

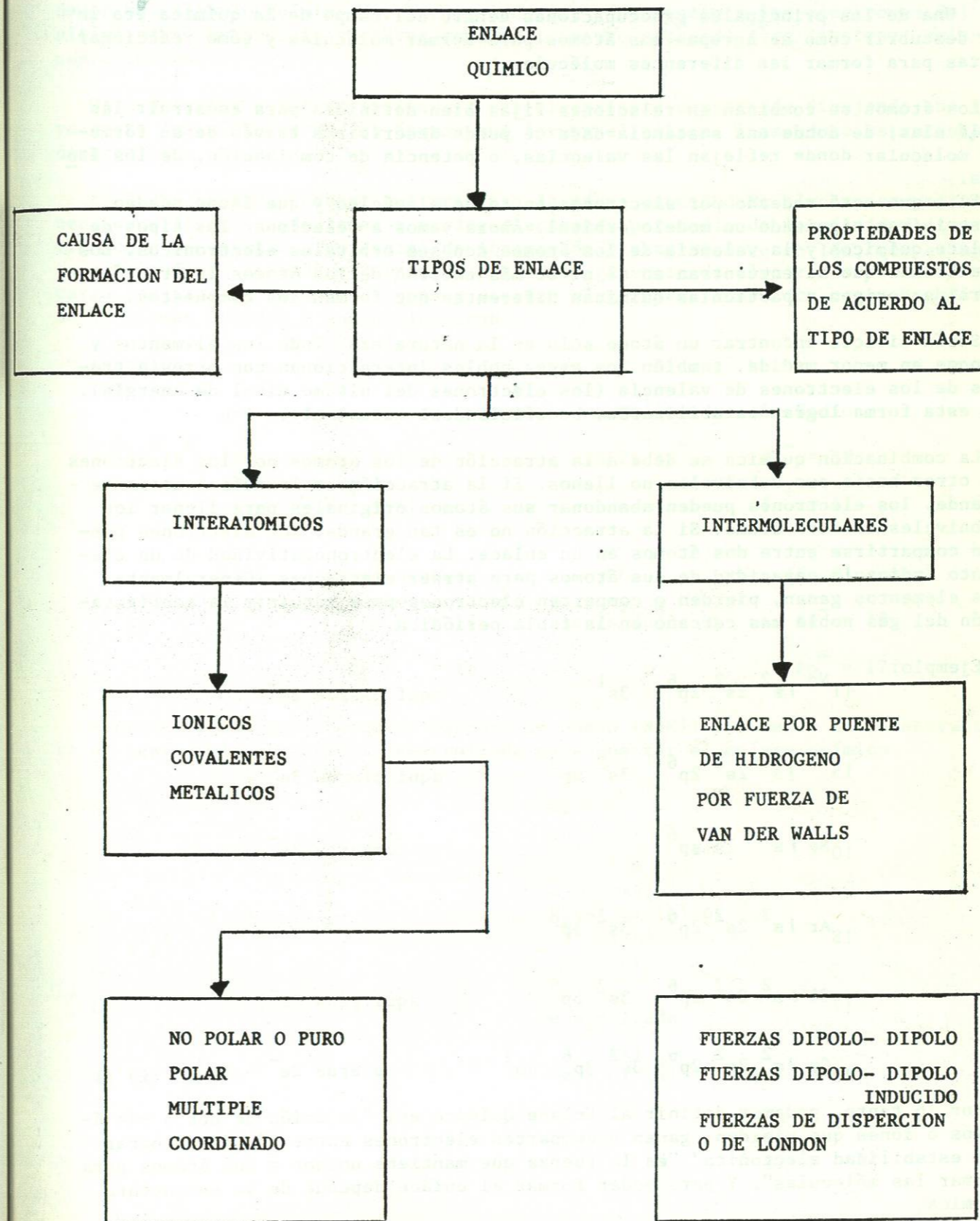
PROGRAMA:

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:  
Comprenderá las diferentes formas de combinación entre los elementos en base a los principios de la estructura atómica.

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 5.1 Describirá las causas de formación de enlace.
- 5.2 Distinguirá los distintos tipos de enlaces químicos.
- 5.3 Relacionará la electronegatividad con los diferentes tipos de enlaces.
- 5.4 Relacionará las propiedades de los compuestos con el tipo de enlace.
- 5.5 Explicará la formación e importancia del puente de hidrógeno".
- 5.6 Describirá los tipos de fuerzas e interacción intermolecular.



