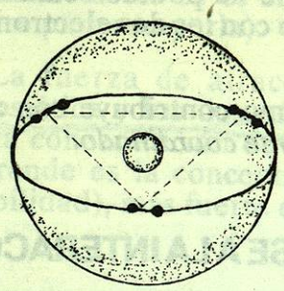
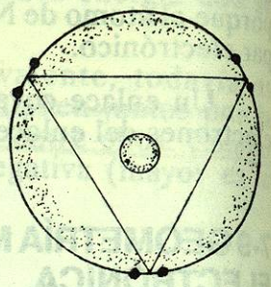
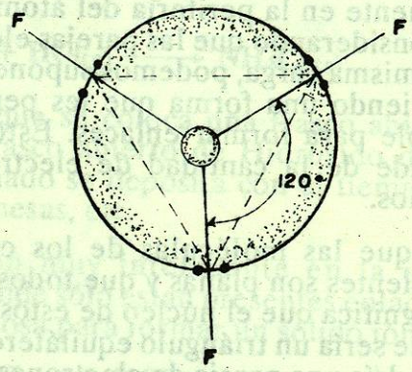


(a) TRIANGULO EQUILATERO INSCRITO EN UNA ESFERA; EL CENTRO DEL TRIANGULO COINCIDE CON EL CENTRO DE LA ESFERA



(b) VISTA DESDE ARRIBA

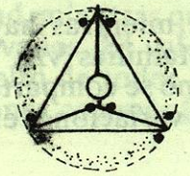


(c) LA ESTRUCTURA DEL BF_3 ES PLANA

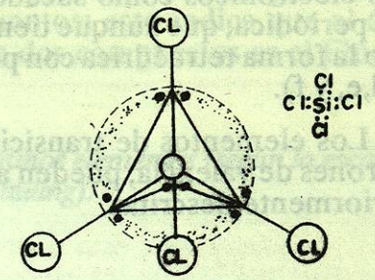
ALGUNOS CONCEPTOS DE ELECTROSTATICA NOS INDUCEN A PENSAR QUE LAS MOLECULAS DEL BORO Y ALUMINIO TRIVALENTES SON PLANAS

Fig. 4

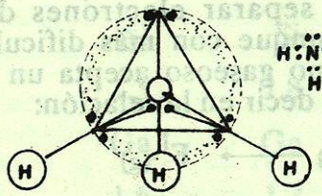
Como la forma de una molécula depende del número de pares de electrones que participan en la formación de los enlaces, para los elementos de la familia IV A de la tabla periódica (Carbono, Silicio, Germanio, etc), que a menudo forman 4 enlaces, las moléculas presentarán forma tetraédrica con ángulo de 109° (Fig. 5a y b).



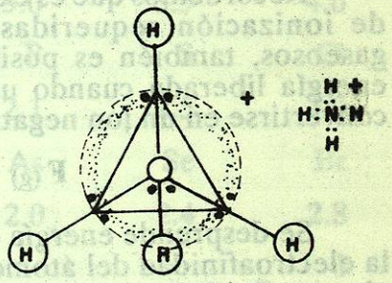
(a) TETRAEDRO REGULAR INSCRITO EN UNA ESFERA. EL CENTRO DEL TETRAEDRO COINCIDE CON EL DE LA ESFERA



(b) REPRESENTACION ESTRUCTURAL DE LA MOLECULA TETRAEDRICA $SiCl_4$

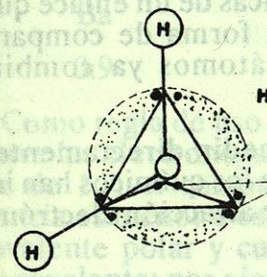


(c) REPRESENTACION ESTRUCTURAL DE LA MOLECULA PIRAMIDAL DEL AMONIACO O DEL PCl_3



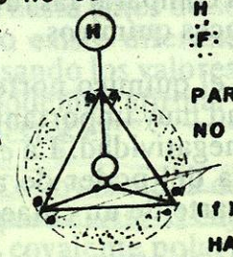
(d) EL ION AMONIACO ES TETRAEDRICO

(e)



PAREJAS DE ELECTRONES NO COMPARTIDOS.

A MOLECULA H_2O ES QUEBRADA



PAREJA DE ELECTRONES NO COMPARTIDOS

(f) MOLECULA DIATOMICA DE LOS HALUROS DE HIDROGENO: HF, HCl, etc.

Fig. 5.

Esta configuración se mantendrá mientras haya o se formen 4 pares electrónicos como sucede en las familias VA, VIA y VIIA de la tabla periódica; que aunque tiene pares no se comparten, siguen presentando la forma tetraédrica con pequeñas variaciones en los ángulos (Fig. 5 c, d,e, y f).

Los elementos de transición, debido a que se presentan muchos electrones de valencia, pueden adquirir formas más complicadas que las anteriormente descritas.

7-10 ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES QUÍMICOS.

