



## UNIDAD N° 3: ENLACES QUÍMICOS

En unidades anteriores se vio que, excepto para los gases inertes (grupo 18), los átomos de todos los elementos manifiestan, en mayor o menor medida, una tendencia natural a unirse entre sí con los átomos de otros elementos. Cada unión particular entre dos átomos recibe el nombre genérico de enlace o unión química.

El enlace entre dos átomos se puede describir de manera general como la intensa fuerza electrostática que resulta del balance entre las fuerzas atractivas y repulsivas que aparecen cuando entre los núcleos de estos átomos existen electrones.

En esta unidad se intentará explicar todos los tipos de enlaces químicos que se pueden presentar, cabe aclarar que en todos ellos los electrones que entran en juego son los electrones de valencia y no los electrones core.

A modo de introducción, estos enlaces son:

### **1. Enlaces iónicos:**

Se presentan cuando la diferencia de electronegatividades (EN) de los elementos es más bien alta. Entonces, cuando se combinan un elemento metal de EN baja y un elemento no metal de EN alta, el enlace entre estos va a ser predominantemente iónico.

### **2. Enlaces covalentes:**

Se presenta cuando la diferencia de electronegatividades es muy chica o nula. Si ambos elementos poseen altas EN, el enlace será predominantemente covalente, nadie cede ni recibe electrones, sino que los mismos se comparten.

### **3. Enlaces metálicos:**

Se presenta cuando los elementos son metales de baja EN, y la diferencia entre ellas es muy chica o nula. Si el enlace se da entre átomos de un metal o átomos de diferentes metales; pero siempre con baja EN, el mismo será predominantemente metálico.

Ahora, antes de arrancar de ello, se va a explicar lo que son las fórmulas químicas, dado que las mismas ayudan a armar los compuestos después de un enlace.

## FÓRMULAS QUÍMICAS

Los químicos utilizan las fórmulas químicas para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos. Composición significa, no sólo los elementos presentes, sino que también, la proporción en la cual se combinan los átomos. Se consideran dos tipos de fórmulas químicas:

### **Fórmulas moleculares**

Una fórmula molecular indica el número exacto de átomos de cada elemento que está presente en la unidad más pequeña de una sustancia: la molécula. Así,  $H_2$  es la fórmula molecular del hidrógeno,  $O_2$ , la del oxígeno,  $O_3$  la del ozono y  $H_2O$  la del agua.

El subíndice numérico indica el número de átomos de cada elemento que están presentes. En el caso del  $H_2O$  no aparece subíndice para el O debido a que sólo hay un átomo de O en una molécula de agua, de esta manera se omite el subíndice "1" de las fórmulas.

### Fórmulas empíricas

La fórmula empírica indica cuales son los elementos que están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos.

Por ejemplo, la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno, usualmente llamado agua oxigenada, es  $H_2O_2$ , por lo tanto, nos indica que una molécula de agua oxigenada tiene 2 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno. La proporción de átomos en esta molécula es 2:2, lo que sería, si se simplifica, 1:1; entonces, la fórmula empírica de esta sustancia es HO.

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más sencillas; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible. En cambio, las fórmulas moleculares son las fórmulas reales de las moléculas.

### ENLACES IÓNICOS

En la unidad anterior se vio que los átomos de los elementos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes; en cambio, los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones. Como regla, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes en los compuestos iónicos, y los más aptos para formar aniones son los halógenos y el oxígeno. En consecuencia, la mayoría de los compuestos iónicos están formados por un metal del grupo 1 y 2, y un halógeno (grupo 17) u oxígeno. La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina enlace iónico.

Justamente, la diferencia de electronegatividades hace que uno de los átomos ceda sus electrones al otro, y de esta manera se formen iones; de ahí el nombre del enlace. Si se observa la nube electrónica formada en el enlace, la misma se achica para el elemento metal, y se agranda la del elemento no metal, como se puede ver en la imagen 4.1.