## UNIDAD V.

## ENLACES QUÍMICOS

Una de los principales preocupaciones dentro del campo de la química era la de descubrir cómo se agrupan los átomos para formar moléculas y cómo reaccionar éstas para formar las diferentes moléculas.

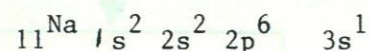
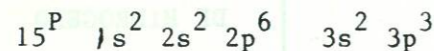
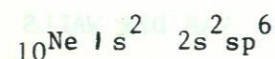
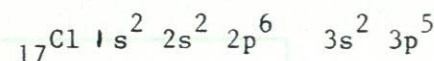
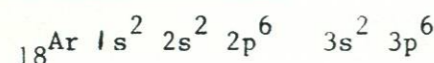
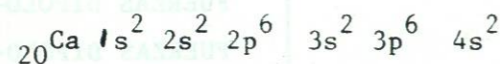
Los átomos se combinan en relaciones fijas bien definidas para construir las moléculas, de donde una sustancia dada se puede describir a través de su fórmula molecular donde reflejan las valencias, o potencia de combinación, de los átomos.

El átomo está rodeado por electrones en torno al núcleo y que éstos pueden describirse siguiendo un modelo orbital. Ahora vamos a relacionar los tipos de enlace químicos y la valencia de los átomos con sus orbitales electrónicos. Los electrones que se encuentran en el nivel más externo de los átomos interactúan para dar origen a partículas químicas diferentes que forman los compuestos.

Sería difícil encontrar un átomo solo en la naturaleza. Todo los elementos y aunque en menor medida, también los gases nobles interaccionan con otros a través de los electrones de valencia (los electrones del último nivel de energía). En esta forma logran estabilizarse, beneficiándose mutuamente.

La combinación química se debe a la atracción de los átomos por los electrones de otros hacia sus subniveles no llenos. Si la atracción es lo suficientemente grande, los electrones pueden abandonar sus átomos originales para llenar los subniveles de otro átomo. Si la atracción no es tan grande, los electrones pueden compartirse entre dos átomos en un enlace. La electronegatividad de un elemento indica la capacidad de sus átomos para atraer electrones. Generalmente los elementos ganan, pierden o comparten electrones para adquirir la configuración del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Ejemplo:

aquí pierde  $1e^-$ aquí pierde  $3e^-$ o  
comparte  $3e^-$ aquí gana  $1e^-$ pierde  $2e^-$ 

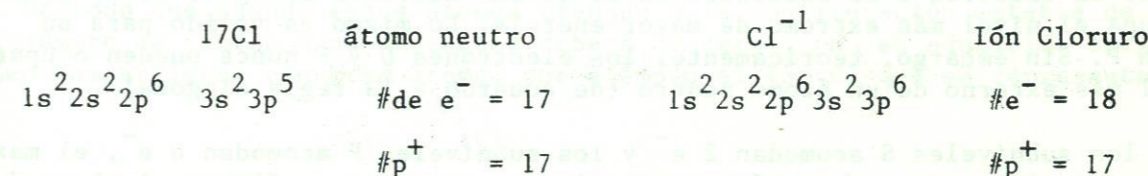
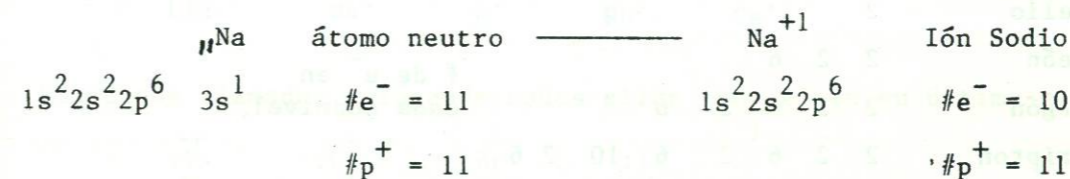
Por lo tanto, podemos definir al Enlace Químico en: "la unión de dos o más átomos o iones que pierden, ganan o comparten electrones entre sí, para lograr una estabilidad electrónica" "es la fuerza que mantiene unidos a los átomos para formar las moléculas". Y para poder formar el enlace depende de la estructura atómica.

A partir de la regla del octeto se ha derivado todo un sistema conocido como fórmulas electrónicas o estructuras de Lewis, que se basa en dibujar puntos alrededor del símbolo químico de un elemento, que representan a los electrones del último nivel de energía y sirven como instrumento adecuado para ilustrar enlaces químicos.

