

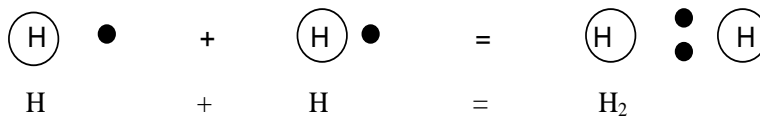
## Materiales Eléctricos

### UNIONES QUIMICAS

## Materiales Eléctricos

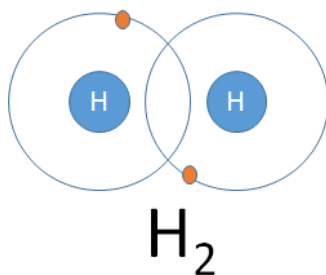
### Uniones químicas

- **UNIONES QUIMICAS:** los átomos se unen para formar las moléculas y así formar el estado sólido.
- Los principales enlaces o uniones son: Enlace **covalente**, enlace **iónico** y enlace **metálico**.
- **ENLACE COVALENTE:** se produce cuando uno o más átomos comparten electrones para completar sus orbitales o estados cuánticos permitidos.  
Ejemplo el Hidrogeno:

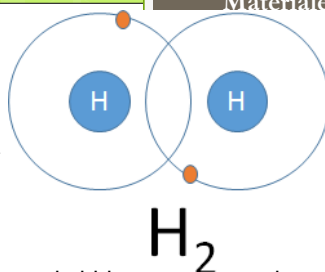


## Uniones químicas

- **ENLACE COVALENTE:** se produce cuando los átomos se unen, para alcanzar un octeto estable, comparten electrones del último nivel



## Unión Covalente

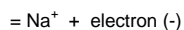
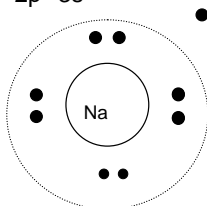
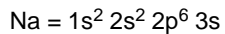


- Si se observa a los átomos de hidrógeno separados cada uno con su electrón, cuando se encuentran comparten los electrones de cada uno formando un enlace covalente saturado por que el nivel energético cuántico "1s1" ha sido completado con la cantidad de electrones que necesitaba (dos electrones). Por eso la molécula de Hidrógeno es  $H_2$
- El segundo elemento de la Tabla Periódica que le sigue al Hidrógeno con  $N^{\circ}$  atómico igual a 2 es el Helio, que tiene dos electrones en el nivel cuántico 1s, o sea lo tiene completo. Por este motivo no tiende a unirse químicamente con ningún otro átomo. Así es como aparece el primer gas noble o inerte de la tabla periódica, Helio.

La configuración electrónica del Helio es:  $He = 1s^2$  que significa  $n=1$ ,  $l=0$ ,  $m_l=0$  y  $s = +1/2, -1/2$

**ENLACE IONICO:**

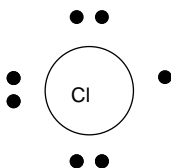
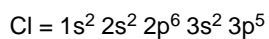
Se produce entre dos átomos cuando uno de ellos tiene una energía de ionización baja, o sea, puede perder fácilmente un electrón, y por lo tanto tiende a ser un ion positivo, mientras que el otro tiene tendencia a ganar electrones transformándose en ion negativo. Ejemplo de esta unión es el Cloruro de Sodio



El átomo de sodio con 8 electrones en la penúltima capa y uno en la última tiene tendencia a comportarse como un ion positivo perdiendo fácilmente un electrón.

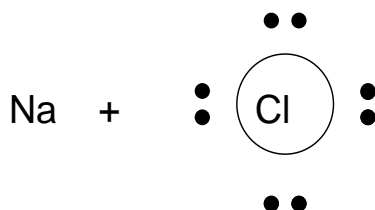
**ENLACE IONICO:**

En cambio el cloro tiene 7 electrones en su último orbital tendiendo a ganar fácilmente un electrón que le falta para completar la capa:



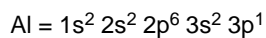
**ENLACE IONICO:**

Entonces en el Cloruro de Sodio queda el Cloro con el electrón que cede el Na

**ENLACE METALICO:**

Se trata de un enlace covalente no saturado. En general hay 6 estados p ( $l=1$ ) sin llenar. Cuando un átomo de un metal se acerca a otro idéntico, se une fácilmente con un enlace covalente sin violar el principio de exclusión de Pauli. No hay límite para el número de átomos que pueden unirse de esta manera, pues hay una instauración en el enlace.