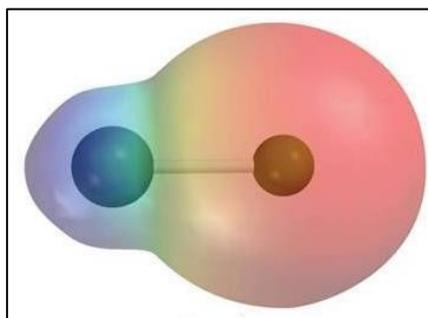


Figura 4.1: Potencial electrostático enlace iónico.  
Fuente: lifeder.com.

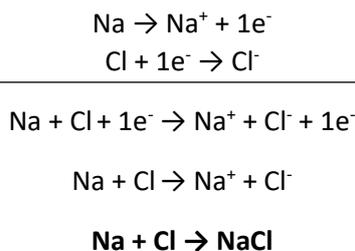
Una regla expresada por Kossel para los compuestos iónicos, indica que los átomos de los elementos perderán o ganarán tantos electrones de valencia como para pasar a tener, como los gases nobles, ocho electrones en su último nivel de energía. Esta regla no siempre se cumple, pero ayuda a deducir y comprender las fórmulas químicas de los compuestos iónicos.

Por ejemplo, en el cloruro de sodio ( $NaCl$ ), en esta unión la diferencia de EN entre los átomos es de 2,23, por lo tanto, el enlace que prevalece es el iónico. Posteriormente se plantean las configuraciones electrónicas de ambos elementos:



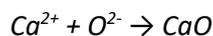
- Átomo de Na:  ${}_{11}\text{Na}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Cation Na:  $\text{Na}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ : Dona su ultimo electrón, y su configuración se iguala a la del gas noble anterior.
- Átomo de Cl:  ${}_{17}\text{Cl}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Anión Cl:  $\text{Cl}^-$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ : Acepta un electrón, y su configuración se iguala a la del gas noble posterior.

Teniendo en cuenta esto, se sabe que:



Otro ejemplo, es la combustión de calcio en oxígeno que produce óxido de calcio:

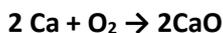
- Átomo de Ca:  ${}_{20}\text{Ca}$ :  $[\text{Ar}] 4s^2$
- Cation Ca:  $\text{Ca}^{2+}$ :  $[\text{Ar}]$ : Dona sus 2 últimos electrones, y su configuración se iguala a la del gas noble anterior.
- Átomo de O:  ${}_{8}\text{O}$ :  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
- Cation O:  $\text{O}^{2-}$ :  $[\text{Ar}]$ : Acepta 2 electrones, y su configuración se iguala a la del gas noble posterior.



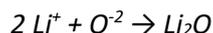
Si se representan con las estructuras de Lewis, quedaría de la siguiente manera:



Esto es lo que sucede con las cargas en cada elemento, pero hay que tener en cuenta que el oxígeno natural es una molécula diatómica, o sea, está formada por dos átomos de oxígeno; "O" no se encuentra en la naturaleza, sino que es "O<sub>2</sub>". Por lo tanto, se modificaría la ecuación anterior de la siguiente manera:



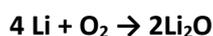
Muchas veces, el cation y el anión no tienen la misma carga, este es el caso de litio cuando se quema con aire, el Li tiene un electrón para dar, pero el O tiene que recibir 2; entonces el enlace se da con 2 átomos de Li y 1 átomo de O. Formando Li<sub>2</sub>O. La ecuación sería:



Usando las representaciones de Lewis, quedaría:



Si se balancea, queda de la siguiente manera:





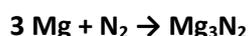
Un caso un poco más difícil es cuando el magnesio reacciona con el nitrógeno para formar nitruro de magnesio. El Mg puede donar 2 e<sup>-</sup>, en cambio el N necesita 3 e<sup>-</sup>, ambos aniones son: Mg<sup>+2</sup> y N<sup>-3</sup>. Entonces se deben usar 3 átomos de Mg, donde en total se donan 6 e<sup>-</sup>, con 2 átomos de N, para que en total se reciban 6 e<sup>-</sup>, como se ve en la siguiente ecuación:



Si se representan por medio de Lewis, se obtendría algo así:



Teniendo en cuenta que el N molecular también es diatómico, los dos átomos de N que se necesitan se obtienen con una molécula del N atmosférico, o sea, natural. Entonces la ecuación de esta reacción es la siguiente.



