

CUADERNO ENLACE QUÍMICO



EL ENLACE QUÍMICO.

1. INTRODUCCIÓN.

Tras estudiar la estructura atómica de la materia, surgen ciertas preguntas que las teorías atómicas no responden:

- ¿Si sólo existe un número reducido de elementos químicos, por qué existen muchísimas más sustancias diferentes?
- ¿Por qué el hidrógeno se une con el oxígeno para formar moléculas de agua (H_2O)?
- ¿Por qué el oxígeno que respiramos es una sustancia formada por moléculas constituidas por dos átomos de oxígeno? ¿por qué responde a la fórmula O_2 y no a la fórmula O ?

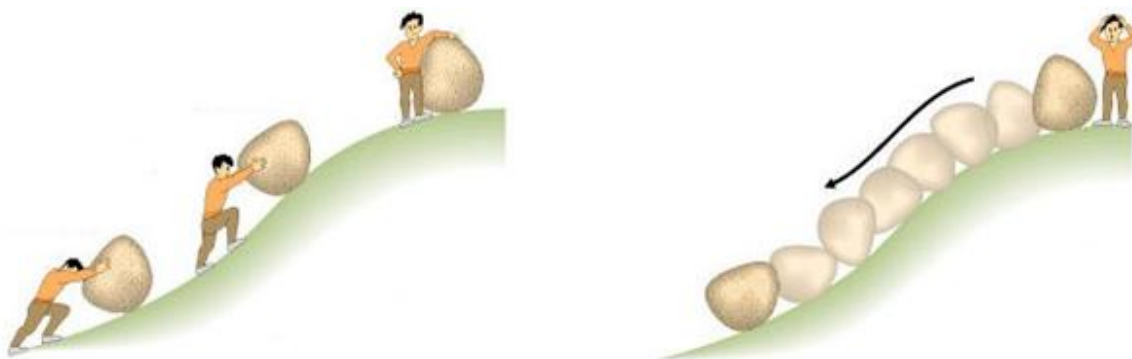
De estas cuestiones parece deducirse que los átomos no suelen encontrarse en la naturaleza de forma aislada, sino que tienden a asociarse entre sí. Ya en el tema anterior se estudió que, salvo en el caso de los gases nobles, los átomos no aparecen de forma solitaria, sino combinados con otros átomos (iguales o distintos).

Para explicar la tendencia que presentan los átomos a combinarse unos con otros surge la teoría del **enlace atómico**.

2. AGRUPACIONES DE ÁTOMOS.

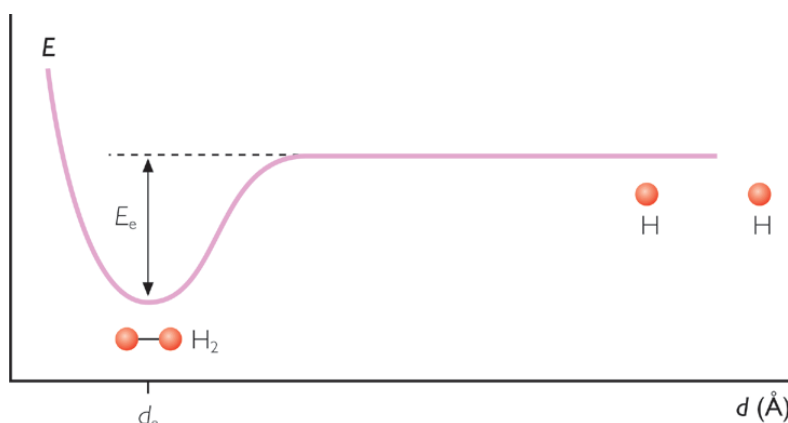
¿Por qué se agrupan los átomos entre sí?

En la naturaleza, los cuerpos ordinarios presentan una fuerte tendencia a alcanzar situaciones de **mínima energía**, porque ello implica una **mayor estabilidad**.