Recordemos que es experimentalmente posible medir las energías de ionización requeridas para separar electrones de los átomos gaseosos, también es posible, aunque con más dificultad, medir la energía liberada cuando un átomo gaseoso acepta un electrón para convertirse en un ion negativo, es decir en la relación:

$$F_{(g)} + e^-_{(g)} \longrightarrow F^1\text{-}_{(g)}$$

Se desprende energía que puede ser medida, esa energía se llama la electroafinidad del átomo de Flúor. Las energías de ionización y las electroafinidades miden las propiedades de retención o atracción de electrones, pero sólo para las condiciones muy especiales bajo las cuales han sido medidas, para estudiar las características de un enlace químico entre átomos, el químico debe tener alguna forma de comparar las fuerzas de atracción entre electrones de átomos ya combinados químicamente.

Sin embargo, no es posible todavía medir directamente esas propiedades de los átomos. Consecuentemente los químicos han ideado medios indirectos para comparar las fuerzas de atracción electrónica en los átomos, en los enlaces químicos.

Como lo sugiere el químico norteamericano Linus Pauling, se ha derivado una propiedad muy importante calculada al átomo a la que se le ha llamado electronegatividad. La *electronegatividad* de un160tomo es una medida relativa del poder de atraer electrones que tienen un átomo cuando forma parte de un enlace químico.

Los valores para la electronegatividad de Pauling se dan en la tabla 7-2. Metales como el Sodio y el Calcio tiene bajos valores de

electronegatividad, mientras que no metales como el Oxígeno y el Cloro tiene valores elevados. El valor de 4.0 para la electronegatividad del Flúor es el más alto de todos los elementos; esto indica que el átomo que atrae electrones con más fuerza en dos compuestos es el Flúor.

TABLA 7-2 Electronegatividades de algunos elementos (según la escala arbitraria de Pauling).

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.6	1.7	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr					I
0.8	1.0					2.4
Cs	Ba					
0.7	0.9					

Como regla de uso práctico podemos decir que cuando la diferencia entre las electronegatividades de los elementos que se combinan es mayor de 1.7, el compuesto resultante será de carácter iónico, si la diferencia es menor a esta cifra, hasta antes de ser 0, tendrá un carácter de covalente polar y cuando no existe diferencia, el compuesto será 100% covalente; por ejemplo, usando los valores de electronegatividad que aparecen en la tabla 7-2, podemos afirmar que el carácter de los enlaces en los siguientes compuestos es:

Para el Cs F (Floruro de Cesio) como la diferencia es 3.3 (4- 0.7) el carácter es netamente iónico para el As_2S_3 cuya diferencia es 0.5 (2.5 -2.0) el carácter del enlace será covalente polar para el NCl_3 donde no existe diferencia de electronegatividad (3.0 -3.0). el carácter de los enlaces de esta molécula será covalente aunque la molécula sea polar

debido a la presencia del par de electrones no compartidos en el Nitrógeno (Fig 5c).

7-11 SIGNIFICADO E IMPORTANCIA DE LOS DIPOLOS.

Se sabe que las moléculas como el agua, son eléctricamente neutras, pero pueden ser *dipolos*, es decir, tener una distribución Desigual de cargas eléctricas. Se dice que tales moléculas son polares. Es fácil ver ahora, que esta distribución desigual de las cargas proviene de una distribución de los electrones en los enlaces intermedios.

Los mismos enlaces covalentes pueden ser polares. Casi todos los enlaces entre átomos diferentes son polares. Los enlaces intermedios se llaman también enlaces *polares covalentes.*

El *momento dipolar* de una molécula es la medida experimental de la distribución desigual neta de la carga en dicha molécula.

Si nuestra explicación del origen de la naturaleza dipolar de la molécula es correcta, entonces los momentos dipolares en una serie relacionada de moléculas diatómicas aumenta al incrementarse la diferencia en electronegatividad entre los átomos.

En el caso de una molécula poliatómica, la sola polaridad del enlace no puede explicar cualitativamente la polaridad neta de la molécula. También intervienen la orientación especial de los enlaces dentro de las moléculas. El CCl_4 tiene cuatro enlaces covalentes polares dirigidos hacia la vertical del tetraedro. La polaridad de un enlace individual C-Cl está compensado por los otros tres enlaces. El CCl_4 es una molécula no polar. Finalmente, la presencia y orientación de electrones de valencia no enlazados tendrá un efecto sobre la polaridad neta de una molécula. Por ejemplo, aunque cada enlace P-H en el PH_3 es no polar, la presencia de una par de electrones de valencia no enlazados en el átomo de Fósforo conduce a un pequeño aumento dipolar para la molécula entera.

Quizá le sorprenda la importancia que hemos dado a detalles, al parecer pequeños y abstractos. Como el hecho de que la mayoría de los compuestos tienen enlaces que no son totalmente covalentes, ni completamente iónicos, pero a menudo estos detalles "pequeños y abstractos" son los que, de hecho, hacen a nuestro universo fisico lo que es.

Si los enlaces químicos fueran totalmente iónicos o totalmente

covalentes, las moléculas no formarían dipolos y entonces, muchos compuestos no existirían en los estados liquidos y sólidos, excepto bajo condiciones extremas, como para la que se quiere para los gases nobles.