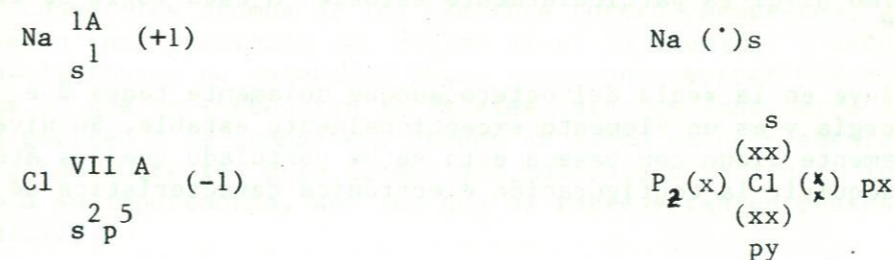
Otra práctica común es indicar el par electrónico compartido dibujando una raya entre los símbolos de los átomos que forman el enlace, llamándose estructura desarrollada.

El átomo neutro es aquel que presenta la misma cantidad de electrones y protones, este átomo puede ganar o perder electrones por medio de la afinidad electrónica y la energía o potencial de ionización y esto produce un Ión, que es una especie química formada a partir de pérdida o ganancia de electrones. Iones con carga positiva se llaman Cationes y pierden electrones. Iones con carga negativa se le llaman Aniones y ganan electrones.

Ejemplo:



Representación del compuesto Cloruro de Sodio (NaCl) por medio de la estructura de Lewis y la estructura desarrollada para mostrar el enlace químico



Lewis

Desarrollada



### REGLA DEL OCTETO

Una estructura atómica en su estado energético normal, presenta una configuración electrónica característica, cuyo último nivel cuántico va a ser determinante en las "Propiedades químicas" de un elemento.

El último subnivel cuántico presenta especial importancia cuando estudiamos las interacciones entre 2 o más átomos, que al aproximarse manifiestan atracción y repulsión entre ellos, y será en esta región electrónica donde se manifiesta finalmente la unión o enlace en el caso de que ésta se realice.

La estructura de mayor Estabilidad, son las de los elementos del 8<sup>o</sup> grupo o Gases Nobles, en todos ellos encontramos que los subniveles externos (últimos) se encuentran saturados:

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	subnivel
Helio	2								
Neón	2	2	6						# de e <sup>-</sup> en cada subnivel
Argón	2	2	6	2	6				
Kriptón	2	2	6	2	6	10	2	6	

Cuando un electrón S se encuentra en el último nivel de energía, dicho electrón ocupa el nivel más extremo de mayor energía. Lo mismo es válido para un electrón P. Sin embargo, teóricamente, los electrones D y F nunca pueden ocupar el nivel más externo de un átomo neutro (de acuerdo a la regla diagonal).

Como los subniveles S acomodan 2 e<sup>-</sup> y los subniveles P acomodan 6 e<sup>-</sup>, el máximo número de electrones que un átomo normalmente tiene en su último nivel es de 8 e<sup>-</sup>.

Una de las reglas empíricas de la química fundamentales es que un átomo que contiene 8 e<sup>-</sup> en su último nivel es particularmente estable. A esta regla se le llama "Regla del Octeto".

El helio (2e) se incluye en la regla del octeto aunque solamente tenga 2 e<sup>-</sup> en su última capa de energía y es un elemento excepcionalmente estable. Su nivel de energía está completamente lleno con base a esto se ha postulado que los átomos tienen tendencia a adquirir la configuración electrónica característica de los Gases Nobles.

Para que un átomo adquiera la configuración del gas noble de su serie, es necesario que pierda o gane electrones, cuando pierde electrones es cuando el último subnivel tiene de 1 a 3, y gana electrones cuando el # de electrones es mayor de 6.

### REPRESENTACION ELECTRONICA PUNTUAL PUNTUAL DE LEWIS

En el estudio de los electrones atómicos, es de primordial importancia lo

representa a los e<sup>-</sup> del nivel más extremo (último nivel de energía), donde estos e<sup>-</sup> intervienen en los cambios químicos (Rex y enlaces).

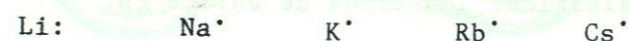
Con frecuencia, es de utilidad representar estos electrones alrededor del símbolo del elemento. Donde el símbolo representa al núcleo y a todos los e<sup>-</sup> que no forman parte del último nivel.