Un cuerpo a determinada altura posee cierta energía potencial gravitatoria. Tal cuerpo tenderá a llegar espontáneamente a una posición a menor altura, ya que supone tener menor energía, y adquirir mayor estabilidad.

Este comportamiento también se puede generalizar a los átomos. Los átomos se unen porque ello les permite pasar a una situación de **menor energía**, lo cual supone también **mayor estabilidad**.

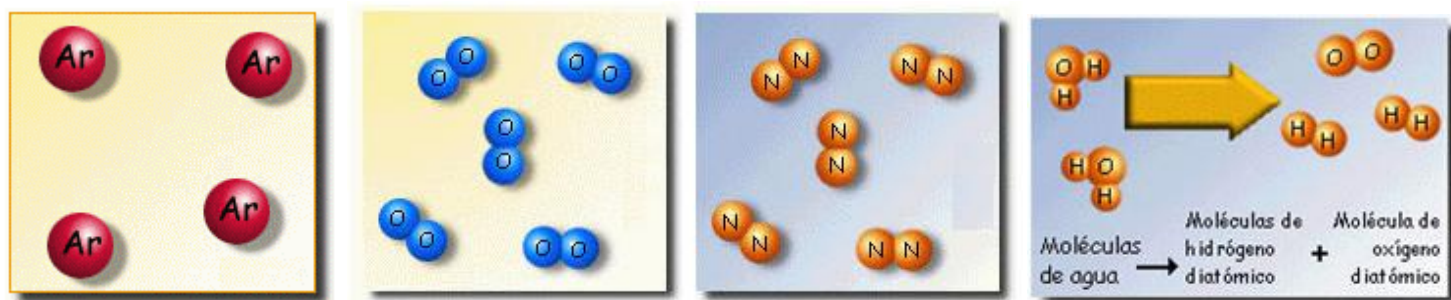


A mayor distancia entre átomos, mayor energía presentan y menor estabilidad. Cuando dos átomos se unen entre sí, su energía disminuye notablemente, y son más estables.

Los únicos átomos que se encuentran en la naturaleza de forma aislada son los de los gases nobles. Esto ocurre porque tales átomos se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos de electrones, situación que es energéticamente muy estable. Por tanto, **la estabilidad de los gases nobles se atribuye a la estructura electrónica de su última capa**, que queda completamente llena con **ocho electrones** (regla del octeto).

El octeto, es decir, ocho electrones en la capa de valencia, es la disposición electrónica más estable energéticamente. Dicha estructura electrónica sólo la presentan por sí mismos los gases nobles. Esto explica porqué los gases nobles son los únicos elementos cuyos átomos son estables sin combinarse con otros átomos.

El resto de los elementos no presentan 8 electrones en su capa de valencia, por lo que tratan de adquirir la estructura electrónica del gas noble más próximo a ellos, debido a su gran estabilidad. Para conseguirlo, **necesitan asociarse con otros átomos**, con objeto de ganar, ceder o compartir electrones, **hasta conseguir el octeto en la capa de valencia**. Es por ello que el resto de átomos no se encuentran en la naturaleza de forma aislada, sino que tienden a agruparse entre sí.



Los gases nobles son las únicas sustancias cuyos átomos aparecen de forma aislada en la naturaleza. Sin embargo, el resto de sustancias están formadas por agrupaciones de átomos. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es una sustancia formada por moléculas de dos átomos de oxígeno, respondiendo a la fórmula O_2 y no a O . Igual ocurre con el nitrógeno gaseoso. Análogamente, el agua es una sustancia formada por la unión de átomos de oxígeno e hidrógeno.

Nota: queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con sólo dos electrones de valencia. El hidrógeno tiene un electrón de valencia, y sólo le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del helio.

Cuestiones “Agrupaciones de átomos”.

1) Explica, con tus propias palabras, por qué los gases nobles son los únicos elementos que presentan sus átomos aislados.

2) ¿Por qué casi todos los átomos de los elementos químicos tienden a asociarse unos con otros?

3) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Cloro (Cl)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?
- ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

4) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Calcio (Ca)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?
- ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

5) Responde a las siguientes preguntas:

- ¿A qué grupo pertenece el Hidrógeno (H)?
- ¿Cuántos electrones presenta en su capa de valencia?

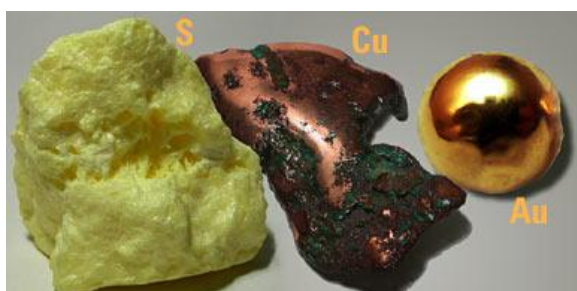
- c) ¿Se trata de un elemento con átomos energéticamente estables? ¿por qué?
- d) ¿Qué debe hacer para alcanzar la estabilidad energética?
- e) ¿Con qué elemento(s) crees que podría asociarse para alcanzar la estabilidad?

3. ÁTOMOS, IONES, MOLÉCULAS, Y CRISTALES.

Repaso: elementos y compuestos.

Un **elemento** es una sustancia pura que **no se puede separar en otras sustancias puras más simples**. Cada elemento químico **está constituido por átomos idénticos**, con las mismas propiedades químicas. Estos átomos idénticos pueden presentarse aislados (sólo en los gases nobles) o combinados (resto de elementos).

Un **compuesto** es una sustancia pura que aún **se puede separar en otras más simples** (los elementos químicos que la conforman), mediante métodos químicos (reacciones químicas). Los compuestos están **formados por la unión de átomos de diferentes elementos**. Por ejemplo, el agua es un compuesto formado por la unión de oxígeno e hidrógeno, y se puede separar en sus elementos constituyentes mediante el proceso de electrólisis.



Elementos: azufre (S), cobre (Cu) y oro (Au).



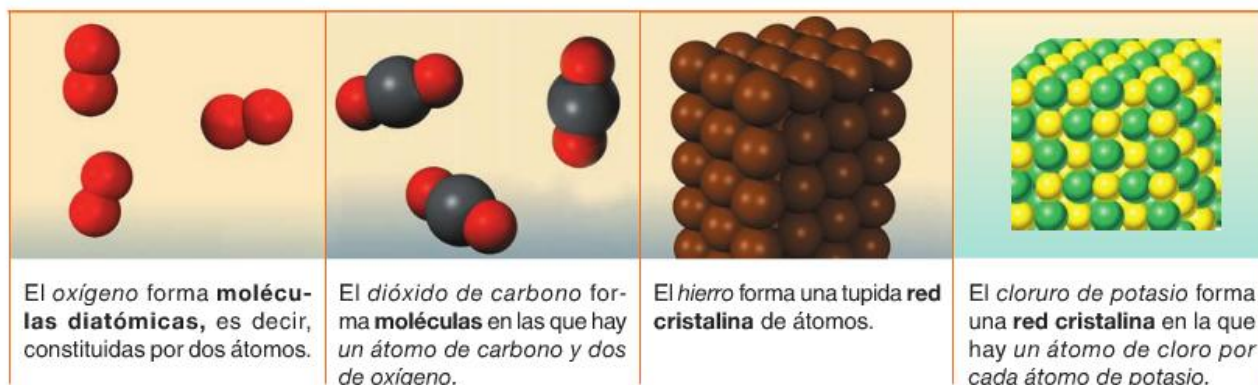
Compuestos: agua (H_2O), sal ($NaCl$) y pirita (FeS_2)

Átomos.

Según las teorías atomistas, los átomos son las partículas básicas constitutivas de la materia.

Sin embargo, y a excepción de los gases nobles, la materia **no se presenta en forma de átomos aislados**. Los átomos **tienden a combinarse** para buscar una mayor estabilidad energética, dando lugar a **dos tipos básicos de agrupaciones: moléculas o cristales**. Las moléculas y cristales formados por átomos idénticos forman los elementos, mientras que moléculas y cristales formados de átomos diferentes dan lugar a los compuestos.

