

## El enlace covalente en las moléculas

Las moléculas son conjuntos de átomos que se encuentran unidos a través de enlaces químicos denominados covalentes.

El enlace covalente es aquel en el que dos átomos comparten pares de electrones; de esta manera, los átomos adquieren la configuración externa que predice la Teoría del Octeto: ocho o dos electrones.

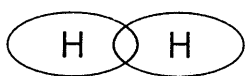
### Enlace covalente no polar

Un ejemplo de enlace covalente es el de la molécula de hidrógeno. El átomo de hidrógeno tiene un solo electrón en su único nivel, por lo que tenderá a adquirir la estructura electrónica del helio. Para que cada átomo de hidrógeno adquiera una estructura estable, los dos átomos compartirán sus electrones.

La notación que propuso Lewis consiste en escribir el símbolo de cada elemento rodeado de tantos puntos o cruces como electrones posea, en el último nivel electrónico, el átomo en cuestión.

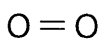
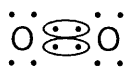
La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace. El químico estadounidense Linus Pauling (1901-1994) logró establecer, a mediados de este siglo, una escala de electronegatividades, que abarca desde 0,7 hasta 4. La diferencia de electronegatividades entre dos átomos permite predecir qué tipo de enlace se establecerá entre ellos. Para hallar la diferencia de electronegatividades de dos elementos se le resta la menor a la mayor. Para valores menores que 2, el enlace será covalente.

Al tratarse de dos átomos del mismo elemento, no hay diferencia de electronegatividades. Esto implica que cada uno de los átomos ejerce la misma atracción sobre el par de electrones y este estará, en promedio, a igual distancia de ambos núcleos.



La región sombreada representa la zona de mayor probabilidad de encontrar el par electrónico.

El caso del hidrógeno es un ejemplo de enlace simple, pues en él se comparte un par de electrones; pero los enlaces covalentes también pueden ser dobles o triples, según se compartan dos o tres pares de electrones.



El átomo de oxígeno tenderá a adquirir la configuración electrónica del neón por tener seis electrones en su último nivel. En este caso, se forma un doble enlace.

El átomo de nitrógeno deberá adquirir la configuración electrónica del neón por tener cinco electrones externos. Aquí se forma un triple enlace.

En los ejemplos anteriores se formaron moléculas biatómicas, constituidas por un mismo tipo de átomos. En todos estos casos, las cargas positivas correspondientes a los núcleos y las cargas negativas correspondientes a los electrones están distribuidas en forma simétrica en la molécula. Se dice que estas moléculas son *no polares*.



Molécula de hidrógeno según la notación de Lewis.

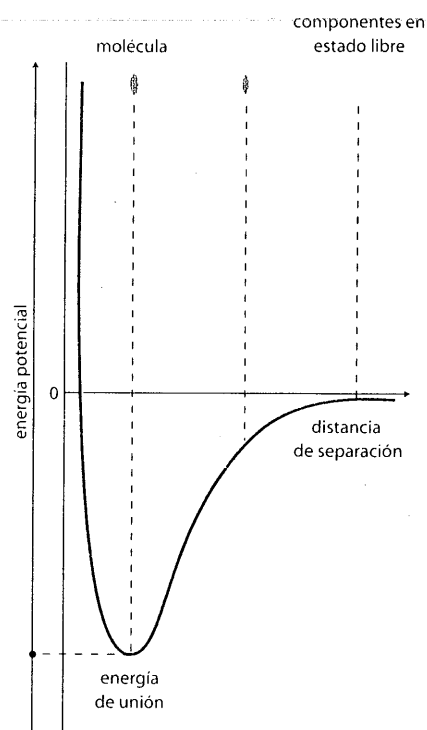


Molécula de hidrógeno según la fórmula desarrollada.



Molécula de hidrógeno según la estructura tridimensional.

Tres representaciones diferentes de la molécula de hidrógeno.



El gráfico muestra que la energía que posee la molécula formada es menor que la de los átomos componentes en estado libre; dicha energía se denomina *energía de unión*. Por esta razón, la formación de un enlace químico es siempre un proceso que libera energía.

## Enlace covalente polar

Cuando dos átomos que se unen en forma covalente tienen distinta electronegatividad, se forma un enlace covalente polar. Por ejemplo, en el cloruro de hidrógeno (HCl), la diferencia de electronegatividades es 0,9, ya que la electronegatividad del cloro es 3 y la del hidrógeno es 2,1.

