

### CAPITULO III.

#### EL ENLACE QUIMICO.

En los capítulos anteriores hemos llegado a conclusiones importantes sobre la estructura atómica y la disposición de los electrones en los átomos; pero en la naturaleza son pocos comparativamente hablando, los átomos que existen como tal, solos, ya que la gran mayoría se halla unido a otros átomos del mismo y de otros elementos formando lo que conocemos como compuestos.

La manera en que estos átomos se unen a otros es lo que a continuación trataremos de explicar.

#### 3-1 ELECTRONES DE VALENCIA.

La característica más importante de la estructura atómica que determinara el comportamiento químico de un átomo, será el número de electrones que posea el nivel más extremo del mismo.

Esto se asegura por el simple hecho de que cuando los átomos de un elemento se combinan con los de otro, siempre se observará alguna variación en la distribución de los electrones en los niveles que al formarse los compuestos los átomos de ciertos elementos tienden a ganar electrones y los de otros a perderlos, mientras en otros compuestos los electrones serán compartidos entre los átomos.

Debido a esta tendencia de transferirse a compartirse los electrones de los átomos, para formar compuestos, es que, los electrones externos encargados de estos procesos, se les denomina *Electrones de Valencia*, y la capa a nivel energético

en el cual se encuentran estos electrones se llamará *Capa de Valencia* por las tendencias anteriores de los átomos es que los elementos se pueden clasificar en 4 clases generales que son:

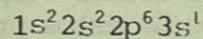
- Metales.**- Elementos cuyos átomos tienden a perder electrones al combinarse.
- No metales.**- Elementos cuyos átomos tienden a ganar electrones al combinarse.
- Metaloides.**- Este es un tipo intermedio entre los anteriores, en los cuales sus átomos más bien tienden a compartir sus electrones y no a perderlos o a ganarlos.
- Gases nobles.**- Estos son 6 elementos bien conocidos que presentan renuencia a combinarse por lo cual se les conoce también como inertes (inactivos químicamente).

### 3-2 POR QUÉ SE COMBINAN LOS ÁTOMOS?

Si supuestamente los átomos en su estado fundamental son de naturaleza neutra, porqué entonces esa tendencia a perder o ganar electrones (-).

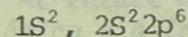
Si revisamos las configuraciones electrónicas de algunos elementos, nos podremos dar cuenta de que la intención de los átomos al transferir o compartir electrones, es la de obtener, en su última capa una cantidad de electrones, tal, que sea la máxima capacidad de esa capa, que es como sucede en los gases nobles. Por lo tanto, se piensa entonces, que al combinarse los átomos logran una estabilidad electrónica comparable a la de los gases nobles.

Ejemplo: ¿Porqué el sodio tiende a perder un electrón? La configuración electrónica del Sodio (Na) es:

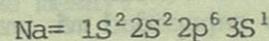


ya que el Sodio posee 11 electrones, y según vemos el sodio posee 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L - y un solo electrón en la capa M.

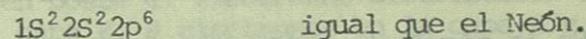
Por otro lado la Configuración Electrónica del Neón (Ne) que tiene 10 electrones es:



con esto se demuestra que el Sodio tiende a perder un electrón porque busca obtener la configuración electrónica del Neón que le proporcione mayor estabilidad electrónica,



si pierde un electrón sería el último o sea el que se encuentra en el 3er. nivel ( $3s^1$ ) y su configuración electrónica que daría:



Desde luego que si en un principio el átomo de Sodio es neutro puesto que tiene 11 electrones y 11 protones; al perder un electrón, se provoca un desequilibrio de cargas y el átomo de Sodio, quedaría como un ión monopositivo porque habría una carga positiva de más en relación a las cargas negativas.

Al igual que el Sodio existen otros elementos que tienden a perder electrones con el mismo fin, así mismo, existen otros que les es más fácil conseguir la estabilidad electrónica deseada al ganar electrones; todo esto es lo que provoca el que existan las reacciones químicas y se combinen los átomos.

A la nueva sustancia formada al combinarse 2 o más átomos se denominarán *compuestos* y éstos poseen propiedades tanto físicas y químicas, diferentes a las de los elementos que los forman.

### 3-3 QUE PASA CON LOS GASES NOBLES?

Como ya se dijo, los átomos de los elementos reaccionan con otros átomos ganando o perdiendo electrones con el fin de conseguir una estabilidad química al intentar tener en su última capa una cantidad de electrones determinada que les proporcione dicha estabilidad.

Este grupo de elementos que en la tabla periódica ocupan el grupo VIII A, se caracteriza por presentar una estabilidad química sin igual; en otras palabras, estos elementos poseen en sus capas más externas la cantidad de electrones exacta que dicha capa tiene como capacidad máxima.

Este hecho trae como consecuencia que los gases nobles no necesiten ganar o perder electrones lo cual reditúa en su gran estabilidad y lógicamente en su renuencia a reaccionar con otros átomos para formar compuestos.

En la siguiente tabla se expone la disposición de los electrones en los gases nobles con el fin de que se entienda perfectamente la actitud de estos elementos.

Tabla 3-1

Disposición de los electrones en los gases nobles.

Gas Noble	Símbolo	Número Atómico	Número de electrones en cada nivel de energía.						
			1	2	3	4	5	6	
Helio	He	2	2						
Neón	Ne	10	2	8					
Argón	Ar	18	2	8	8				
Kriptón	Kr	36	2	8	18	8			
Xenón	Xe	54	2	8	18	18	8		
Radón	Rn	86	2	8	18	32	18	8	

### 3-4 EL ENLACE ELECTROVALENTE O IÓNICO.

Una de las maneras de conseguir la estabilidad electrónica deseada por los átomos, es mediante la transferencia de electrones de la capa más externa de los átomos de un elemento a los de otro. Al enlace así formado se le denominará electrovalente o iónico y a los compuestos resultantes compuestos iónicos.

