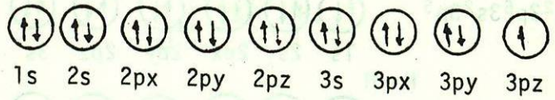
El átomo de cloro tiene la configuración electrónica.

$_{17}Cl$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Si observamos el cuadro siguiente nos daremos cuenta de cierto grado de semejanza que existe entre las propiedades ahí enumeradas-- para el cloro y el hidrógeno.

CUADRO 6

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7. ---- $(E.I.)_1$ 313 Kcal/mol
Cloro # at. 17 Electronegatividad 3.0, A. Electrónica 3.0, $(E.I.)_1$ diferencia 0.9 300 Kcal/mol.

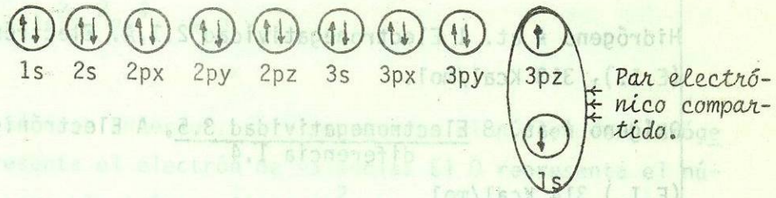
Lo importante es la conclusión que podamos obtener; por un lado la semejanza en sus potenciales de ionización (300 Kcal para el Cl y 313 Kcal para el H), nos muestran lo difícil que es arrancarles un electrón a cualquiera de ellos. Más aún, la poca diferencia entre los valores de sus electronegatividades (0.9) nos indica que es difícil que se presente una transferencia de electrones del hidrógeno al cloro.

Además, para completar su orbital 1s, el átomo de hidrógeno requiere un electrón más. Analógamente, un electrón más completaría la capa $3s^2 3p^5$ del cloro. La teoría del enlace covalente indica que estos requisitos se satisfacen cuando se combinan los átomos de hidrógeno y cloro para formar moléculas de cloruro de hidrógeno con un par de electrones compartidos. Representamos esta configuración mediante una estructura de Lewis:

$_{17}Cl$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$_{1}H$ $1s^1$

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



$_{1}H$ $1s^1$

La H representa el núcleo del hidrógeno y el punto (.) representa el electrón de valencia que está fuera del núcleo. El Cl representa el núcleo del cloro y las capas electrónicas llenas ------ $1s^2 2s^2 2p^6$ que están al rededor del núcleo. Los siete electrones de la capa $3s^2 3p^5$ están representados por las siete ( ).

Los puntos representan el enlace covalente formado entre hidrógeno y cloro. En el HCl, el par de electrones del enlace covalente -- es a la vez parte de la configuración electrónica del átomo de hidrógeno y del cloro. Simultáneamente, entonces, las capas electrónicas de valencia tanto del hidrógeno como del cloro están llenas-- en el compuesto molécular.

Los símbolos escogidos para representar los electrones de valencia del hidrógeno y del cloro, respectivamente, son diferentes-- simplemente por conveniencia.

.9. EL CASO DEL AGUA Y DEL AMONIACO.

Consideremos ahora el caso del agua y del amoniaco, dos de las substancias más comunes. Para el agua, empezemos por considerar que está formada por la unión de átomos de oxígeno e hidrógeno y comparemos los valores del cuadro 7.

CUADRO 7

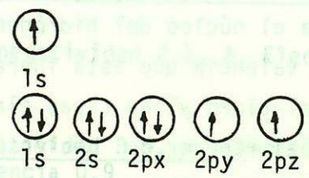
Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1,A. Electrónica 0.7. eV ---
$(E.I.)_1$ 313 Kcal/mol.

Oxígeno # at. 8 Electronegatividad 3.5, A Electrónica 2.2 eV ------
diferencia 1.4

(E.I.) 314 Kcal/mol

$_1H$ $1s^1$

$_8O$ $1s^2 2s^2 2p^4$



La semejanza en los potenciales de ionización nos indica lo difícil que sería arrancar un electrón a uno de los átomos y dejar inalterado al otro, la relativamente poca diferencia entre los valores de sus electronegatividades (1.4) al menos en comparación a la diferencia mostrada por los compuestos electrovalentes nos muestra que el oxígeno no posee con respecto al hidrógeno, la fuerza suficiente para arrancarle a aquel su electrón de valencia. Por lo tanto es difícil que se presente una transferencia de electrones.