De la regla del Octeto se ha derivado todo un sistema conocido como fórmulas electrónicas, que se basa en dibujar puntos alrededor del símbolo que es el núcleo con los e<sup>-</sup> que no están en el último nivel, y estos puntos son o representan los e<sup>-</sup> del último nivel de energía. Por ejemplo:

Gases Noble:



Metales alcalinos con 1e<sup>-</sup> en su último nivel.



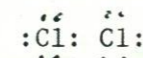
Elementos llamados Halógenos todos ellos con 7e<sup>-</sup> en su último nivel



De modo que cuando estos átomos tiendan a la configuración estable de 8 e<sup>-</sup> el número de puntos a su alrededor deberá de ser 8, ya sea adquirido carga, o bien compartiendo con otro átomo, por ejemplo el Ión Cl<sup>-</sup> que se representa como



O la molécula de Cl<sub>2</sub> como:



Cuando los átomos de los elementos forman compuestos, generalmente sólo intervienen los electrones del último nivel de energía, a estos e<sup>-</sup> se les conoce como electrones de valencia. Estos electrones poseen una energía superior a la de los e<sup>-</sup> que se encuentran en niveles internos (más cerca del núcleo) y se ganan, se pierden o se comparten, cuando un átomo de un elemento se une a otro de un segundo elemento, para formar una molécula o un ión. Y los e<sup>-</sup> de valencia debido a su importancia, son los que se representan en puntos alrededor del símbolo químico.

### CAUSAS DE FORMACION DE ENLACE

Los factores que intervienen en el enlace son:

- La afinidad electrónica
- La energía o potencial de ionización
- La electronegatividad

Las condiciones que debe tener dos átomos para unirse o enlazarse químicamente son:

- a) Presentar diferente carga eléctrica
- b) Los átomos deben perder, ganar o compartir electrones
- c) No deben presentar configuración estable
- d) Deben presentar valores diferentes en su electronegatividad.

Puede establecerse que los tipos básicos de enlace consisten en:

- a) Deshacerse de los electrones que sobran por medio de la energía o potencial de ionización o conseguir los electrones que le faltan por medio de la afinidad electrónica, para obtener la configuración estable; es decir la configuración electrónica del gas noble más cercano.
- b) Compartir los electrones del último nivel, obteniendo así también la configuración típica de un gas noble.

En base a esto es posible clasificar los tipos de enlace en:

A. Interatómicos:

- 1. Iónico o Electrovalente
- 2. Covalente
  - Puro o no polar
  - Polar
  - Coordinado, semipolar o dativo
- 3. Metálico

B. Intermolecular:

- 1. Enlace por puente de hidrógeno
- 2. Enlace por las fuerzas de Van der Waals
  - a) Fuerzas dipolo - dipolo
  - b) Fuerzas dipolo - dipolo inducido
  - c) Fuerzas de dispersión o de London

ENLACES INTERATÓMICOS

1. Enlaces Iónico o Electrovalente.

La atracción electrostática entre especies iónicas de carga opuesta da por resultado el enlace iónico o electrovalente.

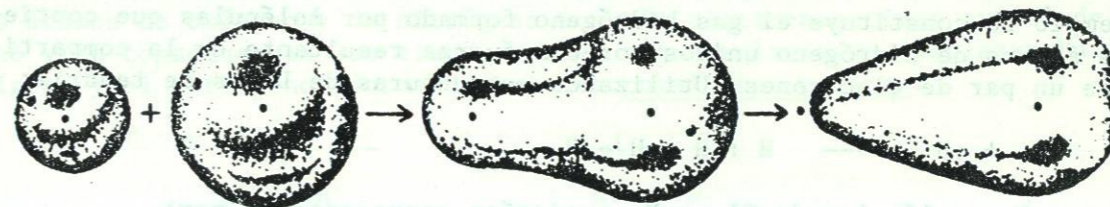
Los iones se forman cuando los átomos sólo tienen que ganar o perder un pequeño número de electrones, con el fin de adquirir configuraciones electrónicas estables. Los iones positivos resultan de la pérdida de electrones y los iones negativos resultan de la ganancia de electrones. El enlace iónico se debe a la fuerza de atracción entre los iones positivos y negativos.

Este enlace se forma generalmente entre elementos metálicos y no metálicos, con mucha diferencia en su electronegatividad.

