

APUNTES DE ENLACE QUÍMICO 4º ESO

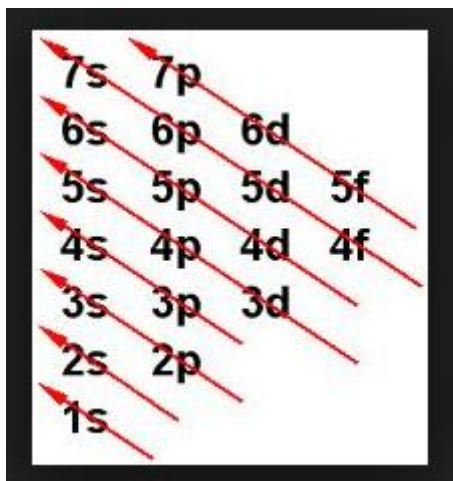
1. ¿Por qué se produce?

En la naturaleza existen algunas sustancias como el Ne, que se encuentran en forma de átomos, otras como el O₂ en forma de molécula y otras como el NaCl en forma de cristal iónico. Son solamente algunos ejemplos de lo que podemos encontrar al observar las sustancias que nos rodean.

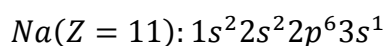
Si elegimos uno de los ejemplos, por ejemplo la molécula de O₂, podemos preguntarnos por qué existe en esa forma (la unión de dos átomos de oxígeno que forma la molécula) y no como átomos de oxígeno separados, O.

La razón por la que los átomos tienden a unirse de forma natural reside en un principio fundamental en física: alcanzar el estado de energía más baja posible. En el ejemplo podemos afirmar que la energía de una molécula de O₂ es menor que la de los dos átomos de oxígeno por separado. En este tema se estudiará de qué forma podemos analizar cada uno de los enlaces que se producen.

2. Una herramienta fundamental: la configuración electrónica.



El diagrama de la imagen es el conocido como diagrama de Moeller, y sirve para realizar de forma correcta la configuración electrónica de cualquier átomo. Por ejemplo:



Recordemos que las configuraciones electrónicas sirven para clasificar los elementos en grupos y periodos en el sistema periódico. Es necesario recordar la última capa de cada uno de los grupos en el sistema periódico:

GRUPO 1: s¹

GRUPO 2: s²

Desde el grupo 3 hasta el grupo 12 : d^1 hasta d^{10}

GRUPO 13: $s^2 p^1$

GRUPO 14: $s^2 p^2$

GRUPO 15: $s^2 p^3$

GRUPO 16: $s^2 p^4$

GRUPO 17: $s^2 p^5$

GRUPO 18: $s^2 p^6$

En este curso se trabajarán exclusivamente los llamados grupos principales del sistema periódico: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18.

3. Una regla fundamental: la menor energía posible se consigue cuando la última capa está completa

Esta norma se traduce en que los orbitales tipo s tienen que tener 2 electrones para estar completos y los orbitales tipo p tienen que tener 6 electrones para estar completos. Si la última capa está formada por orbitales s y p (como es el caso de la mayoría de elementos estudiados este curso), deben tenerse $2+6=8$ electrones en la última capa para que esté completa.

En este curso no se estudiarán los enlaces con elementos de orbitales d o f, por lo que no se hablará de ellos aquí.

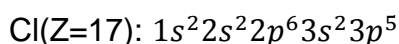
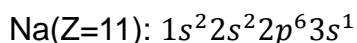
La forma en la que se consigue completar la última capa de los elementos en un enlace químico determina el tipo de enlace que se produce. A continuación se estudiarán los tres tipos de enlace químico y las sustancias a las que dan lugar dichos enlaces.

ENLACE IÓNICO

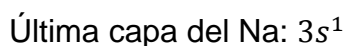
Es el enlace que se produce entre elementos metálicos y no metálicos. El ejemplo más típico es el de la sal común, NaCl.

1) En primer lugar debemos observar qué elementos componen la sustancia: Na(metal) y Cl (no metal).

