

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).

#### 7-2 ¿POR QUÉ SE COMBINAN LOS ÁTOMOS?

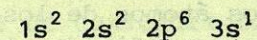
Si supuestamente los átomos en su estado fundamental son de naturaleza neutra, por qué entonces esa tendencia a perder o ganar electrones (-).

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:

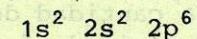
¿Por qué el sodio tiende a perder un electrón?

La configuración electrónica del sodio (Na) es:

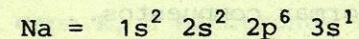


ya que el sodio posee 11 electrones y según vemos, el sodio posee 2 electrones en la capa K 8 electrones, en la capa L y un solo electrón en la capa M.

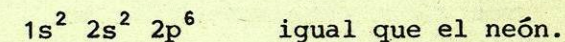
Por otro lado, la configuración electrónica del neón (Ne) que tiene 10 electrones es:



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 quedaría:



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 ion 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.



### 7-3 ¿QUÉ 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 reeditúa 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 siguientes gases nobles con el fin de que se entienda perfectamente la actitud de estos elementos.

TABLA 7-1. 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

### 7-4 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 1).

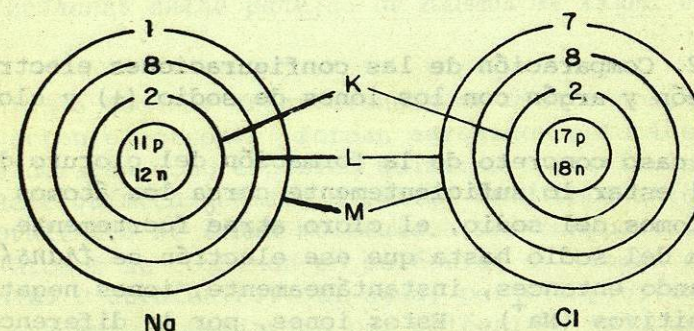


Fig. 1.



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 *ion 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, sólo que al aceptarlo tendrá un electrón de más y pasará a ser un *ion mononegativo* (1-).

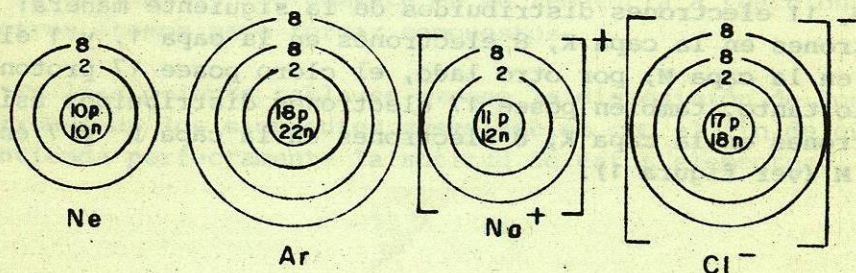
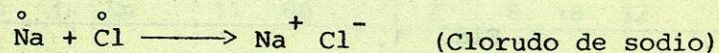


Fig. 2. Comparación de las configuraciones electrónicas del neón y argón con los iones de sodio (+) y cloro (-).

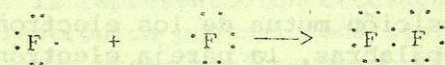
En el caso concreto de la formación del cloruro de sodio (NaCl). Al estar lo suficientemente cerca los átomos del cloro y los átomos del sodio, el cloro atrae fuertemente al último electrón del sodio hasta que ese electrón se *transfiere* al cloro formando entonces, instantáneamente, iones negativos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



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

#### 7-5 ENLACE COVALENTE.

Algunos elementos forman compuestos en los que los átomos alcanzan la configuración de octeto (o dueto 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.





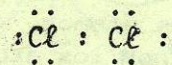
## 7-6 ESTRUCTURAS SIMBÓLICAS PUNTUALES.

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*.

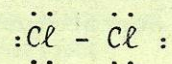
Veamos el caso del hidrógeno, que puede representarse por la estructura electrónica puntual de Lewis.



Los dos electrones entre los dos átomos de hidrógeno combinado indican la posición mutua de los electrones por los hidrógenos. En otras palabras, la pareja electrónica entre los dos hidrógenos representa el enlace covalente entre los átomos. El símbolo electrónico puntual de Lewis para el cloro diatómico es:



Cada átomo de cloro combinado tiene la configuración del gas inerte más cercano que es el argón. Estas estructuras electrónicas puntuales nos sirven para dar información alguna referente a las formas de las nubes electrónicas, o para indicar que los electrones no son puntos, sino que únicamente sirven como una representación conveniente de las moléculas. A menudo, los pares de electrones compartidos se representan mediante guiones que unen a los átomos. Por ejemplo, con frecuencia la estructura electrónica puntual del cloro se escribe como:



Cuando se escriben las estructuras puntuales, el guión debe interpretarse como una pareja de electrones compartidos, debido a que los no metales tienden a reaccionar con otro me-

tal para formar compuestos covalentes en los que se alcanza la configuración electrónica de un gas inerte, al compartir pareja de electrones, a menudo puede deducirse la estructura puntual de las moléculas de tales compuestos, arreglando las representaciones electrónicas puntuales de los elementos de manera que satisfagan la regla del octeto.

Cuando los átomos de los elementos forman compuestos, generalmente sólo intervienen los electrones del nivel de energía externo. A estos electrones del nivel externo de energía se les conoce como *electrones de valencia*. En lugar de escribir las configuraciones electrónicas de los elementos con el fin de indicar el número de electrones de valencia, se ha desarrollado un método para la representación simbólica de tales electrones. Para indicar los electrones de valencia de un elemento, usaremos la representación *electrónica puntual*. La representación electrónica puntual consiste en indicar los electrones del nivel de energía más externo (de valencia) mediante puntos colocados alrededor del símbolo usual del elemento como ya vimos el caso del hidrógeno  $H^{\circ}$ . Ya que los electrones del nivel de energía externo de los elementos representativos incluyen los subniveles s y p, los electrones de valencia estarán distribuidos en el orbital s y los tres orbitales p del nivel externo, de acuerdo con la regla de Hund.

Para usar la representación puntual, se escribe el símbolo del elemento y se representan los electrones de valencia como puntos en estos cuatro orbitales (uno s y tres p), a la derecha, izquierda, arriba y abajo del símbolo. Esto puede verse como:



Por ejemplo, la estructura electrónica del litio es  $1s^2 2s^1$ , así que su representación electrónica puntual es:



En donde el punto único representa al electrón de valencia, 2s único.