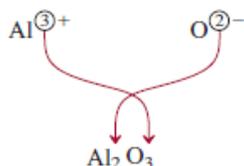
### Fórmulas de los compuestos iónicos

Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas, debido a que los mismos no están formados por unidades moleculares discretas.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula tiene que ser igual a cero. Si la carga de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión. Si las cargas son iguales no hay subíndices.

Para ello, se muestran los siguientes ejemplos:

- Bromuro de potasio: se combinan el anión bromuro Br<sup>-</sup> con el catión potasio K<sup>+</sup>. como sus cargas son las mismas, pero opuestas, la suma de estas es igual a cero y la fórmula de la sustancia es KBr.
- Yoduro de zinc: el catión zinc Zn<sup>2+</sup> se combina con el anión I<sup>-</sup>. Como las cargas no son iguales, al I se le pone de subíndice 2, y al Zn, 1. Entonces la fórmula es ZnI<sub>2</sub>. Cuando se suman las cargas quedaría: 2(-1) + 1(+2) = 0
- Óxido de aluminio: el catión Al<sup>3+</sup>, se une con el anión O<sup>2-</sup>. Este caso las cargas como son iguales tampoco, entonces se vuelve a aplicar la regla:



Nuevamente, se si suman las cargas quedará: 2(+3) + 3(-2) = 0.

### Número de oxidación en los elementos de los compuestos iónicos

El número de oxidación de un elemento que compone una sustancia, se construye teniendo en cuenta las electronegatividades de los elementos unidos y el número de electrones comprometidos en el enlace. Su expresión es un número precedido del signo “+” o “-”, al elemento más electronegativo se lo otorga el signo “-”, mientras que al menos electronegativo,

el signo "+". El número detrás del signo indica la cantidad de electrones ganados o perdidos por cada uno de los elementos.

Básicamente, el número de oxidación es un concepto similar al de electrones de valencia. Dado que los electrones de valencia son los electrones que se ponen en juego en un enlace, los mismos se pueden ganar, perder o compartir. La valencia, a diferencia del número de oxidación, no tiene signo. En cambio, en el número de oxidación se observa si esos electrones de valencia se ganan o se pierden, y se le asigna su correspondiente signo.

### Compuestos iónicos

Como ya se sabe, un compuesto iónico está formado por un metal y un no metal que se transfieren electrones entre ellos hasta que ambos elementos logran la estabilidad de gas noble. Esta transferencia se hace desde los metales (cationes) hacia los no metales (aniones). Lo que todavía no se dijo, es que, en realidad, los enlaces iónicos no forman moléculas, sino que forman cristales iónicos con una estructura tridimensional regular, formados por el catión y el anión que se intercalan, como se muestra en la figura 4.2.

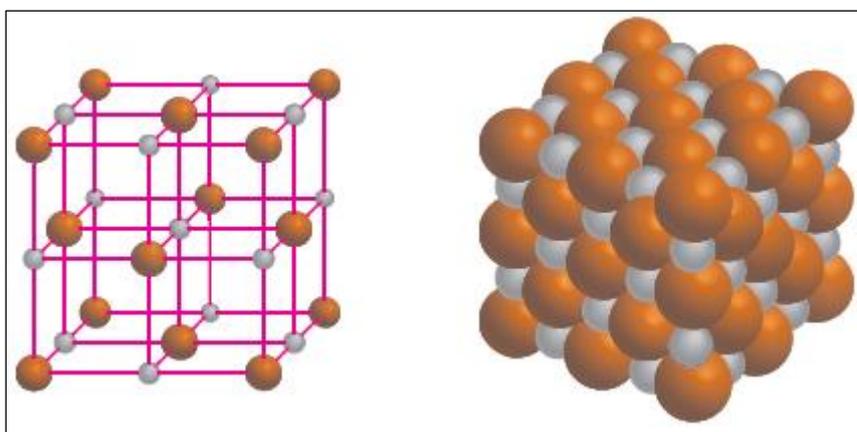


Figura 4.2: Estructura del NaCl.  
Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Justamente por esto, y debido a sus grandes fuerzas de atracción entre los iones, los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, y tienen puntos de ebullición y de fusión altos, dado que se requiere de mucha energía para poder separarlos. Esto lleva también a que sean cristales duros.