Para completar su orbital 1s, el átomo de hidrógeno requiere un electrón más; sin embargo el oxígeno, para completar su capa $2s^2$ $2p^4$ requiere de dos electrones más; la teoría del enlace covalente indica que esto se logra al combinarse un átomo de oxígeno con dos de hidrógeno, con un par de electrones compartidos entre el oxígeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Representemos esto mediante una estructura de Lewis:

$_1H$ $1s^1$ H.

$_1H$ $1s^1$ H.

$_8O$ $1s^2 2s^2 2p^4$ X O X

xx
H .x O x. H
xx

De forma similar al caso anterior, la H representa el núcleo de hidrógeno y el punto (.) representa el electrón de valencia. El O representa el núcleo del oxígeno y la capa electrónica llena $1s^2$. Los seis electrones de la capa $2s^2$ $2p^4$ están representados por las seis (x).

Los .x representan los enlaces covalentes formados entre los dos átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno, cada par de electrones de los enlaces covalentes, es a la vez parte de la configuración electrónica del hidrógeno y del oxígeno, entonces, las capas electrónicas de valencia tanto de los dos hidrógenos como del oxígeno, están llenas. Es de esperar que los dos pares de electrones permanezcan mayor cantidad de tiempo en la vecindad del núcleo del oxígeno, esto lo indica su mayor valor de electronegatividad. La representación de la molécula del agua es H_2O.

CUADRO 8

Hidrógeno # at. 1 Electronegatividad 2.1, A. Electrónica 0.7

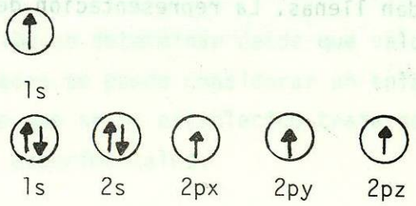
$(E.I.)_1$ 313 Kcal/mol

Nitrógeno # at. Electronegatividad 3.0, A. Electrónica 2.0 $(E.I.)_1$
diferencia 0.9

335 Kcal/mol

$_1H$ $1s^1$

$_7N$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$



En el caso de amoniaco, formado por la unión de átomos de --- hidrógeno y nitrógeno, si analizamos el cuadro 8 obtendremos una conclusión semejante a la del caso anterior, la poca diferencia entre - los valores de las electronegatividades de estos elementos (0.9) y - la semejanza en sus valores de potencial de ionización nos llevan a- afirmar que es poco probable la transferencia de electrones del hi-- drógeno (menor electronegatividad) al nitrógeno (mayor electronega-- tividad).

El átomo de hidrógeno requiere de un electrón más para completar su orbital 1s, mientras que el nitrógeno requiere de tres elec-- trones para completar su capa 2s 2p; la teoría del enlace covalente- indica, que para lograr esto, se deben de combinar un átomo de ni--- trógeno con tres de hidrógeno, con un par de electrones compartidos- entre el nitrógeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Representemos esto por medio de una estructura de Lewis:

$_1H$ $1s^1$

$_1H$ $1s^1$

$_1H$ $1s^1$

$_7N$ $1s^2 2s^2 2p^3$

```
        xx
H .x    N  x. H
        x
        .
        H
```

Cada par de electrones de los enlaces covalentes, es a la vez parte de la configuración electrónica del hidrógeno y del nitrógeno- entonces, tanto las capas electrónicas de los tres hidrogenos como-- del nitrógeno quedan llenas. La representación de la molécula del amoniaco es NH_3.

10. DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD Y ENLACES QUIMICOS.

Hemos visto que cuanto mayor es la diferencia en la electro-- negatividad de dos átomos, más probable es que los electrones sean - transferidos de uno al otro. Según la tabla 3, el cesio Cs, y el --- flúor F, tienen la mayor diferencia en electronegatividades:

F Cs

4.0 - 0.7 = 3.3

Como es de esperar el compuesto formado es puramente iónico.- Como ya vimos, entre el sodio y el cloro la diferencia en sus elec-- tronegatividades es tambien grande:

Cl Na

3.0 - 0.9 = 2.1

como podría anticiparse en este caso, el sodio cede su electrón al-- cloro.