2) A continuación planteamos la configuración electrónica de cada uno de los elementos:



3) Nos fijamos en la última capa de cada uno de los elementos:

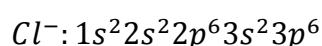
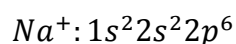


4) ¿Qué debe ocurrir para tener la última capa completa?

En el enlace iónico **siempre** se sigue el mismo procedimiento. El metal tiende a **ceder** electrones y el no metal a **captarlos**. Por lo tanto:

El Na cede el electrón de su última capa $3s^1$ y el Cloro incorpora el electrón a su última capa. De esta forma se producen dos iones: Na^+ y Cl^- .

La configuración electrónica queda ahora de la siguiente forma:

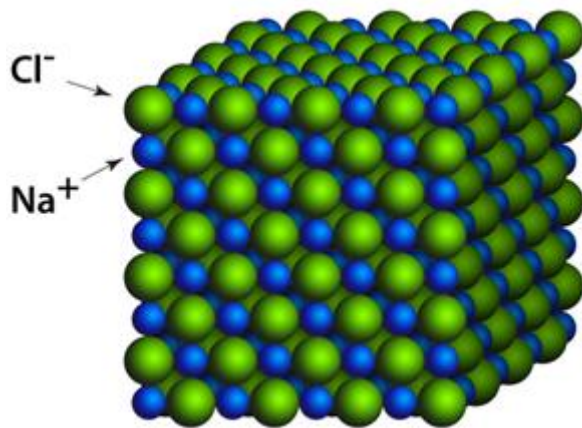


Si observamos las últimas capas de los iones formados podemos comprobar que son capas completas, y que por lo tanto se encuentran en el estado de energía más baja posible.

5) ¿Qué sustancia se forma?

Por último tenemos que dar respuesta a esta pregunta y para ello nos basaremos en todo lo que hemos hecho en los pasos anteriores.

REDES CRISTALINAS IÓNICAS



La imagen muestra un cristal iónico formado por Na^+ y Cl^- . Este tipo de estructura es la misma que presentan los distintos tipos de cristales iónicos. ¿Por qué se mantiene unida esta red cristalina? La red se mantiene unida por la atracción electrostática entre cargas de distinto signo. En este caso dichas cargas son los iones positivos y negativos.

6) ¿Qué significado tiene la fórmula química de un compuesto iónico?

En el ejemplo hemos estudiado el NaCl . Esta fórmula química puede inducir a error si no se interpreta apropiadamente. Esta fórmula indica que por cada ion Na^+ existe un Cl^- . **No debemos pensar que se trata de la simple unión de un átomo de Na con otro de Cl.** Las redes cristalinas iónicas tienen del orden de 10^{23} iones (un número con 23 ceros, lo que dista mucho de 2 simples átomos).

ENLACE COVALENTE

Es el enlace que se produce entre elementos no metálicos.

- Enlace simple

Estudiaremos como ejemplo el caso de la **molécula** de HCl:

1) Observamos qué elementos componen la sustancia: H(no metal) y Cl (no metal).

2) A continuación planteamos la configuración electrónica de cada uno de los elementos:

H(Z=1): $1s^1$

Cl(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

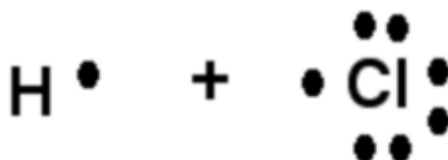
3) Nos fijamos en la última capa de cada uno de los elementos:

Última capa del H: $1s^1$

Última capa del Cl: $3s^2 3p^5$

4) ¿Qué debe ocurrir para tener la última capa completa?

En el enlace covalente **siempre** se van a **compartir** electrones entre los no metales. Para explicar de qué forma se comparten los electrones se recurre a los **diagramas de Lewis** (se suelen utilizar solamente en este tipo de enlace, aunque pueden usarse en otros).



En los diagramas de Lewis se representan los elementos participantes en el enlace, dibujando con puntos o cruces los electrones de la última capa de cada uno de ellos. En el ejemplo tenemos un punto para el electrón de la última (y

única) capa del H y 7 electrones para la última capa del Cl. Se dibujan de forma simétrica para evitar confusión. Si se comparten dos electrones (uno del H y otro del Cl) puede observarse como cada uno de los elementos tienen capas completas. Las cuentas son:

2 electrones para el hidrógeno.