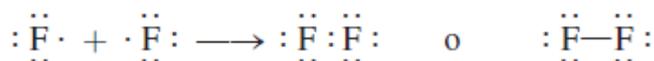
Son eléctricamente neutros en su estado sólido y son malos conductores de la electricidad, situación que se revierte cuando se los disuelven en agua, dado que en la disolución el cristal iónico se separa en cationes y aniones que comienzan a moverse libremente. Como son solubles en agua también lo son en el resto de los solventes polares.

### ENLACES COVALENTES

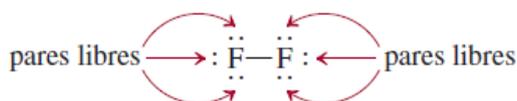
El enlace covalente es la fuerza de atracción entre dos átomos que comparten electrones, y se da justamente cuando la diferencia de las electronegatividades de los átomos que intervienen es muy chica o nula, entonces no puede esperarse que uno de ellos le transfiera electrones al otro, por lo tanto, los comparten. Este tipo de enlace se da entre átomos de elementos no metálicos, sin importar las EN, o entre átomos de elementos metálicos y no metálicos con EN parecidas. Luego se verá que el número de electrones compartidos puede deducirse por la regla del octeto, que fue enunciada por Lewis.

Para simplificar, el par de electrones compartidos se representa con una línea entre los dos átomos intervinientes. De esta manera el enlace covalente de una molécula de hidrógeno se escribe como H – H. En el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos. Esta atracción mantiene unidos los dos átomos de hidrógeno en la molécula H<sub>2</sub>, y es la responsable de la formación de este tipo de enlaces en otras moléculas.

Si se observa la molécula de flúor, F<sub>2</sub>; cada átomo de F contiene 7 electrones de valencia, y de acuerdo al diagrama de Lewis sólo hay un electrón no apareado y, justamente, este es el que se comparte, como se observa a continuación:



En este diagrama, se puede observar que sólo participan dos electrones de valencia, y son los desapareados de cada átomo. Los demás, electrones no enlazantes, se llaman pares libres, es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de F tiene tres pares libres de electrones, como se muestra a continuación.



### Estructura de Lewis

Las estructuras con las que se representan los compuestos covalentes se conocen como estructuras de Lewis. La misma se trata de una representación de un enlace covalente, donde los pares de electrones compartidos se indica con líneas o como parece de puntos entre los átomos, y los pares libres se indican como pares de puntos alrededor de cada átomo. Por ejemplo, la molécula de H<sub>2</sub>O sería:



En este caso, el átomo de oxígeno tiene dos pares libres, en tanto que el átomo de hidrógeno carece de ellos, dado que el único electrón que tiene participa del enlace.

### **Regla del octeto:**

Si se observan, en los ejemplos anteriores, los átomos de F y O adquieren la configuración de gas noble en las moléculas de F<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O al compartir electrones:



La formación de estas moléculas ilustra la regla del octeto, la cual dice: un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual complete su octeto. Para el hidrógeno, el requisito es que obtenga la configuración electrónica del helio, o sea, un total de dos electrones.

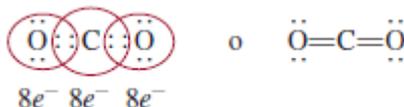
Teniendo en cuenta esto, los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes.

### 1. Enlaces sencillos:

Dos átomos se unen por medio de un par de electrones. Es el caso de los ejemplos presentados con anterioridad.

### 2. Enlaces dobles:

Dos átomos comparten dos pares de electrones. Tal es el caso del dióxido de carbono:



### 3. Enlaces triples:

Dos átomos comparten tres pares de electrones, como pasa con la molécula de  $\text{N}_2$ .



Tanto los enlaces dobles como triples, se denominan de forma genérica, enlaces múltiples.

## Enlaces covalentes polares y apolares

No todos los enlaces covalentes presentados son idénticos.

### 1. Enlaces covalentes apolares

Los átomos de un no metal se unen entre sí por medio de un enlace covalente puro, o 100% covalente, o como también se denomina enlace covalente apolar.