El fósforo y el hidrógeno reaccionan para formar trihiduro de- fósforo, PH_3. Como el fósforo y el hidrógeno tienen el mismo valor de electronegatividad, o sea, 2.1, ninguno puede tomar electrones del -- otro; se a formado un enlace covalente.

El problema estriba en determinar desde que valor de diferen-- cia en electronegatividades se puede considerar un enlace como iónico o covalente. El criterio que se ha establecido trata de estar en consonancia con los hechos experimentales.

1. Se considera un enlace como iónico cuando la diferencia en electro negatividades es igual o mayor que 1.7.

2. Se habla de un enlace covalente polar cuando la diferencia en -- electronegatividades se ubica entre 1.1. y 1.6.
3. Existe enlace covalente no polar cuando la diferencia de electro negatividades va de 0.1 a 1.0.
4. La covalencia pura se produce cuando se unen dos átomos del mismo elemento para producir una molécula, o dos átomos de elemen-- tos diferentes pero con la misma electronegatividad.

El hecho de que una molécula posee un enlace covalente polar indica que uno de los átomos de que esta constituida atrae a las pa rejas de electrones compartidas en mayor grado que el otro átomo, - los electrones serán atraídos hacia el átomo que tiene la electrone gatividad mayor.

A partir de las diferencias de electronegatividades entre los átomos de un compuesto es posible predecir el tipo de enlace; una - vez pronosticado esto, es posible entonces inferir con cierta exactitud algunas de las propiedades del compuesto. Por ejemplo, la diferencia en electronegatividad entre Ca y Cl es 2.0. Esto nos lleva a esperar que el compuesto formado posea un enlace iónico y en consecuencia que tendría un elevado punto de fusión (el p. de f. es de 772°C). Debería disolverse en agua, y efectivamente, su solubilidad es grande; esta solución debería conducir la corriente eléctrica y- así es.

El carbono y el cloro tienen una diferencia de electronegatividad de sólo 0.5 por lo que el compuesto que formen tendrá un en-- lace covalente, como era de esperar, el compuesto tiene un punto de fusión bajo (solo -22.8°C) y muy poca solubilidad en agua; pero estotalmente soluble en benceno, esta solución no conduce la corriente eléctrica.

11. REGLAS PARA DERIVAR LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS.

Cuando se intenta deducir para una molécula su estructura ---- electrónica según Lewis, usando puntos para representar los electro-- nes, es conveniente seguir un conjunto de reglas que estén de acuerdo con la teoría y la experiencia, algunas de ellas ya las hemos empleado a continuación las enunciamos todas ellas:

1. Representese unicamente los electrones de valencia de un elemento, el símbolo de éste representa los demás electrones y el núcleo de- un elemento.
2. Donde la configuración electrónica indica un par de electrones en- un determinado orbital, se representan con un par de marcas. Si un determinado orbital está ocupado por un solo electrón, se usa una- sola marca para representar esto (en ambos casos se trata de los - electrones de valencia). A continuación se dan algunos ejemplos:

Elemento	*Configuración Electrónica*	*Representación Gráfica*	*Estructura de Lewis*
$_7N$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2s}\,\frac{\uparrow}{2p}\,\frac{\uparrow}{2p}\,\frac{\uparrow}{2p}$	$\cdot\ddot{N}\cdot$
$_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2s}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2p}\,\frac{\uparrow}{2p}\,\frac{\uparrow}{2p}$	$\cdot\ddot{O}:$
$_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\frac{\uparrow\downarrow}{1s}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2s}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2p}\,\frac{\uparrow\downarrow}{2p}\,\frac{\uparrow}{2p}$	$:\ddot{F}:$

3. Cuando la configuración electrónica s y p de valencia de un elemento no conduce a las características observadas experimentalmente para el enlace covalente de ese elemento, debe deducir una configuración de enlace hibridizado. En nuestro caso los compuestos del carbono son los unicos que nos interesaran. La configuración electrónica del átomo de carbono neutro es:

$1s^2 2s^2 2p^2$ o $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\,\underset{2s}{\uparrow\downarrow}\,\underset{2p}{\uparrow}\;\underset{2p}{\uparrow}\;\underset{2p}{\;}$ o $:\ddot{C}\cdot$

y se convierte en una situación enlazante a:

$1s^2 2(sp^3)^4$ o $\underset{1s}{\uparrow\downarrow}\,\underset{2(sp^3)}{\uparrow}\;\underset{2(sp^3)}{\uparrow}\;\underset{2(sp^3)}{\uparrow}\;\underset{2(sp^3)}{\uparrow}$ o $\cdot\dot{C}\cdot$

4. Excepto el H y el He, el número máximo de electrones de valencia s y p que pueden estar presentes en un átomo neutro es ocho.

