

Enlace o unión química

Se llama enlace químico al conjunto de fuerzas que mantiene unidos a los átomos, cuando forman distintas agrupaciones estables.

Todos los enlaces se producen por acción de fuerzas de naturaleza electrostática entre núcleos y electrones.

Los átomos se unen para ganar estabilidad, esto lo logran completando el último nivel o subnivel energético, quedando con tantos electrones como el gas noble más cercano en número atómico (isoelectrónicos).

Regla del octeto: los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta quedar rodeados por ocho electrones de valencia.

El último nivel energético de los gases nobles tiene 8 electrones, menos el helio que sólo tiene 2 electrones y con ello completa su único nivel lleno ($n=1$).

Es conveniente clasificar las fuerzas químicas que mantienen unidos a los átomos formando sustancias en tres grandes grupos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico.

Enlace iónico

Se llama enlace iónico a la unión química establecida por atracciones electrostáticas entre iones de cargas opuestas.

- Se da entre No metal y Metal
- Se transfieren electrones, del menos electronegativo al más electronegativo.
- Se forman iones, cationes (tienen carga positiva) y aniones (tienen carga negativa).
- Generalmente $\Delta EN \geq 1,7$ (esto es una tendencia no una regla, hay varias excepciones). Se explicará más adelante.

Los metales tienen pocos electrones de valencia, entonces, tienen tendencia a cederlos para quedar isoelectrónicos con el gas noble anterior y transformarse en cationes.

Los no metales en cambio, si ganan electrones completan el nivel de valencia y quedan isoelectrónicos con el gas noble posterior, transformándose así en un anión.

Ejemplo: NaCl (cloruro de sodio).

El sodio, un metal del grupo IA, ($_{11}\text{Na}$), tiene un electrón en el tercer nivel, (nivel de valencia), si lo pierde se transforma en catión sodio ($_{11}\text{Na}^+$) quedando con 10 electrones, isoelectrónico con el gas noble $_{10}\text{Ne}$.

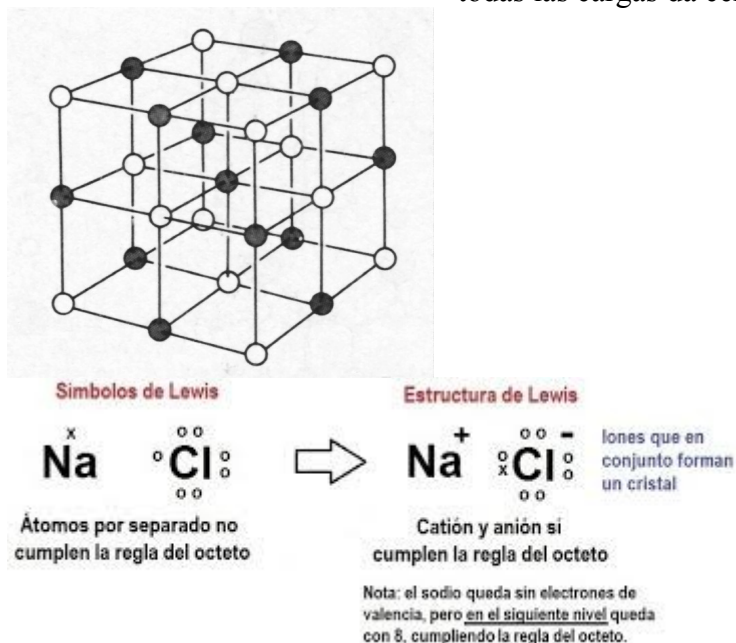
El cloro, un no metal del grupo VIIA, ($_{17}\text{Cl}$), tiene 7 electrones en el tercer nivel, (nivel de valencia), si gana un electrón queda con 18 electrones transformándose en anión cloruro ($_{17}\text{Cl}^-$) isoelectrónico con el gas noble $_{18}\text{Ar}$.

Utilizamos el diagrama de Lewis, en el cual se escribe un punto por cada electrón de valencia alrededor del símbolo atómico (notación electrón-punto).