Como la diferencia de EN entre los átomos es nula, los electrones se comparten por igual entre ambos átomos. La nube electrónica es así compartida simétricamente, esto es, la densidad electrónica sobre el enlace está homogéneamente distribuida, como se puede observar en la figura 4.2, con lo que se dice que este tipo de enlaces no tienen carácter polar.

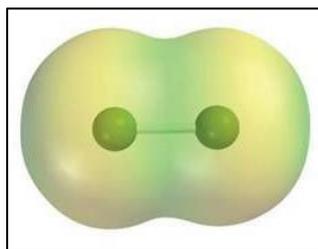


Figura 4.2: Potencial electrostático enlace covalente apolar.

Fuente: lifeder.com.

### 2. Enlaces covalentes polares

El enlace covalente entre átomos de diferentes elementos no es totalmente covalente, y se denomina enlace covalente polar. En estos casos el átomo de mayor electronegatividad tiene mayor capacidad de atraer hacia él los electrones compartidos, lo que resulta que sobre este átomo exista mayor densidad de nube electrónica. Por el contrario, el átomo de menor EN tiene menor capacidad para atraer los electrones compartidos, y como consecuencia, su nube electrónica está empobrecida, como se muestra en la figura 4.3.

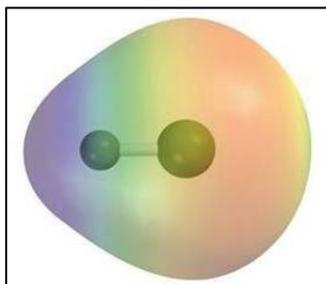


Figura 4.3: Potencial electrostático enlace covalente polar.

Fuente: lifeder.com.

Cabe aclarar, que, si bien hay una diferencia entre las densidades electrónicas entre ambos átomos, la misma no es tan marcada como en el caso de los enlaces iónicos.

### **Número de oxidación de los elementos unidos por enlaces covalentes**

Como ya se mencionó, en la formación de un enlace covalente pueden darse dos situaciones diferentes: enlace polar y no polar.

Entonces, si se forma un enlace apolar, es decir, se unen dos átomos del mismo elemento no metálico, la EN de ambos es la misma, ningún átomo atrae los electrones más que el otro, entonces, el número de oxidación resulta igual a cero.

Por ejemplo:  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ ,  $H_2$ ; en todos estos casos, el número de oxidación de los átomos es igual a cero.

En cambio, cuando se forma un enlace polar, el átomo del elemento no metálico tiene una EN un poco mayor que el elemento metálico, por lo tanto, tiende a atraer un poco los electrones compartidos. En estos casos, se procede como si fuese un enlace iónico, al elemento más EN se le asigna un número de oxidación negativo igual a la cantidad de electrones compartidos. Mientras que, al metal, elemento menos electronegativo, se le asigna un número de oxidación positivo de igual cantidad que los electrones compartidos.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, se forma por un enlace polar, dado que el Cl es el más EN, se le asigna un número de oxidación igual a -1, y al H igual a +1. La molécula del agua presenta dos enlaces covalentes polares H – O – H; el H es el menos EN y cada átomo comparte un par electrónico, entonces, su número de oxidación es +1; en cambio, como se puede ver, el O comparte un par electrónico con cada H, por lo tanto, su número de oxidación es igual a -2.

Cabe destacar, que igual que para los enlaces iónicos, a la hora de armar la fórmula molecular de la sustancia, cuando los mismos tienen los mismos números de oxidación, se escriben los símbolos de los elementos sin subíndices; mientras que para las moléculas formadas por átomos de distinto número de oxidación, el número de oxidación de uno es el subíndice del otro, y viceversa.

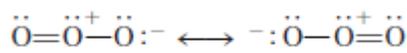
### **Resonancia**

Se denomina estructura de resonancia a cada estructura de Lewis de una molécula que no se puede representar con una sola estructura.