Las **moléculas** están constituidas por un número determinado y pequeño de átomos, mientras que los **cristales** están formados por un número indeterminado de átomos, iones o moléculas que se disponen en estructuras geométricas ordenadas.



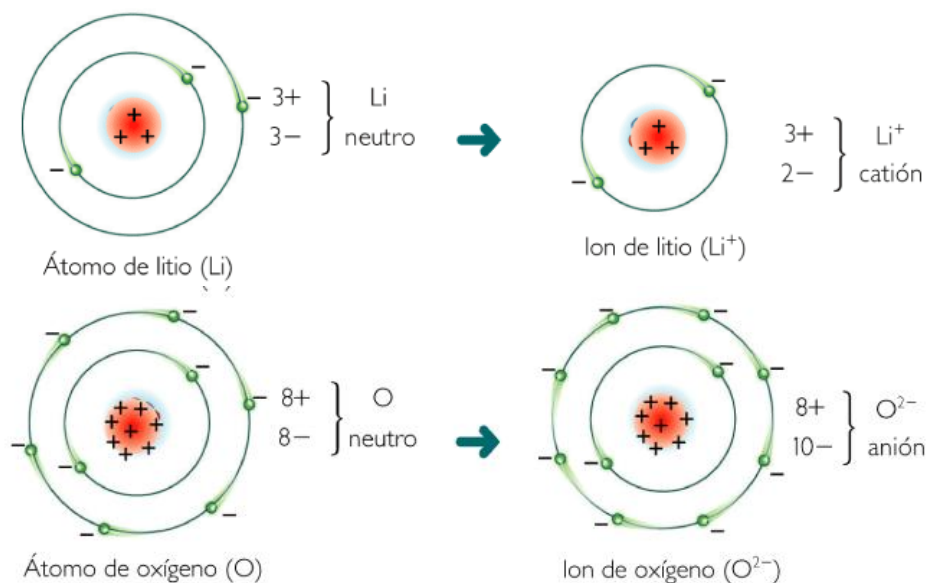
➤ Las **moléculas de elementos** están formadas por dos o más átomos de un mismo elemento. Las **moléculas de compuestos** están formadas por dos o más átomos de diferentes elementos.

➤ Las **redes cristalinas** de elementos y de compuestos están formadas por un número indeterminado de partículas elementales que se disponen constituyendo una estructura geométricamente ordenada.

Iones.

En condiciones normales, los átomos son neutros porque tienen el mismo número de protones (carga +) y de electrones (carga -), y la suma de sus cargas es cero. Sin embargo, **los átomos pueden ganar o perder electrones**, de forma que adquieren una carga equivalente no nula. Los átomos cargados **se denominan iones**.

- Si un átomo gana electrones, se carga negativamente, transformándose en un ion negativo o anión.
- Cuando un átomo pierde electrones, adquiere carga positiva, y se llama ion positivo o catión.



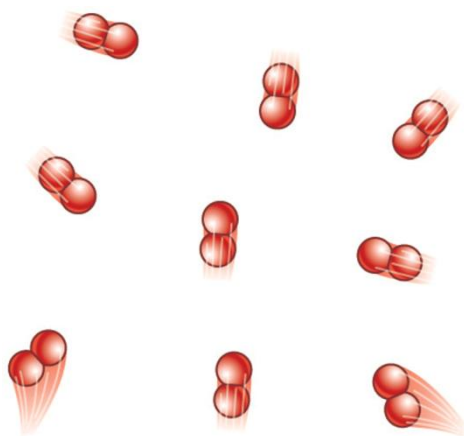
Moléculas.