En estos casos, los electrones enlazantes se ubican, en promedio, más cerca del átomo más electronegativo, en este caso, el cloro. De este modo, la distribución de cargas positivas y negativas dentro de la molécula no es simétrica. La molécula puede representarse como un dipolo eléctrico, es decir, una zona con carga positiva y otra zona con carga negativa:



Otro ejemplo de enlace covalente polar es el que se establece en la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF). En este caso, la diferencia de electronegatividades es de 1,9, pues la electronegatividad del flúor es 4. La electronegatividad del flúor, mayor que la del hidrógeno, hace que el primero atraiga hacia sí al par de electrones. Por lo tanto, existe una zona con carga negativa sobre el átomo de flúor y otra con carga positiva sobre el hidrógeno:



## Enlace covalente coordinado

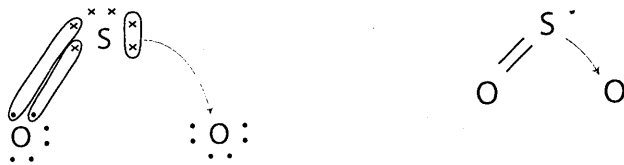
El enlace covalente se llama *coordinado* cuando uno solo de los átomos aporta el par de electrones que se comparte y sigue conservando ocho electrones en su nivel electrónico externo.

Por ejemplo, si se analiza el dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>):

electronegatividad del oxígeno:	3,5
electronegatividad del azufre:	2,5
diferencia de electronegatividades:	1

se concluye que este enlace es covalente.

Si bien en los esquemas los enlaces común y coordinado se representan de diferente manera, en realidad, las uniones del átomo de azufre con los dos átomos de oxígeno son iguales.



En esta molécula hay un enlace covalente doble y uno coordinado.

## La geom

Cón la  
rencia a la  
las.

En las r  
mos, se p  
central y l  
los pares c  
involucrad  
tes, los át  
res de ele  
repulsione

La geo  
do el núm  
tral. Se llau  
trones de t  
mo se dist  
compartid  
central, d  
se muestr

La pol  
dos átom  
de la geom

Por ej  
(CO<sub>2</sub>), la  
l y se esta  
sobre los  
no. Como  
polo es co  
pesar de  
cula resul

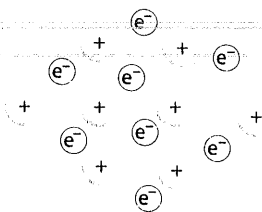
En el  
se de la  
La molécul  
además.

## El enlace metálico

Entre los enlaces químicos que no forman moléculas también se encuentra el enlace metálico.

La mayoría de los elementos metálicos se encuentran en la naturaleza formando compuestos iónicos (carbonatos, halogenuros, óxidos, fosfatos, silicatos, sulfuros y sulfatos). También se hallan disueltos en agua como cationes. En la corteza terrestre se encuentran como metales nativos: la plata, el oro, el bismuto, el cobre, el paladio y el platino.

Los metales forman una red cristalina cuyos "nudos" están constituidos por los cationes. Los electrones de enlace están deslocalizados, se desplazan entre los cationes en distintas direcciones. De ello resulta una estructura de iones positivos que parecen estar inmersos en un "mar de electrones". La fuerza de cohesión entre esos cationes y los electrones deslocalizados forma un tipo de enlace entre átomos que se denomina *enlace metálico*.

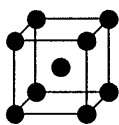


Red metálica de un sólido.

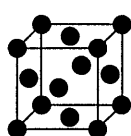
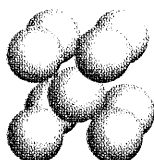
La red cristalina más frecuente de los metales es la hexagonal compacta. La poseen, entre otros: el magnesio (Mg), el cobalto (Co), el cinc (Zn), el cadmio (Cd) y el aluminio (Al).

Otras estructuras posibles son:

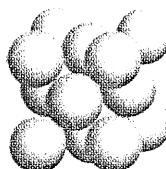
- La estructura cúbica centrada en el cuerpo, como, por ejemplo, la del litio (Li), el sodio (Na), el potasio (K), el cromo (Cr) y el hierro (Fe).
- La estructura cúbica centrada en las caras, como la del calcio (Ca), el níquel (Ni), el platino (Pt), el cobre (Cu) o la plata (Ag).
- La estructura tetragonal, que es la del indio (In) y la del estaño (Sn).
- La estructura cúbica, como la del manganeso (Mn).
- La estructura ortorrómbica, que es la del galio (Ga).
- La estructura romboédrica, que es la del mercurio (Hg).



Estructura cúbica centrada en el cuerpo.



Estructura cúbica centrada en la cara.