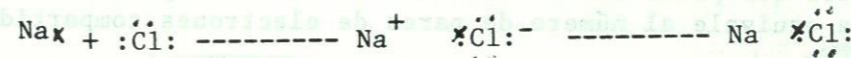
Si un átomo del grupo I A se aproxima a otro del grupo VII A, el primero cederá un electrón al segundo, y así ambos conseguirán la estructura del gas noble más cercano.

	Electronegatividad	Configuración
<sup>11</sup> Na	0.9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup> entonces: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> Na <sup>+1</sup>
<sup>17</sup> Cl	3.0	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> entonces: 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> Cl <sup>-1</sup>

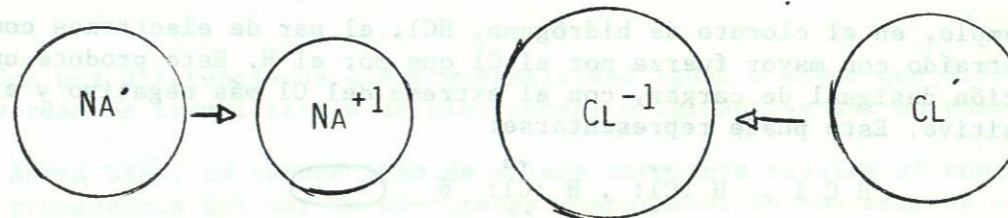
Diferencia de electronegatividad = 2.1



La pérdida de un electrón del sodio ocurre fácilmente y requiere una cantidad de energía relativamente pequeña, que es el potencial de ionización. Cuando se le presenta el electrón al átomo de cloro, lo acepta rápidamente, liberando energía (afinidad electrónica). Los iones sodio y cloruro que se forman en el proceso son mucho más estables que los átomos y se asemejan al neón y argón respectivamente, en su configuración electrónica, pero difieren de esos gases nobles en que ellos ya no son eléctricamente neutros, sino que presentan carga positiva (Na) y negativa (Cl). La atracción de estas cargas opuestas es responsable del fuerte enlace iónico en el cloruro de sodio. Los compuestos unidos por enlace iónico reciben el nombre de compuestos iónicos. Representando lo anterior por medio de estructuras de Lewis, quedaría:



En la formación de un compuesto iónico ocurre un cambio significativo en el tamaño de los iones involucrados. El átomo metálico se vuelve un ión más pequeño, ya que su núcleo atrae a los electrones estrechamente, ahora que la carga positiva sobre el núcleo excede a la carga negativa de los electrones. El átomo no metálico, al ganar electrones, se vuelve un ión de tamaño mayor, con una carga negativa en exceso, puesto que los electrones se repelen entre sí.



Es un compuesto iónico, la capacidad de combinación de cada ión corresponde al número de electrones transferidos de un átomo a otro, al formarse el ión.

Los compuestos iónicos siempre son sólidos a temperatura ambiente son materiales cristalinos, frágiles e incoloros. Debido a sus estructuras, poseen eleva--

dos puntos de fusión y de ebullición. Conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución.

## 2) Enlace covalente.

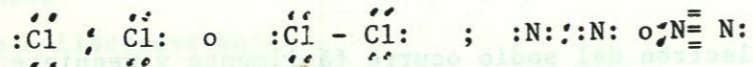
Otra forma en que los átomos adquieren configuración de gas noble es compartiendo electrones.

Los átomos con electronegatividades iguales o ligeramente diferentes pueden formar moléculas compartiendo uno o más pares de electrones, que vienen a servir al sistema como pegamento. El proceso de unir átomos para formar moléculas, mediante la compartición de electrones se llama covalencia y el enlace que se forma se llama enlace covalente.

Un ejemplo lo constituye el gas hidrógeno formado por moléculas que contienen dos átomos de hidrógeno unidos por una fuerza resultante de la compartición de un par de electrones. Utilizando estructuras de Lewis se tendría:



Asimismo, las moléculas de  $Cl_2$  y  $N_2$  quedarían representadas por:



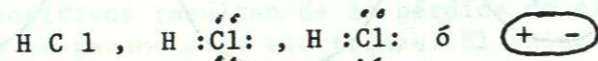
Nótese que las moléculas de hidrógeno y de cloro se mantienen unidas por un enlace sencillo (los átomos comparten un par de electrones), mientras que la molécula de nitrógeno presenta un enlace triple (los átomos comparten tres pares de electrones).

Los compuestos unidos por enlaces covalentes poseen bajos puntos de fusión. Son sustancias gaseosas o líquidas, o bien sólidos volátiles, aislantes del color y de la electricidad.