Al interactuar el átomo de sodio con el de cloro es posible pensar que el átomo de Na le transfiere un electrón al átomo de cloro.

Los iones formados por tener cargas opuestas se atraen eléctricamente entre ellos y se forma así la unión.

Como hay millones de millones de ellos en cualquier muestra, ocurre en forma simultánea la transferencia y se forma una red tridimensional llamada red cristalina iónica (cristal iónico). Cada ion ocupa posiciones fijas en la red sumamente ordenada y están fuertemente atraídos entre ellos. La fórmula mínima es NaCl. La suma total de todas las cargas da cero.



Red cristalina iónica del NaCl

a) Ejercicio: Na₂O (óxido de sodio)

El ${}^8\text{O}$ tiene seis electrones en el segundo nivel, (nivel de valencia) y si el ${}^8\text{O}$ gana 2 electrones queda isoelectrónico con el gas noble ${}^{10}\text{Ne}$.

Cada uno de los dos átomos de sodio le transfieren un electrón al oxígeno.

Realiza el diagrama de Lewis para los átomos y para los iones que en conjunto forman el cristal Na₂O.

b) ¿Qué fórmula tendrá el compuesto formado por ${}^{13}\text{Al}$ y ${}^9\text{F}$? Realiza los diagramas de Lewis correspondientes.

Propiedades de las sustancias iónicas:

- **Conductividad eléctrica.** Fundidos o en solución acuosa conducen la corriente eléctrica. Por este motivo son electrolitos. Esto ocurre porque bajo el influjo de un campo eléctrico los aniones se pueden desplazar al polo + y los cationes al polo- , (a los polos contrarios de sus cargas).

En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, debido a que no se pueden cambiar de lugar en la red y no hay desplazamiento neto de cargas eléctricas.

- **Puntos de fusión y ebullición.** La gran mayoría son sólidos (cristalinos) a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición elevados.
- **Solubilidad.** En general son solubles en agua y en otros solventes polares. Son insolubles en solventes apolares como los derivados del petróleo.

- *Dureza y fragilidad.* Son duros y quebradizos, presentan gran resistencia al rayado, pero si se le aplican fuerzas moderadas se rayan.

Ejemplos: Cloruro de sodio, sulfato de cobre (II), nitrato de plomo.

Enlace covalente

Se llama enlace covalente a la fuerza de atracción entre los átomos y los pares de electrones compartidos.

- Se da entre no metales
- Se comparten electrones.
- Los átomos comparten electrones para formar moléculas.
- Generalmente $\Delta EN < 1,7$

No en todos los enlaces covalentes se comparten por igual los electrones. Podemos distinguir dos tipos: covalente no polar o apolar y covalente polar. Si los dos átomos atraen por igual a los electrones del enlace, el enlace será covalente no polar.

Si un átomo atrae con más fuerza a los electrones del enlace que el otro, el enlace tendrá tanto características de covalente como un cierto carácter iónico y se llama covalente polar.

Necesitamos conocer el concepto de electronegatividad.

Electronegatividad (EN): *la electronegatividad es un número asignado a cada elemento que indica, la fuerza de relativa de atracción que ejerce un átomo sobre los electrones del enlace.*

La escala de electronegatividad que usamos la calculó Linus Pauling.

La electronegatividad en la tabla periódica, aumenta hacia la derecha y hacia arriba, como los gases nobles casi no se combinan, descartamos el grupo VIII A, entonces el elemento más electronegativo es el flúor con un valor de 4,0 y los menos electronegativos son el cesio y el francio con valor de 0,7.

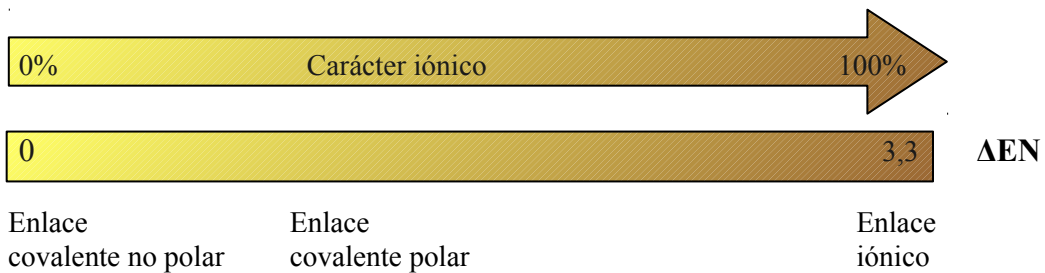
La diferencia de electronegatividad (ΔEN) nos da una idea del tipo de enlace, se calcula restando la electronegatividad más grande menos la más chica.