Por ejemplo el aluminio Al N° atómico 13



Cuando se encuentran dos átomos de aluminio tienden a compartir el último electrón como en el caso del Hidrogeno, pero cada uno aporta 5 lugares que le falta al subnivel **p** Si se unen **N** átomos cada uno aporta mas estados posibles de ser ocupados por electrones que electrones en si.

Entonces los electrones de la ultima capa pueden moverse libremente en todos esos estados permitidos.

Estos electrones son los que forman la nube electrónica de los metales

**ENLACE METALICO:**

Una consecuencia del enlace COVALENTE No SATURADO es la debilidad de los metales frente a los cristales iónicos y la facilidad con que se pueden deformar. Al tener tantas vacantes en sus capas electrónicas más externas, los átomos metálicos no presentan preferencia direccional en la localización de sus enlaces y en consecuencia, pueden volver a reagruparse sin perder resistencia del conjunto. Otra consecuencia es que los electrones pueden viajar de átomo en átomo sin violar el principio de exclusión. De esta manera los electrones de valencia de un metal se comportan como las moléculas de un gas que envuelve a los átomos

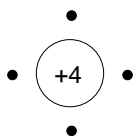
El otro ejemplo de enlace covalente que nos interesa mencionar es el del Silicio, que tiene N° atómico = 14 y la siguiente configuración electrónica:

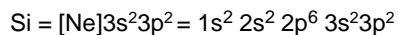


Esto significa que las capas más cercanas al núcleo son idénticas al del gas noble Neón y están completamente ocupados todos los estados permitidos con electrones. La capa siguiente es la 3s que tiene  $n=3$ ,  $l=0$ ,  $m_l=0$  y  $m_s=+/-1/2$  que tiene dos estados permitidos, ocupados con dos electrones como indica el exponente dos de "s". O sea una subcapa saturada.

La capa más externa es la  $3p^2$  que significa:

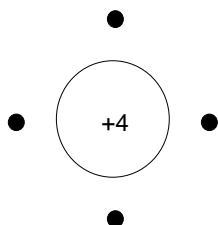
3p es  $n=3$ ,  $l=1$ ,  $m_l=0$ ,  $+/-1$  y  $m_s=+/-1/2$  para cada  $m_l$ , por lo tanto hay seis (6) estados permitidos y solamente dos están completos.



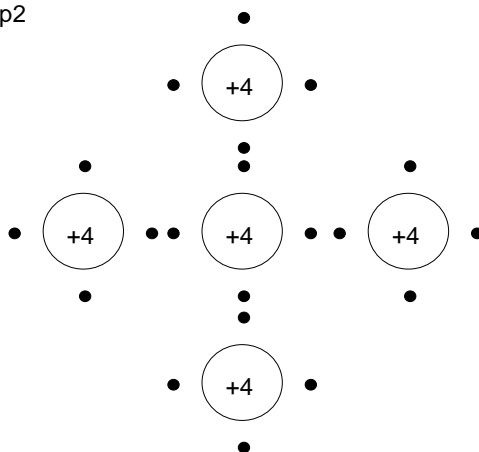
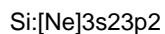
**SILICIO:**

En esta representación el centro con carga neta +4 es por que se produce un apantallamiento del núcleo por el resto de las capas electrónicas.

Al tener peso atómico de 14, significa que hay 14 protones positivos en el núcleo de los cuales 10 están apantallados por los electrones de las capas interiores completas. Los cuatro electrones de la capa externa son los llamados electrones de valencia y son los que participan de la unión. Cada electrón de estos comparte una unión covalente con el del vecino tratando de completar los 8 permitidos

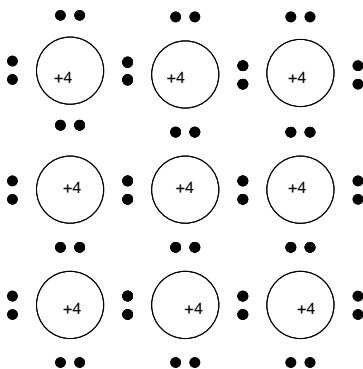
**SILICIO:**

Los cuatro electrones de la capa externa comparte una unión covalente con el del vecino tratando de completar los 8 permitidos



**SILICIO:**

Los cuatro electrones de la capa externa comparte una unión covalente con el del vecino tratando de completar los 8 permitidos



Si:[Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>2</sup>

- [http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/atomo/celectron.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/celectron.htm)