Una molécula está constituida por la **unión de un número determinado de átomos**, generalmente pequeño. Se representan mediante fórmulas que indican el número y el tipo de átomos que intervienen. Por ejemplo, el agua se formula como H_2O , indicando que la molécula se compone de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

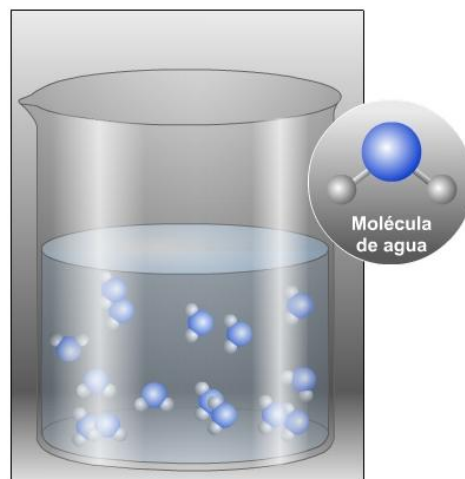
Prácticamente todas las sustancias que en condiciones normales **son gases o líquidos** están constituidas por moléculas. Ello es debido a que las fuerzas de cohesión entre las moléculas que conforman la sustancia son muy débiles o nulas.

Dependiendo del tipo de átomos que las formen pueden ser:

- **Moléculas de elementos:** formadas por átomos iguales (por ejemplo: O_2 , Cl_2 , N_2 , O_3 , S_8 , etc.).
- **Moléculas de compuestos:** formadas por átomos diferentes (ejemplos: H_2O , CO_2 , SO_3)



El oxígeno gaseoso es un elemento cuyas moléculas están formadas por dos átomos de oxígeno.



El agua es un compuesto líquido compuesto por moléculas formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

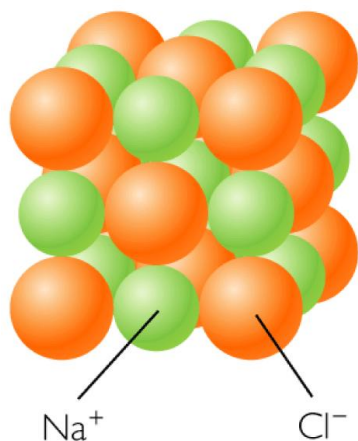
Cristales.

Un cristal está formado por un número variable (generalmente grande) de **átomos, iones o moléculas que se disponen en estructura geométrica ordenada**, que se repite en las tres direcciones del espacio.

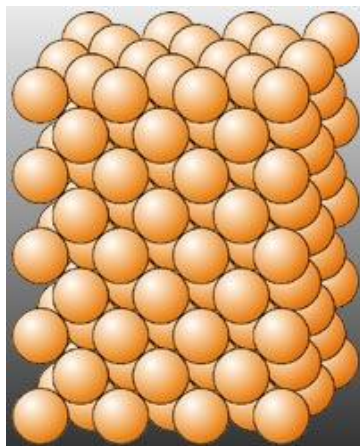
La práctica totalidad de las sustancias que forman cristales son **sólidas**, ya que las fuerzas de cohesión entre las partículas que forman los cristales son muy fuertes. De hecho, los sólidos verdaderos son todos cristales.

Dependiendo del tipo de átomos que las formen pueden ser:

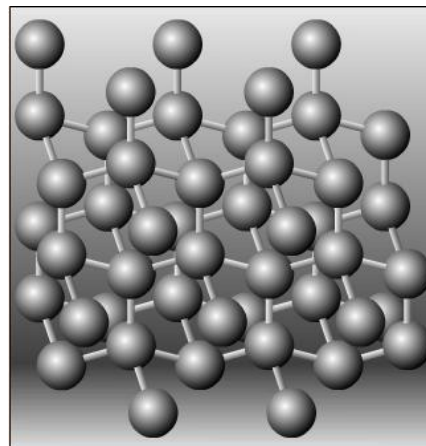
- **Cristales de elementos:** formados por átomos iguales (ejemplos: níquel metal, grafito, etc.).
- **Cristales de compuestos:** formados por átomos distintos (por ejemplo: cloruro de potasio, cloruro de sodio, etc.). En los compuestos químicos que forman redes cristalinas, la proporción en la que se encuentran los distintos átomos se mantiene constante.