Por ejemplo, al dibujar la estructura de Lewis del ozono ( $O^3$ ) se satisface la regla del octeto para el átomo central porque se coloca un enlace doble entre este átomo y uno de los dos átomos de O externos. De hecho, el enlace doble se puede colocar en cualquier extremo de la molécula, como se muestra en estas dos estructuras de Lewis equivalentes:



Para cumplir con la discrepancia de donde se ubica el doble enlace, para representar la molécula del ozono, se escriben las dos estructuras como se muestra a continuación:



Cada una de estas estructuras se conoce como estructura de resonancia, y la doble flecha señala que las estructuras mostradas son estructuras de resonancia.

El error más frecuente sobre el concepto de resonancia es creer que una molécula como el ozono cambia rápidamente de una a otra estructura. Incluso, en realidad ninguna de las estructuras de resonancia representa a la molécula, esta tiene su propia estructura estable única. La resonancia es una invención humana, diseñada para indicar limitaciones de estos modelos de enlace.

El ion carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ ; y el benceno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , también son ejemplos de esta.

### Compuestos covalentes

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos covalentes se denominan compuestos moleculares, dado que estos si forman moléculas, las cuales posteriormente se van uniendo entre si para formar la sustancia, como se muestra en la figura 4.5.

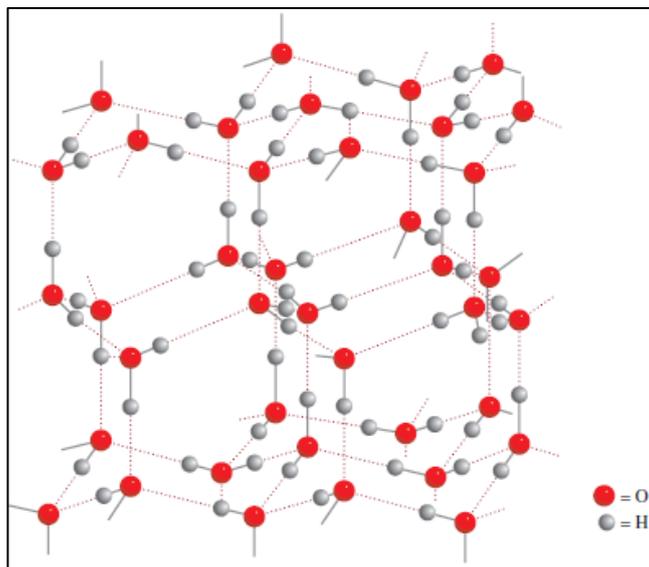


Figura 4.5: Estructura del hielo.  
 Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Por lo tanto, en los compuestos covalentes existen dos tipos de fuerzas de atracción, una de ellas es la fuerza intramolecular, que es la que mantiene unidos a los átomos de una molécula, la otra, es la fuerza intermolecular, que es la que opera entre las moléculas. Como las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las que mantienen unidos a los átomos, las moléculas del compuesto se unen con menos fuerza. Como consecuencia, los compuestos covalentes casi siempre son gases o líquidos, existen algunos sólidos, pero con un punto de fusión muy bajo comparado a los sólidos iónicos.

No son fácilmente solubles en agua, los compuestos covalentes polares si lo hacen, pero hasta cierto punto, incluso, una vez disueltos no conducen la electricidad dado que no están formados por electrolitos, o sea, no hay iones presentes. El resto de los compuestos son solubles en solventes apolares.

Otras propiedades que lo diferencian de los compuestos iónicos, es que los compuestos covalentes suelen ser blandos y flexibles. Además, no son tan reactivos como los iónicos.

### ENLACES METALICOS

Son enlaces entre átomos del mismo elemento metálico. Cabe aclarar que átomos del mismo elemento metálico no forman un enlace covalente puro, el enlace covalente puro se da con átomos del mismo elemento, pero no metálico.

Gracias a este enlace los metales logran estructural sumamente compactas, sólidas y resistentes, dado que los núcleos de los átomos se juntan a tal extremo, que comparten sus electrones de valencia.

En un enlace de este tipo, lo que ocurre es que los electrones abandonan sus órbitas alrededor de su núcleo atómico cuando éste se junta con otro, y comienzan a girar alrededor de los dos. Des esta manera las cargas positivas y negativas mantiene su atracción, sujetando firmemente al conjunto atómico y alcanzando márgenes de dureza, compactación y durabilidad, que son típicas de las barras de metales.