En los compuestos que presentan enlaces covalente, la capacidad de combinación o valencia equivale al número de pares de electrones compartidos por un átomo.

Teóricamente el par de electrones compartido en un enlace covalente debería estar situado a igual distancia de los núcleos de los dos átomos. Sin embargo hay que recordar que los elementos poseen diferentes valores de electronegatividad y por lo tanto, no atraen con la misma fuerza a los electrones de enlace. Se presenta así la posibilidad de una distribución desigual de cargas en el enlace covalente.

Por ejemplo, en el cloruro de hidrógeno,  $HCl$ , el par de electrones compartido es atraído con mayor fuerza por el  $Cl$  que por el  $H$ . Esto produce una distribución desigual de cargas, con el extremo del  $Cl$  más negativo y el del  $H$  más positivo. Esto puede representarse:



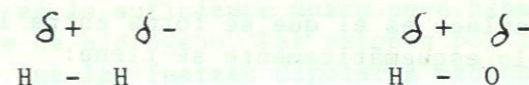
Aún cuando la molécula es eléctricamente neutra, los centros de carga positiva y negativa no coinciden y la molécula recibe el nombre de dipolo. Estas moléculas, al ser colocadas en un campo eléctrico, se alinearán con sus extremos negativos hacia el electrodo positivo y sus extremos positivos hacia el

negativo. El carácter dipolar de estos compuestos provoca el surgimiento de enlaces polares y de compuestos covalentes polares.

La diferencia de electronegatividad es lo suficientemente grande para que la molécula de  $HCl$  sea polar, con un polo positivo cerca del  $H$  ( $\delta^+$ ) y uno negativo cerca del cloro ( $\delta^-$ ).

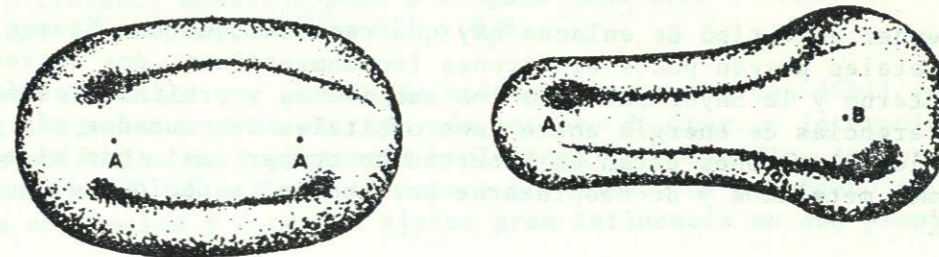
Esos símbolos ( $\delta$ ) denotan una pequeña carga positiva y negativa sobre los átomos que señalan, resultado de la diferencia de electronegatividad de los elementos.

Otros dos enlaces covalentes comunes son los que se presentan en  $OH$  y  $NH$ . Los átomos de oxígeno y de nitrógeno son más electronegativos que el del hidrógeno y en consecuencia los electrones en estos enlaces se desplazan hacia el oxígeno y el nitrógeno, formando enlaces covalentes polares.



En resumen, de acuerdo con la diferencia de electronegatividad existen dos clases de enlaces covalente:

- El no polar o puro en donde el par de electrones es igualmente compartido por ambos átomos ya que sus valores de electronegatividad son iguales o muy cercanos (diferencia máxima de 0.5) y en el que coinciden los centros de carga positiva y negativa y, por lo tanto, no se forman dipolos.
- El polar, en el que no se comparten equitativamente los electrones, por tener los átomos electronegatividades diferentes (la diferencia es mayor que 0.5 pero menor que 1.7\*) y en el que no coinciden los centros de carga positiva y negativa, dando lugar a la aparición de dipolos.



\* Con una diferencia de electronegatividad igual o mayor que 1.7 habría una verdadera transferencia de electrones, originándose así un enlace iónico.

- Ahora bien, un tercer tipo de enlace covalente resulta al considerar la procedencia del par de electrones compartido. En los enlaces covalente polar y no polar, cada par de electrones compartido se forma con la contribución de un electrón por parte de cada átomo. Cuando el par o los pares de electrones proceden de un solo átomo, el enlace recibe el nombre de covalente coordinado, semipolar o dativo. Por ejemplo, el ión amonio ( $NH_4^+$ ) se forma al unirse un ión hidrógeno ( $H^+$ ) a una molécula de amoníaca