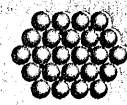
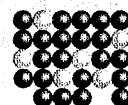
Esquema de dos tipos de redes cristalinas metálicas.

... de los metales. Los metales son aquellos elementos que se encuentran en la corteza terrestre en estado nativo. Los metales se caracterizan por ser buenos conductores de la electricidad y del calor, por tener un brillo característico y por ser dúctiles y maleables. Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de minerales y se extraen mediante procesos de refinación.

Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de minerales y se extraen mediante procesos de refinación.

Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de minerales y se extraen mediante procesos de refinación.

Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de minerales y se extraen mediante procesos de refinación.



Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de minerales y se extraen mediante procesos de refinación.

## El enlace iónico

Entre los enlaces químicos que no forman moléculas se encuentra el enlace iónico, que es la fuerza electrostática que mantiene unidos a los iones que forman un compuesto.

Los iones son partículas cargadas eléctricamente. Según su carga, los iones pueden clasificarse en cationes y aniones. Los cationes son iones de carga positiva, pues provienen de átomos neutros que perdieron electrones; en tanto que los aniones son de carga negativa, pues provienen de átomos que ganaron electrones. En ambos casos, la pérdida o la ganancia de electrones conduce a una estructura electrónica de gas noble, de acuerdo con la Teoría del Octeto. Los átomos con baja energía de ionización forman cationes y los de alta energía de ionización, aniones.

Entre cationes y aniones se produce una fuerza electrostática de atracción, pero entre cationes y cationes o entre aniones y aniones se produce una fuerza de repulsión. En ambos casos, las fuerzas son directamente proporcionales a las cargas e inversamente proporcionales al cuadrado de las distancias que las separa. Por lo tanto, a grandes separaciones entre las cargas, la fuerza resulta prácticamente nula.

En los compuestos iónicos, los cationes y los aniones se disponen alternadamente en forma ordenada. De esta manera, como los iones de distinto signo están más cercanos entre sí que los del mismo signo, las fuerzas de atracción son superiores a las de repulsión.

Como un determinado ion es atraído por todos los iones de signo opuesto, el enlace iónico involucra a todos los iones presentes en el compuesto. A diferencia de lo que sucede en los compuestos covalentes, el enlace iónico no forma uniones localizadas. En los compuestos iónicos no existen moléculas.

Si la diferencia de electronegatividades entre dos átomos es mayor o igual que 2, se puede predecir que se formará un enlace iónico.

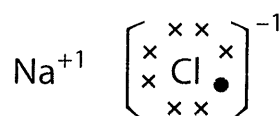
Por ejemplo, si se analiza la sal de mesa, es decir, el cloruro de sodio (NaCl):

electronegatividad del cloro:	3,0
electronegatividad del sodio:	0,9
diferencia de electronegatividades:	2,1

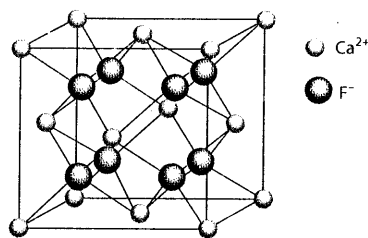
se verifica que se formarán iones.

Los átomos de sodio, que tienen un electrón en su último nivel, tenderán a perderlo y permanecerán con la misma configuración electrónica del neón. Además, quedarán con carga positiva, porque al conservar once protones y diez electrones, el resultado en carga neta será +1 y la notación es  $\text{Na}^+$ . Estos átomos se transformaron en cationes.

Los átomos de cloro, que tienen siete electrones en su último nivel, tenderán a ganar un electrón y permanecerán con la configuración del argón. Además, quedarán con carga negativa, ya que, como tienen diecisiete protones y dieciocho electrones, la carga será -1, que se anota  $\text{Cl}^-$ . Estos átomos se convirtieron en aniones.



Gilbert N. Lewis ideó una notación para representar enlaces. Cada átomo se representa con su símbolo y a su alrededor se colocan tantos puntos o cruces como electrones hay en su nivel externo, también llamados *electrones de valencia*.



**Estructura cristalina del fluoruro de calcio.** Los iones forman una red cristalina en el espacio.

## El enla

Entre  
cuenta el

La ma  
formando  
silicatos, s  
tiones. En  
ta, el oro.

Los mo  
por los ca  
zan entre  
tura de ion  
nes". La fu  
zados form  
tático.

## Red metálica

La red  
ta. La pose  
el cadmio

Otras e

- La es

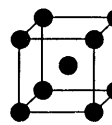
- La es

- La es

- La es

- La es

- La es



Estructura c

Esquema d