#### Teoría del mar de electrones

La teoría del mar de electrones también llamada teoría de la nube electrónica o del electrón libre, propone a los cristales metálicos como estructuras formadas por los cationes core del metal, en posiciones fijas, entre ellos los electrones de valencia se trasladan deslocalizadamente, esto es, por todo el cristal metálico, sin pertenecer a ningún átomo en especial. El conjunto de los electrones deslocalizados se comporta como una verdadera nube de electrones o, como también se denomina, como un gas de electrones.

Los electrones de valencia se encuentran, como se dijo, en continuo movimiento de traslación desordenado, caótico, hacia toda dirección y sentido. La presencia de estos electrones que no pertenecen a ningún átomo en sí, sino a todos los cationes del cristal, anula prácticamente las fuerzas repulsivas de los cationes y se incrementa la estabilidad del sistema.

En la figura 4.4, se muestra como esta formado un cristal de cobre.

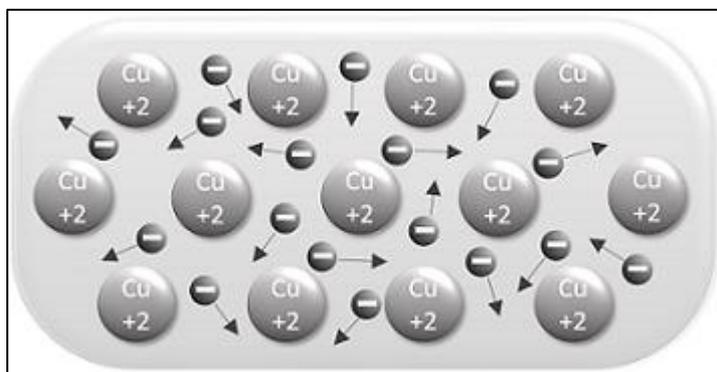


Figura 4.4: Enlace metálico de cobre.

Fuente: química.net.



En el misma se puede observar como los cationes de  $\text{Cu}^{+2}$ , forman la estructura de un cristal, mientras los electrones de valencias de estos, que serían los donados en un enlace iónico, se mueven por toda la estructura.

### **Compuestos metálicos**

Como ya se mencionó son compuestos formados por altas fuerzas de atracción entre los cationes del metal y los electrones de valencia. Sus propiedades son las típicas de los metales, como la solidez, dureza, e incluso maleabilidad y ductilidad.

Desde el punto de vista de la conducción, son perfectos conductores del calor y de la electricidad, esto se debe básicamente a los electrones moviéndose deslocalizadamente alrededor de los cationes metálicos. Y justamente, por esta razón, los metales brillan, dado que toda energía lumínica que los impacta es repelida por este tipo de enlace.

Los enlaces metálicos son frecuentes en el mundo de los metales, por lo que cualquier elemento metálico puro es un perfecto ejemplo de ellos. Como cualquier masa pura de: plata (Ag), oro (Au), cadmio (Cd), hierro (Fe), níquel (Ni), cobre (Cu), plomo (Pb), aluminio (Al), entre otros.

### **REGLAS PARA REPRESENTACIONES DE LEWIS**

Para finalizar con la unidad, se va a detallar como se arma una representación de Lewis. Aunque la regla del octeto y las estructuras de Lewis no dan una visión completa del enlace covalente, son de gran utilidad para representar los enlaces en muchos compuestos y explicar las propiedades y reacciones de las moléculas.

Los pasos básicos para realizarla son:

1. Escribir la estructura fundamental del compuesto mediante símbolos químicos para mostrar qué átomos están unidos entre sí. Para compuestos sencillos, esto es relativamente fácil. Para compuestos complejos, se debe tener más información o hacer algunas predicciones razonables. En general, el átomo menos electronegativo ocupa la posición central.

2. Contar el número total de electrones de valencia presentes, y si fuese necesario, utilizar la figura 3.9.

a. En aniones poliatómicos (que tienen más de un átomo) se suma el número total de cargas negativas. Por ejemplo, en el ion carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ , se añaden dos electrones porque la carga 2- indica que hay 2 electrones adicionales, además de los que aportan los átomos.

b. En los cationes poliatómicos se restan el número de cargas positivas del total. Por ejemplo, en el catión amonio,  $\text{NH}_4^+$ , se tiene que restar un electrón al total, dado que la carga es 1+.

