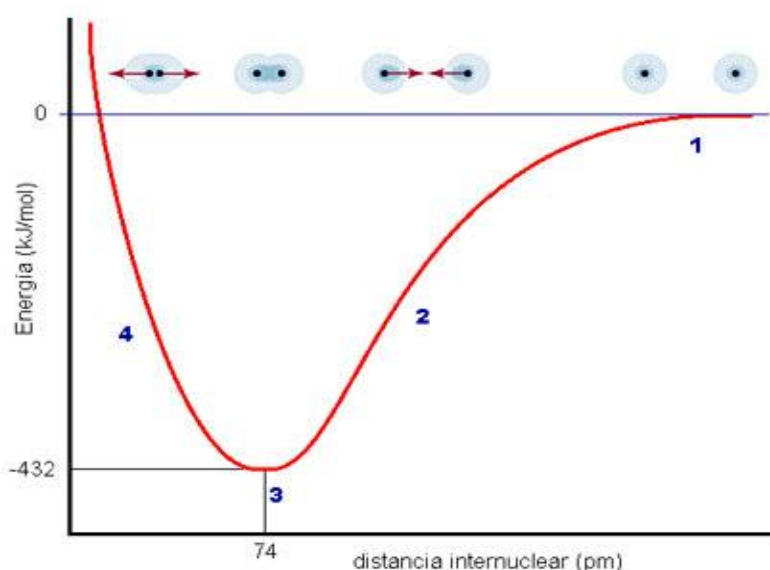


Uniones químicas

Como ya sabemos, la tabla periódica nos muestra en forma ordenada los ladrillos fundamentales que componen el universo, que, generalmente, en el mundo que nos rodea, encontramos unidos formando infinidad de sustancias tanto naturales como sintéticas. Las sustancias presentan propiedades específicas muy diferentes entre sí, lo que nos hace pensar que la naturaleza de esa unión y entre quienes se da, constituyen la base para comprender el porqué de tanta variabilidad.

Pero, ¿por qué se produce esa unión? Así, se alcanza un estado de menor energía.



La formación de la unión entre 2 átomos va acompañada de una liberación de energía, por el contrario, la ruptura del enlace requiere la absorción de energía. Por lo tanto, la energía de los átomos unidos en la molécula es menor que la de los átomos por separado.

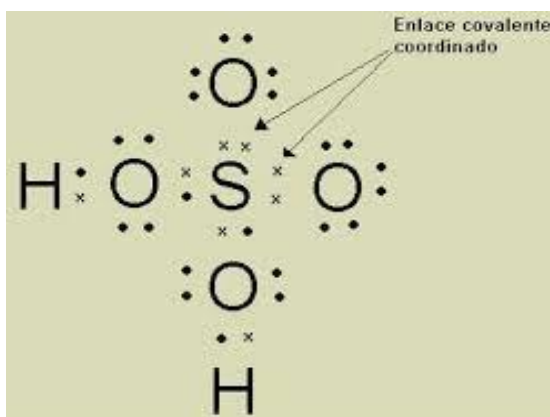
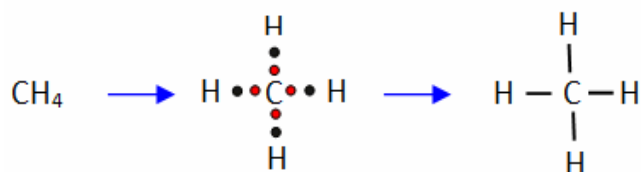
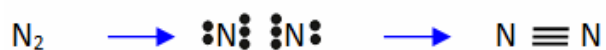
Gilbert Lewis propuso hacia 1920 una forma de notación y una teoría de la unión química, válida hasta nuestros días. Esta teoría postula que la formación de la unión o enlace implica un reordenamiento de los electrones de valencia (de la CEE) de los átomos que forman dicha unión, de manera que cada átomo adquiere una estructura electrónica igual a la del gas noble más cercano ($CEE\ nS^2\ np^6 = 8e^-$ salvo para el He $1S^2 = 2e^-$) **POR ESO SE HABLA DE OCTETO**. En ese reordenamiento algunos átomos ganan, pierden o comparten e^- .

Las propiedades de los átomos, en particular la electronegatividad, determina como se reordenan los e^- y en consecuencia el tipo de unión.

ENLACE COVALENTE

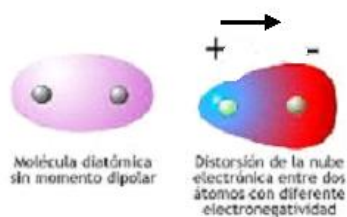
Si la diferencia de electronegatividad es pequeña o nula, los átomos comparten e^- para alcanzar la configuración del gas noble más cercano. Cuando se comparte 1 solo par de electrones la unión es simple o dativa (también llamada coordinada); 2 pares, doble y 3 pares, triple.

A continuación se dan ejemplos de diferentes sustancias covalentes moleculares, donde se indica la fórmula molecular, la estructura de Lewis y la fórmula desarrollada.



Cuando se analiza la nube electrónica alrededor de los átomos que forman el enlace covalente, se encuentra que dicha distribución puede ser simétrica o asimétrica. Si es simétrica, el enlace es **no polar** ($\Delta\text{En} = 0$, diferencia de electronegatividad nula), en cambio si la nube es asimétrica, el enlace es **polar**.

La polaridad depende de la diferencia de En entre los átomos que se unen y se representa mediante un vector (momento dipolar μ), cuyo sentido es hacia el átomo más electronegativo. El desbalance de cargas en los enlaces polares genera una zona donde hay mayor densidad de carga negativa (cerca del átomo más electronegativo) y, otra zona donde hay mayor densidad de carga positiva (cerca del átomo menos electronegativo)



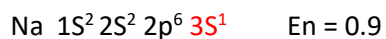
A medida que aumenta la diferencia de electronegatividad, ese enlace cada vez es más polar. Cuando esa diferencia es tal, que aparecen cargas netas $+$ o $-$, y no densidades de carga, la unión tendrá tanto carácter iónico, que será llamada **UNION IÓNICA**.

ENLACE IÓNICO

Los valores de En de los átomos que intervienen en la unión son muy diferentes. Existe una transferencia completa de electrones de un átomo a otro, lo que implica la formación de aniones y cationes.

Veamos unos ejemplos:

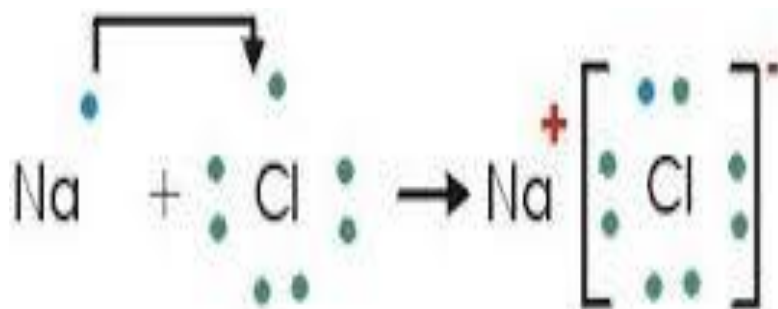
- a) La unión entre el Na y el Cl es iónica, formando la sal cloruro de sodio.



El Na pierde $1 e^-$ alcanzando la CE del gas noble Ne y se lo transfiere al Cl que al ganar $1 e^-$ también adquiere la CE de un gas noble, en este caso, Ar.

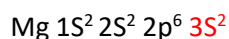
Na^+ y Cl^- son los iones involucrados.

Para simbolizar este tipo de unión se utiliza la notación de Lewis, que se representa de la siguiente manera:

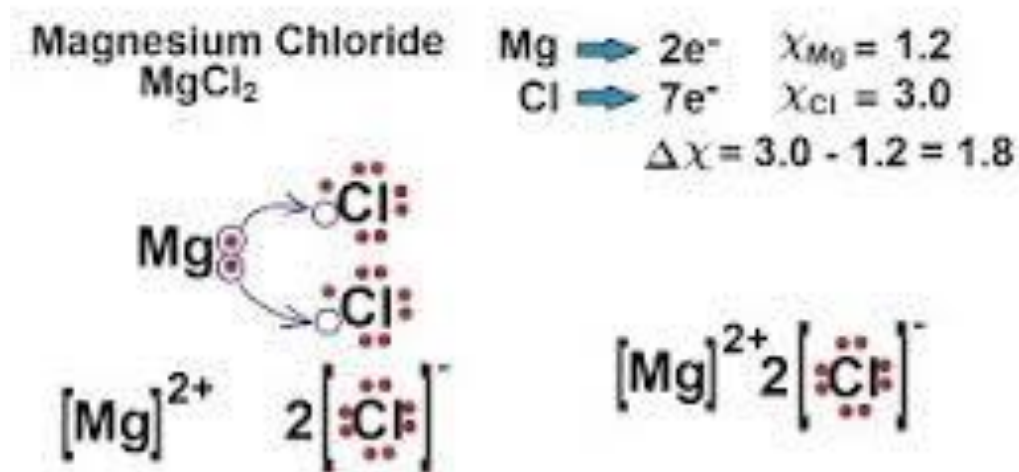


El número de e⁻ de la CEE, que coincide con el nro. de grupo, se representa alrededor del símbolo por medio de puntos o cruces

b) El MgCl₂ también es una sal iónica pero la relación entre sus iones no es 1::1



En este caso el Mg, que tiene baja En, transfiere 2 e⁻ para alcanzar la CEE del gas noble más cercano, por lo tanto los iones son el Mg⁺² y el Cl⁻. Para mantener la electroneutralidad de la materia, la relación entre los iones es 1::2.



Los iones se estabilizan cuando forman una red cristalina tridimensional, donde cada catión está rodeado de aniones y cada anión de cationes. Por eso las sustancias iónicas NO existen como moléculas independientes.

ENLACE METALICO

Los metales constituyen un caso de unión deslocalizada, donde los electrones de valencia de cada átomo son compartidos por todos los átomos del sólido, que así se mantienen unidos. Esta deslocalización de e^- le confiere a los metales sus propiedades particulares de alta conductividad térmica y eléctrica.