Cristal del compuesto cloruro de sodio (NaCl), formado por iones Na^+ y Cl^-



Cristal del elemento químico cobre (metal), formada por iones positivos de cobre Cu^{2+} .



Cristal de grafito, formado por átomos de carbono.

Actividades “Átomos, iones, moléculas y cristales”.

6) Completa el siguiente párrafo con los conceptos adecuados:

“Los átomos se combinan formando dos estructuras básicas: _____ y _____.
Las _____ están constituidas por un número determinado de _____, generalmente pequeño.
Los _____ están formados por un gran número de _____, _____, o _____, dispuestos ordenadamente en el espacio.
Ambas estructuras son las unidades constitutivas básicas de elementos y compuestos. Si los átomos son _____ se da lugar a los elementos, y si son _____ se crean compuestos.”

7) Una agrupación de átomos está formada por millones de átomos iguales ordenados regularmente en el espacio. Indica si se trata de una molécula o un cristal, y si corresponde a un elemento o un compuesto.

8) Una agrupación estable de átomos está formada por tres átomos, dos de oxígeno y uno de azufre. . Indica si se trata de una molécula o un cristal, y si corresponde a un elemento o un compuesto.

9) Indica si las siguientes sustancias son moleculares o cristalinas. Igualmente, di si se trata de elementos o compuestos:

Sal común (NaCl), oxígeno gaseoso (O_2), grafito, agua (H_2O), cuarzo (SiO_2), cobre, gas nitrógeno, mineral fluorita (CaF_2), dióxido de carbono (CO_2), alcohol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), diamante, plata.

4. ENLACE QUÍMICO (ENLACE ATÓMICO).

Como ya se ha estudiado, **los gases nobles están constituidos por átomos individuales**, ya que son energéticamente muy estables. La estabilidad de los átomos de los gases nobles se atribuye a su estructura electrónica (todos tienen 8 electrones en su último nivel).

Sin embargo, **el resto sustancias que se encuentran en la naturaleza están formadas por átomos unidos**. En los elementos y compuestos, los átomos siempre aparecen asociados entre sí, en forma de moléculas o cristales. **La razón** por la que los átomos se unen **se encuentra en la mayor estabilidad energética que se adquiere al asociarse**, alcanzando una configuración electrónica de gas noble (8 electrones de valencia). Por ello se usa la regla del octeto para predecir si determinados átomos tenderán a combinarse o no.

Nota: La regla del octeto es una regla práctica aproximada que presenta numerosas excepciones. Sin embargo, es muy útil para predecir el comportamiento de la mayoría de sustancias.

Ejemplo: el átomo de oxígeno nunca se presentará aislado, sino asociado a otros átomos. De hecho, el oxígeno del aire se halla formando una molécula formada por dos átomos de oxígeno (O_2). También existe como molécula de tres átomos de oxígeno (O_3 , ozono). Además, el oxígeno también aparece combinado con otros átomos distintos, formando compuestos (H_2O (agua), H_2SO_4 (ácido sulfúrico), SiO_2 (cuarzo), etc.).

Los enlaces químicos son las intensas fuerzas que mantienen las uniones entre átomos que constituyen las moléculas y cristales, y que dan lugar a los diferentes elementos y compuestos. La razón por la que se establecen enlaces químicos entre átomos es originar una estructura más estable que cuando están separados, ya que se tiende a completar 8 electrones en la capa de valencia.

Para lograr ese estado ideal, los átomos suelen asociarse mediante alguno de los **tres tipos de enlace químico** existente:

- 1) **Enlace iónico:** consiste en ceder o captar electrones.
- 2) **Enlace covalente:** basado en compartir electrones con otro átomo.
- 3) **Enlace metálico:** poner los electrones en común junto con otros muchos átomos.

De hecho, **las propiedades de las sustancias** formadas por enlace químico **dependen en gran medida del tipo de enlace que une sus átomos**.