3. Dibujar un enlace covalente sencillo entre el átomo central y cada uno de los átomos que lo rodean.

4. Completar los octetos de los átomos enlazados al átomo central. (Tener en cuenta que la capa de valencia del átomo de hidrógeno se completa con sólo dos electrones). Los electrones pertenecientes al átomo central o a los átomos que lo rodean deben quedar representados como pares libres si no participan del enlace. El número total de electrones es el que se determinó en el paso 2.

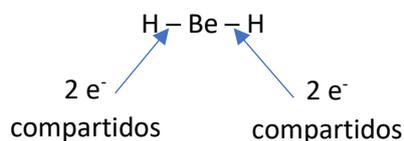
5. Si después de completar los pasos, el átomo central tiene menos de 8 electrones, se trata de formar enlaces dobles o triples entre el átomo central y los átomos que lo rodean, utilizando los pares libres de los átomos circundantes para completar el octeto del átomo central.

### **Excepciones reglas del octeto**

Si bien, la regla del octeto es muy útil para entender cómo se forman los enlaces, la misma se aplica principalmente a los elementos del segundo período. Las excepciones a la regla del octeto caen en tres categorías que se distinguen por un octeto incompleto, un número impar de electrones o más de ocho electrones de valencia alrededor del átomo central.

#### **1. Octeto incompleto:**

En algunos compuestos, el número de electrones que rodean al átomo central de una molécula estable es inferior a 8. Esto sucede, por ejemplo, con la molécula del hidruro de berilio,  $\text{BeH}_2$ . El berilio es un elemento del grupo 2 y del segundo período, su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2$ ; tiene dos electrones de valencia en el orbital  $2s$ . Ahora, la estructura de Lewis para el  $\text{BeH}_2$  es:

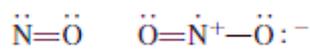


Como se observa, sólo 4 electrones rodean al átomo de Be, y no hay forma de satisfacer la regla del octeto para el berilio en esta molécula.

Los elementos del grupo 13, en particular el boro y el aluminio, también tienen a formar compuestos cuyos átomos se rodean de menos de 8 electrones.

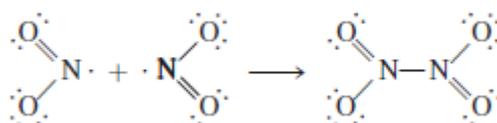
#### **2. Moléculas con un número impar de electrones:**

Algunas moléculas contienen un número impar de electrones. Entre ellas se encuentra el óxido nítrico (NO) y el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ):



En ambos casos, el N se queda con 7 electrones, entre los suyos y los compartidos. Esto muestra que en los átomos de estas moléculas queda un electrón desapareado y que, por lo tanto, la regla del octeto no se cumple.

Las moléculas con un número impar de electrones se suelen llamar radicales. Muchos radicales son altamente reactivos. La razón es que el electrón desapareado tiende a formar enlaces covalentes con un electrón desapareado de otra molécula. Por ejemplo, cuando dos moléculas de dióxido de nitrógeno chocan, forman el tetraóxido de dinitrógeno en el cual la regla del octeto se satisface para los átomos de N y de O.





### 3. Octeto expandido:

Los átomos de los elementos del segundo período no tienen más de ocho electrones de valencia alrededor del átomo central, pero los átomos de los elementos del tercer período, de la tabla, en adelante forman algunos compuestos en los que hay más de 8 electrones alrededor del átomo central. Esto sucede porque además de los orbitales  $3s$  y  $3p$ , los elementos tienen orbitales  $3d$ , que también pueden formar enlaces, son estos orbitales los que permiten que un átomo forme un octeto expandido.

Entre los compuestos que forman este tipo de octeto se encuentra el hexafluoruro de azufre. La configuración electrónica del azufre es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . En el  $\text{SF}_6$ , cada uno de los seis electrones de valencia del azufre forma un enlace covalente con un átomo de flúor, de tal forma que hay doce electrones alrededor del átomo central de azufre.