La menor diferencia de electronegatividad (ΔEN) es cero y la mayor diferencia de electronegatividad (ΔEN) es 3,3.

El valor $\Delta EN = 0$ corresponde a un enlace 100% covalente y

$\Delta EN = 3,3$ corresponde a un enlace puramente iónico. En los valores cercanos a ambos se consideran iguales a cada extremo Los valores intermedios corresponden a enlaces covalentes en los cuales va aumentando la polaridad (covalente polar).

ΔEN	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6
% carácter iónico	0	0,5	1	2	4	8	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47
ΔEN	1,7	1,8	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8	2,9	3,0	3,1	3,2	3,3
% carácter iónico	51	55	59	63	67	70	74	78	79	82	84	86	88	89	91	92	100



Ejemplos de enlace covalente, no polar y polar:

Para representar el enlace covalente, se escribe el diagrama de Lewis para cada átomo y luego se establecen tantos enlaces como electrones desapareados, luego el enlace se puede sustituir por una raya y seguir mostrando los pares de electrones solitarios.

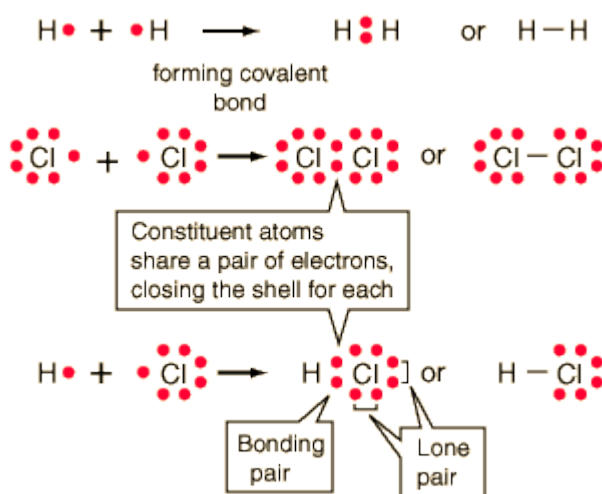
En el gas dihidrógeno (H_2), las moléculas están unidas mediante un enlace covalente no polar. Cada átomo completa el 1° nivel de energía ya que este se llena con 2 electrones.

El par de electrones del enlace se comparte por igual, ya que ambos átomos tienen la misma fuerza para atraer a los electrones.

En la molécula de dicloro (Cl_2), el enlace también es covalente no polar. Además del par de electrones del enlace, cada átomo tiene 3 pares de electrones sin compartir, así quedan ambos átomos rodeados por 8 electrones en el último nivel, como los gases nobles.

En el caso del gas cloruro de hidrógeno (HCl), la EN del H es 2,1 y la electronegatividad del Cl es 3,0, la diferencia de electronegatividad es 0,9, por lo tanto el enlace es covalente polar, es decir el par de electrones del enlace está durante más tiempo más cerca de átomo más electronegativo, el cloro.

Se crea una diferente densidad de carga eléctrica en la molécula, se representa por la letra delta minúscula, δ^+ cerca del H y δ^- cerca del Cl.