8 electrones para el Cl.

La línea entre el H y el Cl representa 1 par de electrones compartidos, es decir, un enlace simple.

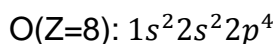
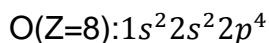
Podemos concluir entonces que ambos elementos tienen ahora su última capa completa y se encuentran en el estado de energía más baja posible.

- Enlace doble

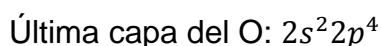
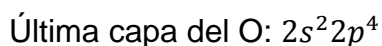
En el enlace covalente pueden compartirse dos pares de electrones en lugar de un solo par. Veamos el ejemplo de la molécula de oxígeno O₂.

1) Observamos qué elementos componen la sustancia: O (no metal) y O (no metal).

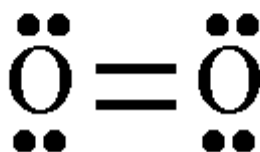
2) A continuación planteamos la configuración electrónica de cada uno de los elementos:



3) Nos fijamos en la última capa de cada uno de los elementos:



4) Realizamos el correspondiente diagrama de Lewis:



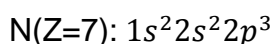
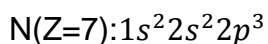
Como puede observarse en este caso se comparten 2 pares de electrones. Si se cuentan los electrones que tiene cada uno de los oxígenos se llega a un total de 8 para cada uno de ellos. La doble línea representa los dos pares de electrones compartidos.

- Enlace triple

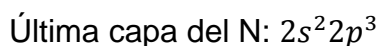
Estudiaremos por último un ejemplo de enlace covalente en el que se comparten 3 pares de electrones: la molécula de nitrógeno N_2 .

1) Observamos qué elementos componen la sustancia: N(no metal) y N (no metal).

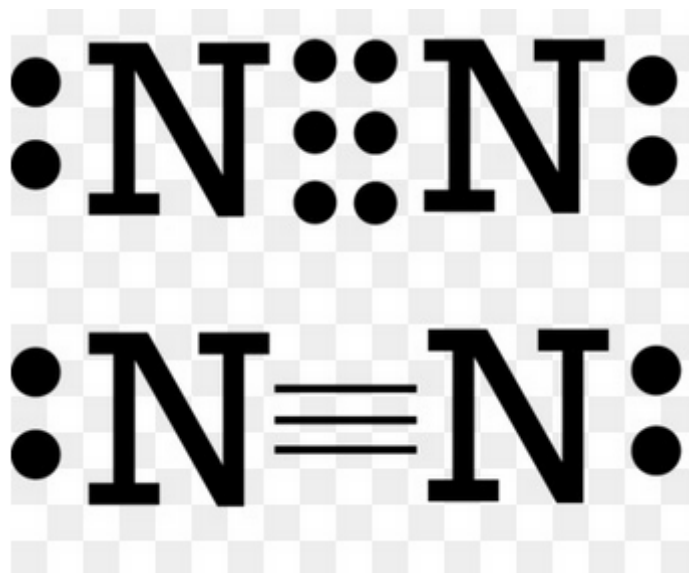
2) A continuación planteamos la configuración electrónica de cada uno de los elementos:



3) Nos fijamos en la última capa de cada uno de los elementos:



4) Realizamos el correspondiente diagrama de Lewis:

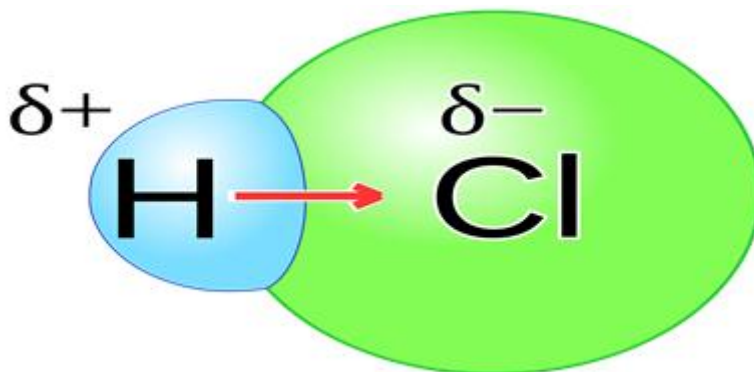


En este caso tienen que compartirse hasta 3 pares de electrones. Si contamos los electrones que tienen cada uno de los nitrógenos en su última capa podemos observar que se llega a completar con 8 electrones. Las tres líneas representan el triple enlace formado entre los dos nitrógenos.