A continuación se expone un ejemplo para comprender al enlace electrovalente ¿cómo se forma el cloruro de Sodio? (NaCl, sal común de mesa).

El Sodio es un elemento que posee 11 protones y por lo tanto 11 electrones distribuidos de la siguiente manera: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L, y 1 electrón en la capa M; por otro lado el cloro posee 17 protones, por lo tanto también posee 17 electrones distribuidos así: 2 electrones en la capa K, 8 electrones en la capa L y 7 en la capa M (ver figura 3-1).

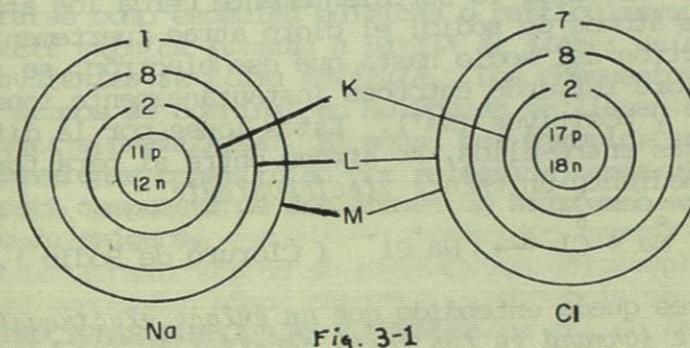
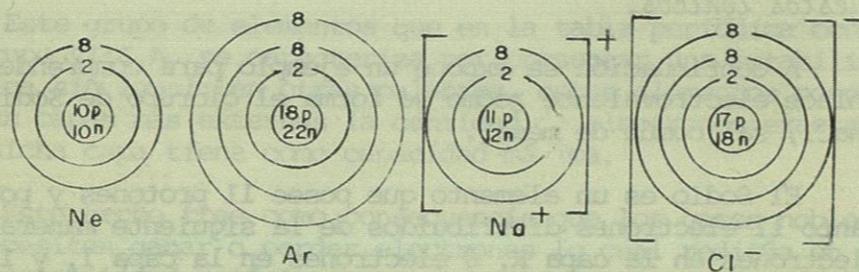


Fig. 3-1

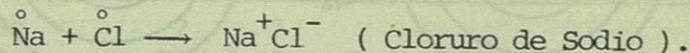
Si observamos bien la figura anterior, nos podremos dar cuenta que si el Sodio pierde el electrón de la capa M, obtendría la configuración electrónica del Neón, adquiriendo con esto una estabilidad química, que al fin de cuentas es lo que todos los átomos persiguen y que debido a ello existen las reacciones químicas; además, el Sodio al perder ese electrón

se desequilibran sus cargas y se formaría un Ión monopositivo (1+) ya que al perder un electrón, existirá un protón que no esté neutralizada su carga. Por otro lado el cloro para conseguir su estabilidad química debe atraer un electrón para tomar la configuración del Argón, solo que al aceptarlo tendrá un electrón de mas y pasará a ser un Ion Mononegativo (1-)



### 3.2 Comparación de las configuraciones electrónicas del neón y argón con los iones de sodio (+) y cloro (-).

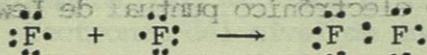
En el caso concreto de la formación del cloruro de sodio (NaCl). Al estar lo suficientemente cerca los átomos de cloro y los átomos de sodio; el cloro atrae fuertemente al último electrón del sodio hasta que ese electrón, se transfiere al cloro formando entonces instantáneamente iones negativos ( $\text{Cl}^-$ ) y positivos ( $\text{Na}^+$ ). Estos iones por la diferencia de cargas entre ellos, se atraen entre sí para formar el compuesto mediante un enlace electrovalente.



Entonces queda entendido que un enlace electrovalente solamente se formará en los casos aquellos en que haya transferencia completa de uno o más electrones, de un átomo a otro.

### 3-5 ENLACE COVALENTE.

Algunos elementos forman compuestos en los que los átomos alcanzan la configuración de octeto (o dúo en el caso del hidrógeno) en el nivel externo de energía, por el compartimiento de parejas de electrones entre los átomos. Por ejemplo, la formación del gas flúor a partir de los átomos de flúor puede representarse como sigue:



Los átomos de flúor comparten mutuamente, una pareja de electrones. Esto conduce a un octeto de electrones alrededor de cada átomo de flúor, si se considera que la pareja compartida está asociada a ambos átomos. El compartimiento mutuo de parejas de electrones por los átomos provoca que se enlacen entre sí. Un enlace químico que resulta del compartimiento de electrones entre parejas de átomos se llama enlace covalente.

Debido a que hay transferencia de electrones, los átomos que comparten electrones forman agregados estables que pueden considerarse como especies químicas o partículas químicas. Esa especie química formada a partir de átomos unidos por enlaces covalentes se llama molécula. Los compuestos en los que los átomos se combinan en moléculas se llaman compuestos moleculares o covalentes. El agua, por ejemplo, es un compuesto covalente constituido por moléculas, cada una de las cuales está compuesta de dos átomos de hidrógeno enlazados a un átomo de oxígeno.

### 3-6 ESTRUCTURAS SIMBÓLICAS PUNTALES.

Una manera sencilla de representar moléculas que contienen enlaces covalentes es usar las representaciones electrónicas puntuales de los elementos que intervienen, de tal suerte que se indiquen las parejas de electrones compartidos. A este arreglo de representaciones electrónicas puntuales se le llama estructura electrónica puntual de Lewis.