Traducción:

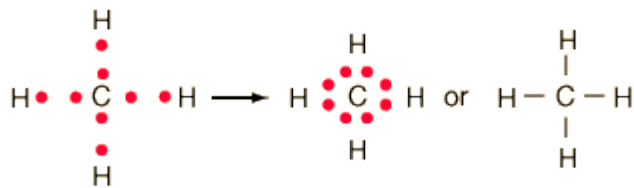
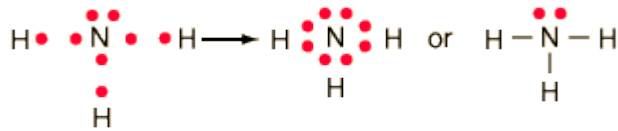
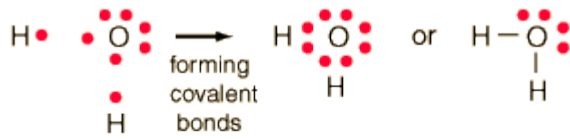
Formación de enlace covalente

Par de electrones del enlace que completan el nivel de valencia de cada átomo

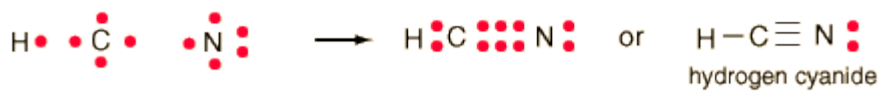
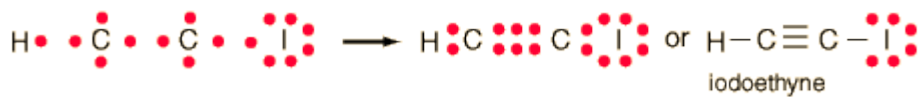
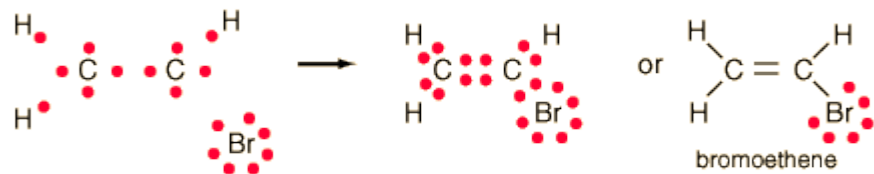
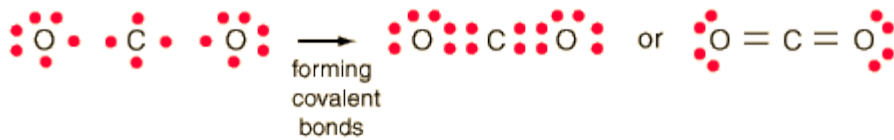
Electrones de enlace

Par de electrones solitarios

Estudia el tipo de enlace en las siguientes moléculas y escribe la fórmula molecular de cada una:



En los casos siguientes se muestran enlaces covalentes dobles y triples.
 En el caso del CO_2 si bien cada enlace es polar, la molécula en total es no polar, pues por la geometría lineal que tiene se anulan los momentos dipolares, (pensar en suma de fuerzas colineales).



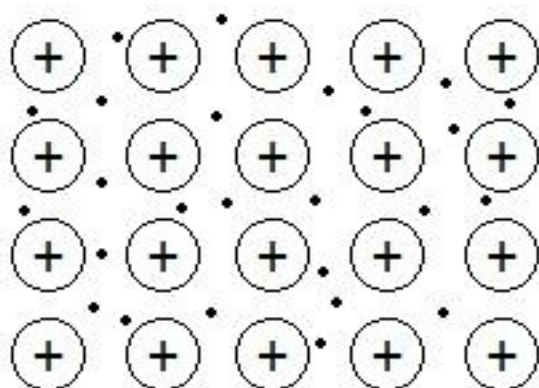
Propiedades de las sustancias covalentes:

- *Conductividad eléctrica.* Sus soluciones no conducen la corriente eléctrica. Tampoco conducen la corriente en estado sólido.
- *Puntos de fusión y ebullición.* Poseen puntos de fusión bajos, (inferior a los 400 °C).
- *Solubilidad.* Su solubilidad se relaciona con la polaridad de las moléculas. Las sustancias polares como la sacarosa, serán solubles en sustancias polares como el agua (pero al contrario de las soluciones de los compuestos iónicos, la solución de sacarosa no conduce la corriente eléctrica). En cambio las no polares como el yodo, son solubles en solventes no polares como el tetracloruro de carbono o el disán. Es decir son no electrolitos
- Son sólidos , líquidos o gases a temperatura ambiente.
Ejemplos: Gases; O₂, N₂, CO₂.
Líquidos; agua, alcohol, anilina
Sólidos; azúcar común (sacarosa), alcanfor, naftaleno, paradiclorobenceno.
- En general sus reacciones son más lentas que la de los compuestos iónicos.