En el enlace químico solo intervienen los electrones de la capa de valencia, quedando inalterados el núcleo y los electrones situados en el resto de capas más internas. Por ello se dice que las propiedades químicas de los átomos de los diferentes elementos residen en los electrones de valencia.

Cuando dos átomos se unen formando un enlace químico, desprenden una energía llamada *energía de enlace*. Esto es de gran importancia, ya que la liberación de esa energía de enlace es la una de las fuentes de energía más utilizadas en el planeta (energía química).

4.1.- ENLACE IÓNICO.

Este enlace se produce cuando **átomos de elementos metálicos** (especialmente los situados más a la izquierda en la tabla periódica, períodos 1, 2 y 3) **combinan con átomos de elementos no metálicos** (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica, especialmente los períodos 16 y 17).

En el enlace iónico, **los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos y negativos**, respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta, éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos y dando lugar a un compuesto iónico. A tales fuerzas eléctricas se les llama enlaces iónicos.

Es importante destacar que **los iones** que se forman con este enlace **no producen moléculas aisladas sino que se agrupan de forma ordenada en redes cristalinas** (cristales), donde el número de cargas positivas es igual al de cargas negativas, dando lugar a un compuesto neutro.

Ejemplo:

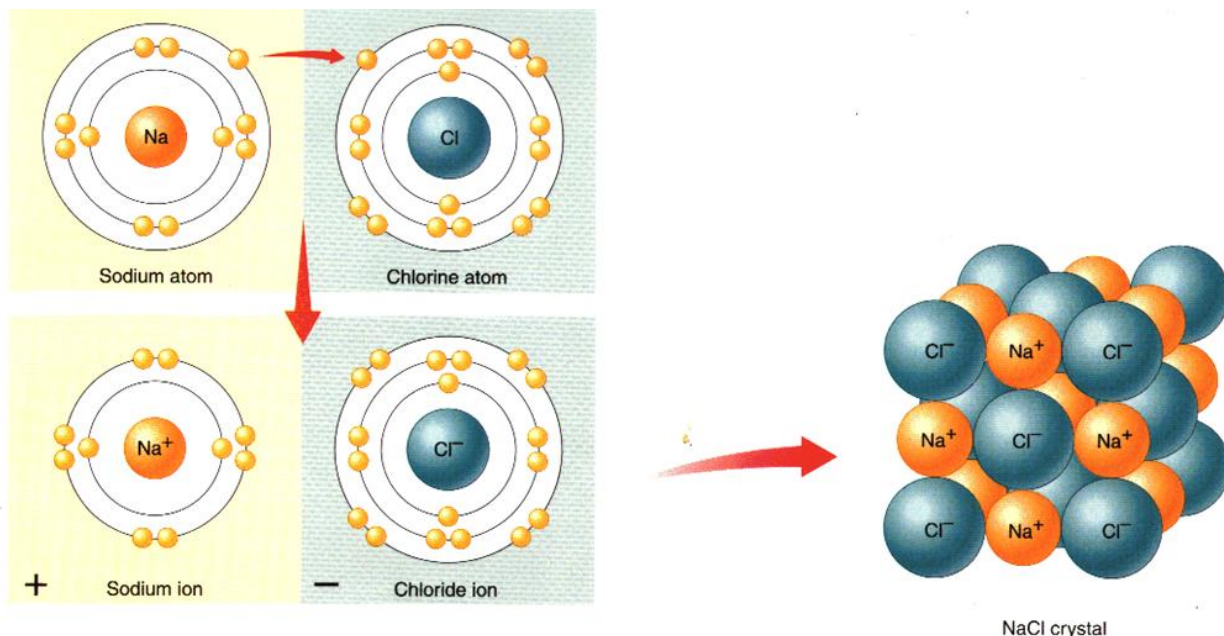
La sal común (NaCl) se forma por combinación de átomos del gas cloro (Cl) con átomos del metal sodio (Na).