12. MOLECULAS QUE TIENEN ENLACES COVALENTES MULTIPLES

En el caso de muchos compuestos moleculares hay que admitir que la presencia de más de un enlace covalente entre dos átomos de dichos compuestos para poder explicar adecuadamente las características del enlace. Los enlaces covalentes *doble y triple* son las dos clases de enlace covalente múltiple que forman parte de la teoría moderna.

Consideremos la molécula de dióxido de carbono CO_2. A partir de las estructuras de Lewis para el carbono y el oxígeno.

$\cdot\dot{C}\cdot$ y $:\ddot{O}:$

daríamos la siguiente estructura de Lewis para el CO_2°

$:\ddot{O}:\dot{C}:\ddot{O}:$ o $:\ddot{O}-\dot{C}-\ddot{O}:$

Sin embargo obsérvese que la regla del octeto no está satisfecha para ninguno de los tres átomos. Cada átomo tiene siete electrones de valencia; pero el de carbono tiene seis. La regla del octeto se satisface con más facilidad para los tres átomos si se forma un **segundo** enlace covalente entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno:

$:\ddot{O}=\dot{C}\rightarrow\ddot{O}:$ o $:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$ o $:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$

o más sencillamente

$O=C=O$

Ahora cada átomo en la molécula tiene ocho electrones de valencia.

Como segundo ejemplo del enlace covalente múltiple, consideramos en seguida la molécula sencilla de N_2. Aquí también la estructura de Lewis para el átomo de nitrógeno es:

$\cdot\dot{N}\cdot$

Comenzamos con la estructura de Lewis para el N_2

$:\ddot{N}-\ddot{N}\cdot$ o $:\ddot{N}:\ddot{N}\cdot$

y ahora cada átomo tiene seis electrones de valencia. La formación de un segundo enlace covalente entre los dos átomos de nitrógeno.

$\cdot N\rightleftharpoons N:$ o $\cdot N\equiv N:$ o $\cdot N\equiv N:$

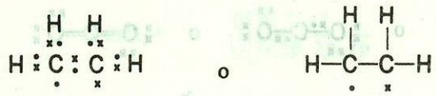
conduce a siete electrones de valencia para cada uno. La regla del octeto sólo se satisface con la formación de un tercer enlace covalente en la molécula.

N o N N o N N

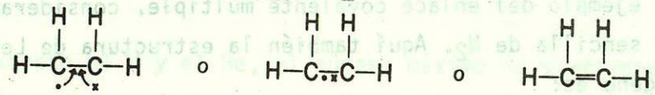
o más sencillamente

N≡N

Como ejemplo de un compuesto en el que están, tanto enlaces covalentes sencillos como múltiples, veremos el eteno (etileno), C_2H_4



y observamos que mientras cada átomo de hidrógeno tiene llena una capa electrónica de valencia (dos electrones), los átomos de carbono tienen siete -- electrones de valencia. La regla del octeto para los átomos de carbono se - satisface con la formación de un segundo enlace covalente entre ellos:



13. EL ENLACE COVALENTE COORDINADO

Una reacción química muy conocida ocurre en la mayoría de los laboratorios para bachillerato, universidad o tecnológico es la siguiente:

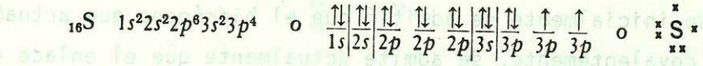
$$NH_3(g) + HCl(g) = NH_4Cl(s)$$

La carga positiva del ion $(NH_4)^{+1}$ resulta del protón extra (H^{+1}) que- se separó del átomo de cloro y ahora está unido a la molécula de amoniaco.- La carga negativa sobre el ion Cl^{-1} es debida al electrón que ha dejado el- núcleo del hidrógeno al separarse del átomo de cloro.