Enlace metálico

Se llama enlace metálico a la fuerza de atracción entre los cationes fijos y los electrones móviles.

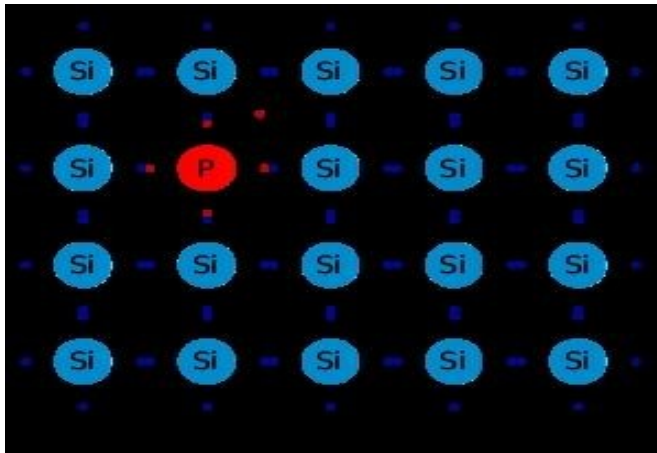
Este enlace se explica por el modelo “Boyas en un mar de electrones”, los átomos metálicos pierden sus electrones de valencia y quedan ubicados en posiciones fijas formando una red tridimensional (boyas), los electrones libres se mueven entre todos ellos (mar de electrones). La estructura en total es eléctricamente neutra.



representan a los
cationes metálicos y los puntos
a los electrones

Los cationes de una red metálica pueden ser sustituidos por otros cationes metálicos de similar tamaño y “la nube de electrones” mantiene la unión entre ellos pues los electrones son todos iguales. Este es el caso de las aleaciones, éstas son soluciones sólidas como el bronce.

Bronce es toda aleación metálica de cobre y estaño en la que el primero constituye su base y el segundo aparece en una proporción del 3 al 20 %. Las aleaciones constituidas por cobre y zinc se denominan propiamente latón. En la actualidad hay aleaciones con los tres metales a la vez: Cu, Sn y Zn.



Representación de una aleación entre Si y P

Propiedades de las sustancias metálicas:

- Son buenos conductores del calor y de la electricidad debido a la movilidad de los electrones de la banda de conducción.
- No se disuelven ni en agua, ni en solventes no polares como el disán o otros derivados del petróleo, pues las fuerzas que mantienen unidos a los cationes y a la nube de electrones son muy intensas.
- Algunos son atacados por ácidos fuertes desprendiendo H_2
- Son maleables (se pueden laminar) y dúctiles (pueden formar hilos).
- Poseen brillo metálico debido al movimiento de los electrones libres.
- Son sólidos a temperatura ambiente, salvo excepciones como el mercurio, el galio, el cesio y el francio.

BIBLIOGRAFÍA

- M.Franco y otros (2010) *“Todo se transforma” Química 3° Año (1°BD)* Ed. Contexto. Mdeo.
 Lahore y otros (2001) *“Química Un enfoque planetario”*. Ed. Monteverde, Mdeo.
 Vila; Romano. (1999) *“Química general Básica 4° Año”*. Ed Monteverde, Mdeo.
 Alegría y otros. (1999, 2005) *“Química I” Polimodal*. Ed Santillana. Bs. As. Impreso Mdeo.
 Atkins, P. (2005) *“Principios de química”*. Ed. Panamericana
 Brown-Lemay-Bursten (2002) *“Química, la ciencia central”*. Ed. Prentice-Hall.
 Kotz,J; Treichel, P; (2003) *“Química y reactividad Química”*. Thompson.
 Páginas de internet