En el caso del enlace covalente podemos encontrar dos tipos diferentes de sustancias.

MOLÉCULAS

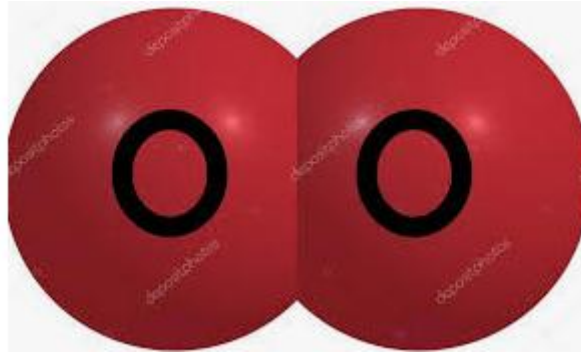
Las moléculas constituyen la mayor parte de sustancias covalentes en la naturaleza. Todos los gases (excepto los gases nobles) son moléculas. Vemos una representación de la molécula de HCl:



En la imagen se observa una representación de la molécula de HCl. ¿Por qué se mantiene unida esta molécula? Al igual que en todas las moléculas, los protones del núcleo (cargas positivas) de ambos elementos atraen a los electrones compartidos (cargas negativas) por fuerza electrostática. La flecha roja que apunta hacia el cloro indica que éste atrae con más fuerza de esos electrones compartidos porque tiene más protones que el H. Esto hace que los electrones compartidos se aproximen más al Cl que al H.

Para simbolizar esto último se escribe δ^- sobre el cloro, indicando que tiene los electrones compartidos (cargas negativas) más cerca que el H, sobre el que se escribe δ^+ para indicar que los electrones compartidos están más lejos de él. Siempre que encontremos este par de símbolos estaremos ante un dipolo eléctrico, que son un par de cargas iguales pero de signos opuestos que se encuentran próximas entre sí.

Existen moléculas en las que no tiene lugar la formación de dipolos eléctricos. Por ejemplo, en la molécula de oxígeno :

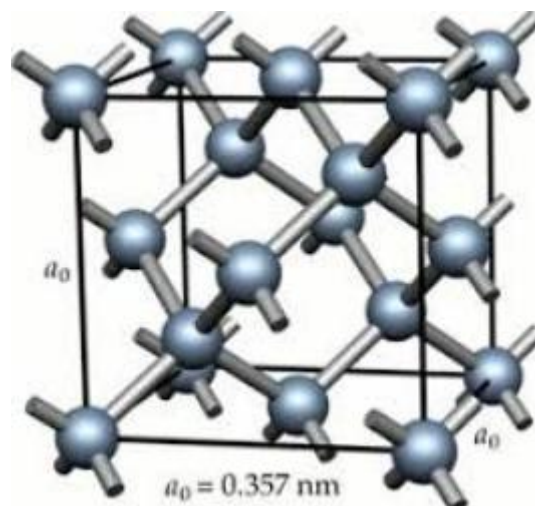


Los átomos se mantienen unidos porque los protones del núcleo atraen a los electrones compartidos. Como los átomos que forman la molécula son idénticos, los electrones compartidos son atraídos con la misma fuerza electrostática, por lo que se sitúan a la misma distancia de ambos átomos de oxígeno. Esto hace que no se forme ningún dipolo eléctrico en este caso.

A diferencia de los cristales, las moléculas suelen estar formadas por un número de átomos muy inferior a 10^{23} . Por ejemplo, las moléculas estudiadas hasta ahora tienen 2 átomos. Podemos encontrar moléculas de 3,4,5,6... átomos. Existen moléculas formadas por centenares de átomos, pero no serán objeto de estudio durante este curso.

