los electrones en las capas interiores permanecen unidos a sus núcleos individuales y en su mayor parte no contribuyen al enlace metálico.

La importancia de la observación que las características metálicas son mostradas sólo por aquellos elementos cuyos átomos tienen pocos electrones en la capa de valencia puede hacerse notoria al con-

siderarse la estructura del primero y del último elemento en el grupo IV de la tabla periódica. El carbono forma cristales con la estructura del diamante en los cuales cada átomo está unido a otros cuatro por enlaces covalentes fuertes. Los cuatro electrones de valencia por átomo se usan para formar pares con un electrón de cada uno de los otros cuatro átomos de carbono. El carbono en forma de diamante no muestra ninguna característica metálica. El plomo, el último elemento en el grupo IV tiene las características de un metal y cristaliza en el retículo cúbico de caras centradas características de los metales. La razón de la diferencia es que en el plomo con la estructura electrónica $6s^2 6p^2$, los dos electrones 6s se mantienen firmemente unidos al núcleo por la alta carga nuclear y el enlace implica solo los 2 electrones p no pareados. Esta disminución de 4 a 2 en el número de electrones disponibles para ser usados hace que el plomo cristalino sea metálico en relación al diamante.

El efecto del número de electrones de valencia se ve también en el caso del estaño que forma dos clases de cristales sólidos, uno de estos conocido como estaño gris, tiene la estructura del diamante en la cual cada átomo de estaño está sujeto por cuatro enlaces covalentes; los cristales de estaño gris tienen muchas propiedades no-metálicas que podrían esperarse de tal estructura. La otra forma cristalina conocida como estaño blanco tiene las propiedades del metal, es brillante, y un buen conductor y tiene una estructura que, aún cuando no se amolda exactamente a ninguna de las tres estructuras cristalinas que hemos discutido, es indudablemente de un tipo metálico.

9-6.- PROPIEDADES DE LOS METALES A PARTIR DE LA ESTRUCTURA

La estructura de los metales es responsable de muchas de las propiedades tales como: maleabilidad, ductilidad, flexibilidad, elasticidad y tenacidad. En los metales hay (a) enlace no direccional, (b) espacios vacíos y (c) planos de deslizamiento (ver cristal de empaquetamiento, sección 9-3 y 4).

Cuando la superficie de un metal se examina al microscopio, lo que parece ser una superficie lisa, homogénea, aparecerá como un mosaico de cristales, llamados frecuentemente granos. Los granos limítrofes son realmente separaciones de pequeños cristales del metal. Por control cuidadoso de la temperatura en el propio medio ambiente, es posible hacer monocristales de muchos metales a partir de sus productos fundidos. Los mono-cristales de metales no tienen las mismas propiedades que trozos de metales no tratados. El mono-cristal puro es más blando y tiene conductividad térmica y eléctrica más alta. Los granos limítrofes están ausentes y la facilidad de pasaje de electrones es por lo tanto máximo. La resistencia a la tensión sería grande en un mono-cristal porque los agujeros e irregularidades en la red cristalina son muy pocos.

El mono-cristal tiene una estructura reticular próxima a la ideal, mientras que el metal ordinario envolvería espacios vacíos y

uniones irregulares de la red con los granos limítrofes.

La flexibilidad de un mono-cristal desplazaría algunos átomos por lo que se forman nuevos granos. El metal ya no sería un mono-cristal y luego sería más duro que al comienzo. Por esta razón de flexibilidad un trozo de alambre ordinario se hace más duro en el punto del doblés y rara vez es posible volverlo a su forma original. En cambio se dobla en un lugar nuevo. Trabajando (martillando o estirando) un metal se destruye algunos de los planos de deslizamiento y el metal se hace más duro que antes para deformarlo.

La estructura de los metales contribuye a la facilidad con la cual pueden deformarse. En un grupo de iones metálicos, un ión se parece a su vecino, y es posible cambiar iones alrededor de la cantidad de electrones sin perturbar notablemente el enlace, Supongamos p. ej. que el grupo de iones en A en la fig.9-4 se mueve a la posición B.

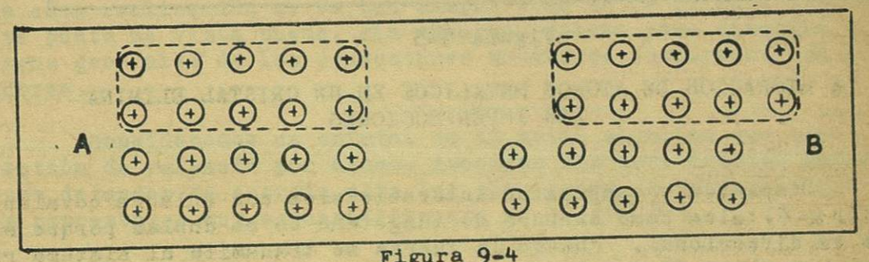

Figura 9-4

DESPLAZAMIENTO FORZADO DE LOS IONES DE UN METAL O A LO LARGO DE UN PLANO DESLIZAMIENTO.-

En el cuadro no se ha cambiado nada, excepto en las aristas del cristal; en el interior del cristal el ambiente de cada ión metálico es el mismo que el de la posición original. Los iones metálicos fácilmente entregan sus antiguos enlaces y forman nuevos enlaces fuertes en las nuevas posiciones a que se han desplazado. Esta es una diferencia notable entre el enlace no direccional de metales y la valencia directa en moléculas covalentes. El desplazamiento en la fig.9-4 sugeriría también por que los metales son dúctiles. El roce continuado a través de planos de deslizamiento permitiría al metal estirarse en alambres sin romperse.

La fig.9-5 demuestra los estados iniciales y finales de una deformación, pero no describe los estados intermedios. No debe suponerse que el set completo de iones se mueve en conjunto simultáneamente de un lugar a otro, por el contrario un ión se mueve a la vez y el movimiento de dislocación a través del cristal se realiza más o menos gradualmente. La mayoría de los cristales en este aspecto presenta imperfecciones y habría lugar disponible en la red cristalina donde los iones se pierden o forman planos extras de iones que perturban la regularidad. La deformación del cristal es entonces algo más fácil en estos casos, por que la deformación misma puede servir para "orde-