Si examinamos cuidadosamente la estructura de Lewis del ion tetraédrico $(NH_4)^{+1}$, observamos que la regla del octeto está satisfecha para el átomo de nitrógeno y que cada uno de los cuatro átomos de hidrógeno tiene completa una capa de valencia de dos electrones. Sin embargo en un caso, el enlace covalente de dos electrones hay entre el átomo de nitrógeno y el átomo de hidrógeno se ha podido realizar sólo porque el átomo de nitrógeno ha contribuido con ambos electrones del par electrónico. Un enlace covalente en - el que un átomo contribuye con ambos electrones del enlace se denomina **enlace covalente coordinado.**

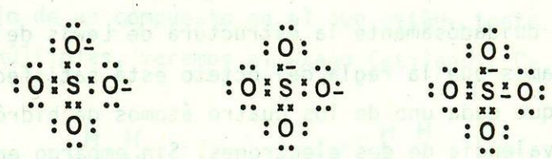
Todos los iones negativos de radicales ácidos tienen estructuras de -- Lewis que implican enlaces covalentes coordinados. Al derivar tales estructuras no hay que olvidar la presencia de electrones extra lo que explica la carga negativa. Veamos sulfato, $(SO_4)^{-2}$

La configuración electrónica del azufre es:



Es la radical $(SO_4)^{-2}$, un átomo central de azufre, que carece de dos-- electrones para tener completa una capa de valencia, está rodeado tetraedricamente por cuatro átomos de oxígeno, cada uno de los cuales también requieren dos electrones mas para completar su capa de valencia. Con los dos elec

trones adicionales que están presentes en el ion $(SO_4)^{-2}$ se pueden derivar varias "diferentes" estructuras de Lewis que impliquen enlace covalente --- coordinado. Se dan a continuación tres ejemplos, en los cuales dos electrones adicionales imparten la carga -2 se indican por los signos menos:



Nuevamente, aunque en símbolos las tres estructuras de Lewis para el $(SO_4)^{-2}$ parecen diferentes, los enlaces en el ion son experimentalmente idénticos - entre sí.

14. EL ENLACE POR HIDROGENO

Es bien conocido el hecho de que el hidrógeno puede ser atraído simultáneamente por dos átomos de carácter mas electronegativo, en lugar de unirse solamente a uno de ellos, actuando entonces como un puente o enlace entre ambos.

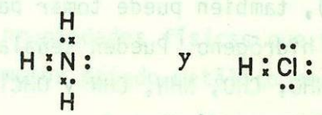
Aún cuando inicialmente se admitió que el hidrógeno que actuaba así estaba enlazado covalentemente, se admite actualmente que el enlace es fundamentalmente de carácter electrostático. El átomo de hidrógeno con su única orbital ls, es incapaz de formar más de un solo enlace covalente; por ello no pueden admitirse las representaciones que exijan la adición de otro par de electrones al átomo de hidrógeno. Ni puede decirse siempre que el hidrógeno afectado sufra una serie de desplazamientos desde uno de los átomos -- electronegativos al otro.

La reacción tiene lugar cada vez que se coloca un frasco abierto de - ácido clorhídrico cerca de un frasco abierto de hidrógeno de amonio. El humo blanco formado se deposita con el tiempo, como un fino polvo blanco en- ventanas, mesas de laboratorio, etc.

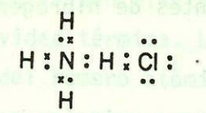
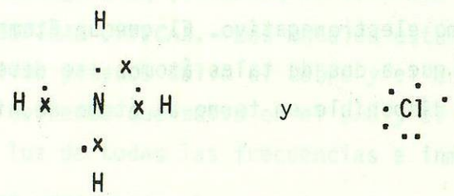
Esta es una reacción muy interesante en la que dos gases moleculares,- NH_3 y CHl, donde solo están presentes enlaces covalentes, se combinan en la fase gaseosa para formar un sólido ionico, $(NH_4)^{+1}$ Cl^{-1} es decir, podemos - volver a escribir la reacción así:

$$NH(g) + HCl(g) = (NH_4)^{+1} Cl^{-1}(s)$$

Recordando la estructura de Lewis para las moléculas NH_3 y HCl,



lleguemos a la siguiente estructura de Lewis para el NH_4Cl



Se ha visto que el NH_4Cl es ionico y contiene $(NH_4Cl)^{+1}$ y Cl^{-1} por lo que - las estructuras de Lewis para estos iones son: