

2. ENLACE QUÍMICO

Analicemos el siguiente ejemplo: cuando nos sentamos a comer, podemos ver sobre la mesa dos sustancias cristalinas blancas: sal de mesa y azúcar granulada. A pesar de su aspecto tan similar, la sal y el azúcar son muy diferentes en su composición química. La sal de mesa es cloruro de sodio, NaCl, que se compone de iones sodio, Na^+ , y de iones cloruro, Cl^- .

El azúcar granulada no contiene iones sino moléculas de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en las que los átomos están enlazados por fuertes enlaces covalentes entre los átomos de cada molécula. El NaCl se disuelve en agua separándose en iones en la solución, mientras que una solución acuosa de sacarosa contiene moléculas de sacarosa.

¿Qué es un enlace químico?

El desarrollo de la Tabla Periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La formación de un enlace químico implica un reordenamiento de los electrones de valencia (ubicados en el último nivel de energía ocupado) de los átomos que se unen, para dar lugar a una estructura de menor energía y por lo tanto más estable. Cuando se forman las uniones químicas entre átomos, cada uno de ellos adquiere la estructura electrónica del gas inerte más cercano, quedando el último nivel de energía de cada uno de éstos átomos con ocho electrones, excepto los átomos que se encuentran cerca del Helio, que completan su último nivel con sólo dos electrones

Enlace electrovalente o iónico: Metal – No Metal

En este enlace hay una **transferencia** de electrones desde el metal al no metal, quedando el primero con carga positiva por perder el electrón y el segundo por ganar el electrón queda con carga negativa.

Por ejemplo un átomo de cloro al aceptar 1 e⁻ del sodio queda con carga negativa, forma el anión cloruro **Cl⁻**; mientras que el sodio queda con un electrón menos y forma el catión **Na⁺** (carga positiva). Los iones cargados de manera opuesta se atraen entre ellos a través de fuerzas electroestáticas que son la base del enlace iónico, en el ejemplo anterior la sustancia resultante es el cloruro de sodio **NaCl** (sal común). Miremos la reacción del sodio con el cloro. En su estado atómico, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete.

El cloro, con siete electrones de valencia, necesita un electrón adicional para completar su último nivel con ocho electrones. El átomo de sodio al perder un electrón queda con 8 electrones.

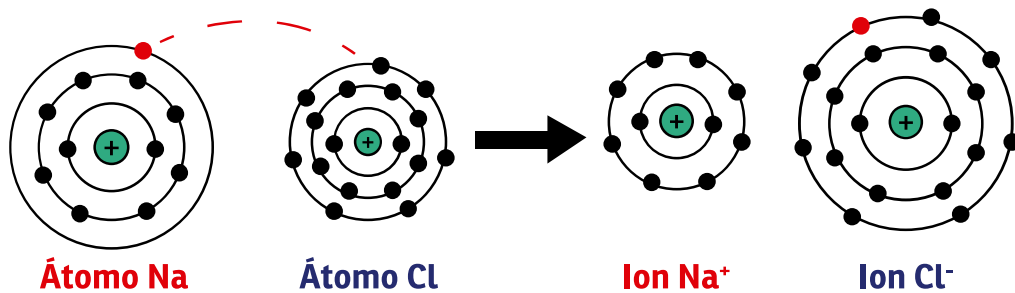


Figura 17: Unión iónica del Cloruro de Sodio

Fuente: <http://apuntesdeunjuvenewton.blogspot.com.ar/2015/04/sustancias-moleculares-e-ionicas.html>

Esta característica, es decir la tendencia de perder electrones cuando entran en reacción química es común a todos los metales. El número de electrones que los átomos de metal perderán (y la carga que ellos adquirirán) es igual al número de electrones de valencia.

Los no metales tienden a ganar electrones (o compartirlos) para completar el octeto. Para todos los no metales, excepto el hidrógeno y el helio, el último nivel de energía se completa con ocho electrones. El hidrógeno y el helio sólo tienen electrones en su primer nivel. El hidrógeno, con un electrón de valencia, ganará un

electrón cuando forma un ión negativo. Sin embargo, el hidrógeno y otros elementos de la tabla periódica denominados metaloides, pueden efectivamente formar ya sea iones positivos o negativos correspondientes al número de electrones de valencia que tengan. Por consiguiente, el hidrógeno formará un +1 ión cuando pierde su electrón y un -1 cuando gana un electrón.

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La explicación propuesta por Lewis es que los átomos se combinan para completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de **8 electrones** (regla del octeto) de tal forma que adquiere una configuración muy estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico (igual número de electrones) con un gas noble. Cuando se estudian los enlaces químicos se consideran los electrones de valencia, que están ubicados en el último nivel de energía ocupado.

Un **símbolo de puntos de Lewis**: consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia.

En los elementos representativos (grupo A) el número de grupo coincide con el número de electrones de valencia, con excepción del helio. En el caso de los elementos de transición al tener niveles incompletos es difícil representar sus electrones de valencia por puntos de Lewis.