CRISTALES COVALENTES O MOLECULARES

Los cristales covalentes son estructuras formadas por una gran cantidad (del orden de 10^{23}) de átomos no metálicos. Encontramos ejemplos familiares en sustancias como el hielo, la arena o el diamante. Veamos como ejemplo la estructura del diamante:



El diamante está formado exclusivamente por átomos de carbono. En una red cristalina molecular los átomos comparten electrones y se mantienen unidos por las mismas razones que las moléculas. La diferencia es que en una red cristalina molecular un átomo comparte electrones con sus átomos vecinos en la red y en conjunto se tienen gran cantidad de átomos (del orden de 10^{23}).

*Las varillas que se observan en la imagen simbolizan la compartición de electrones, no forman parte de la estructura real.

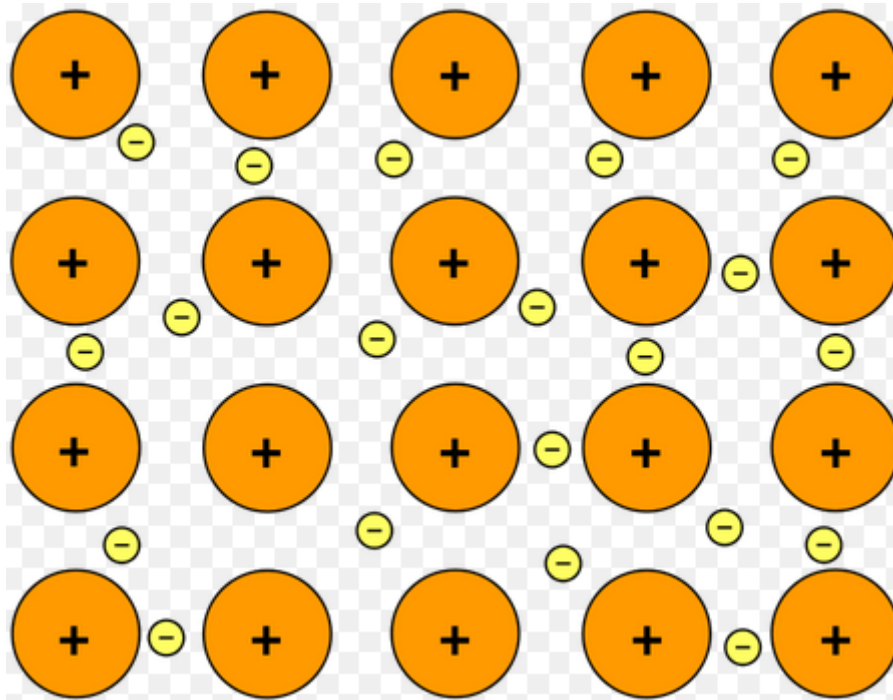
ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es el que explica por qué se mantienen unidos los metales. En general no es el enlace entre elementos metálicos (esto se llama aleación, que también es un enlace metálico). Por ejemplo, una pieza de hierro solamente está formada por átomos de hierro enlazados por enlace metálico.

Los enlaces metálicos siempre se producen entre un conjunto de iones positivos y un conjunto de electrones libres conocido como “nube de electrones” o “gas de electrones”. Veamos algunos ejemplos para entender este tipo de enlace.

CRISTALES METÁLICOS

Los metales presentan una estructura de cristal, es decir, están formados por un número de átomos de aproximadamente 10^{23} . Veamos la estructura del sodio (la de cualquier otro metal del grupo 1 es similar):



Las esferas con el signo + representan iones de sodio. ¿Por qué iones? Porque han cedido el electrón de su última capa a la red cristalina. Cada átomo de sodio cede 1 electrón a la red cristalina. Los electrones se simbolizan en la imagen como pequeñas esferas con signo -.

Si la estructura estudiada fuese de un metal que pertenece al grupo 2 tendríamos 2 electrones cedidos por cada átomo.

¿Por qué se mantienen unidos los metales? Por la fuerza electrostática ejercida por los iones positivos de la red sobre los electrones libres o nube de electrones.