GRUPO # Electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8
E L E M E N T O S	H [•]	Be ^{••}	B ^{•••}	C ^{••••}	N ^{•••••}	O ^{••••••}	F ^{•••••••}	Ne ^{••••••••}
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{•••}	Si ^{••••}	P ^{•••••}	S ^{••••••}	Cl ^{•••••••}	Ar ^{••••••••}
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{•••}	Ge ^{••••}	As ^{•••••}	Se ^{••••••}	Br ^{•••••••}	Kr ^{••••••••}
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{•••}	Sn ^{••••}	Sb ^{•••••}	Te ^{••••••}	I ^{•••••••}	Xe ^{••••~•••••}
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{•••}	Pb ^{••••}	Bi ^{•••••}	Po ^{••~•••••}	At ^{•••••••}	Rn ^{••••~•••••}

Figura 18: Puntos de Lewis de los elementos representativos (Grupo A)
Fuente: <http://elfisicoloco.blogspot.com.ar/2012/11/estructuras-de-lewis.html>

Enlace covalente. No Metal – No Metal

Al contrario de los enlaces iónicos en los cuales ocurre una transferencia completa de electrones, el **enlace covalente** ocurre cuando dos (o más) elementos comparten electrones. Los electrones compartidos establecen los enlaces manteniendo unidos a los átomos entre los que se encuentran ubicados, y cada par de electrones constituye un enlace. Esto ocurre comúnmente cuando dos no metales se enlazan ya que ambos requieren electrones para satisfacer la regla del octeto.

Un buen ejemplo de un enlace covalente es el que ocurre entre dos átomos de hidrógeno. Los átomos de hidrógeno (H) tienen un electrón de valencia en su primera capa. Puesto que la capacidad máxima de esta capa es de dos electrones, cada átomo de hidrógeno "querrá" tomar un segundo electrón. En un esfuerzo por conseguir un segundo electrón, el átomo de hidrógeno reaccionará con átomos H vecinos para formar el compuesto H₂. Otro ejemplo es la molécula de Cloro, que en estado natural se presenta como una molécula formada por 2 átomos de cloro, dichos átomos se encuentran unidos mediante un enlace covalente producido por el compartimiento de 2 electrones.

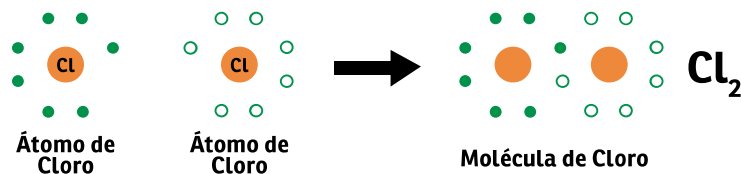


Figura 19: Unión covalente de la molécula de Cloro
Fuente: <http://www.losadhesivos.com/enlace-quimico-covalente.html>

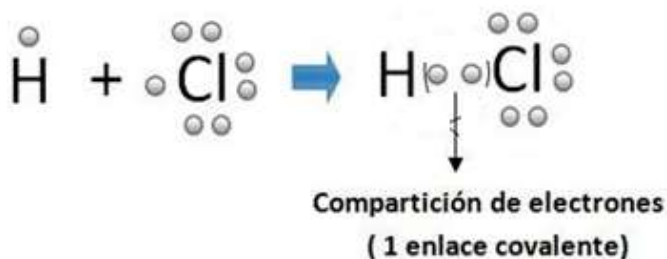


Figura 20: Unión covalente de la molécula de Cloruro de hidrógeno
Fuente: <http://www.fullquimica.com/2011/04/enlace-covalente.html>

Guía de estudio

1. ¿Cuándo se establece una unión iónica entre dos elementos? ¿en qué consiste?
2. ¿Qué utilidad tiene la representación de puntos de Lewis?
3. ¿Qué son los electrones de valencia en los elementos del grupo A?
4. Definir un catión y un anión
5. ¿Cómo se representa la carga de un ión de un elemento?
6. ¿Qué significa isoelectrónicos?
7. Describir el enlace covalente.
8. ¿Qué son los compuestos iónicos?

Actividad práctica

1. Indicar el carácter predominante de los enlaces en los siguientes compuestos y clasificarlos en moleculares o iónicos según corresponda:
 - a) NH_3 (amoníaco)
 - b) CO_2 (dióxido de carbono)
 - c) KCl (cloruro de sodio)
 - d) I_2 (yodo)
 - e) CaO (óxido de calcio)
 - f) CH_4 (metano)
2. Representar, utilizando símbolos de Lewis, los electrones de valencia para los elementos K, Ca, Cl, O, N, H. ¿Cuáles se encuentran como moléculas diatómicas?
3. Representar los puntos de Lewis de los siguientes compuestos: Na_2O , CO_2 , H_2S , BaO , Al_2O_3 y NH_3 . ¿Qué tipo de enlace se establece en cada caso?
4. Para los siguientes iones indicar si es catión o anión y cuántos electrones contienen en cada caso.
 - a) O^{2-}
 - b) K^+
 - c) Br^-
 - d) Ca^{2+}
 - e) N^{3-}
 - f) Al^{3+}