El átomo de sodio (su configuración electrónica es 2,8,1), tiene en su última capa ____ electrones, y la capa anterior está formada por el octeto. Por tanto, tiene tendencia a _____ un electrón para adquirir la estructura electrónica de gas noble, formando el ion Na^+ .

El átomo de cloro (su configuración electrónica es 2,8,7), tiene en su última capa ____ electrones. Por tanto, para adquirir la estructura electrónica de gas noble, tiene tendencia a _____ un electrón formando el ion Cl^- .

Al reaccionar ambos átomos, se forman iones de carga opuesta que se atraen fuertemente. La atracción electrostática que los une constituye el _____.

Se forma así el compuesto NaCl, o sal común. En realidad, reaccionan muchos átomos de sodio con muchos átomos de cloro, formándose muchos iones de cargas opuestas que interaccionan entre sí. Este conjunto ordenado de iones constituye la red cristalina de la sal común.



SUSTANCIAS IÓNICAS Y SUS PROPIEDADES.

La sal común (NaCl), minerales como la fluorita (CaF_2), o los óxidos de los metales, son ejemplos de sustancias iónicas.



Sal común (NaCl)



Fluorita (CaF_2)



Óxido de cobre (Cu_2O)

Las sustancias que se forman por enlace iónico no son moleculares, sino **cristalinas**.

Son **sólidos** a temperatura ambiente, debido a que la fuerte atracción existente entre iones de signo contrario hace que las posiciones de los iones sean fijas, y haya poca movilidad de las partículas.

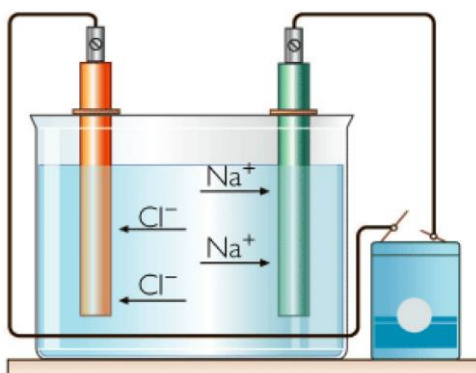
Presenten **altos puntos de fusión y ebullición**, debido a que se requiere mucha energía para romper las intensas fuerzas de enlace iónico.

Son duros, entendiéndose por dureza como la oposición que ofrece un material a ser rayado. El rayado supone la ruptura de enlaces por procedimiento mecánico, lo cual resulta difícil debido a la estabilidad de la estructura cristalina.

Son quebradizos: se fracturan al golpearlos, formando cristales de menor tamaño. Al golpear el cristal se desplazan los iones, quedando enfrentados los de igual carga, que se repelen.

Muchos compuestos iónicos, pero no todos, son **solubles en agua**.

Los sólidos iónicos **no conducen la electricidad**, puesto que los iones tienen posiciones fijas. Sin embargo, **llegan a ser buenos conductores cuando están disueltos en agua** (electrolitos) o **fundidos**, ya que entonces los iones son libres para moverse por el líquido pudiendo conducir la corriente eléctrica.



Corriente eléctrica en un electrolito de NaCl

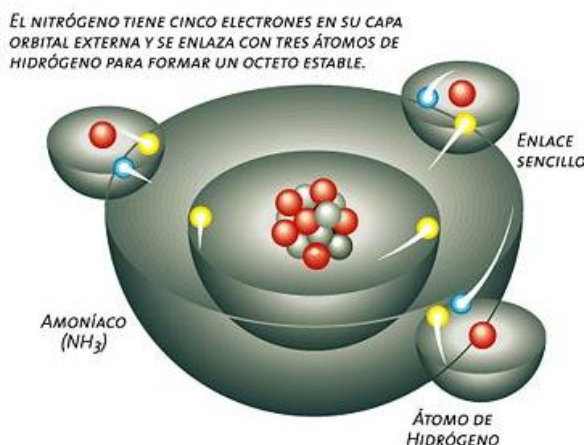
4.2.- ENLACE COVALENTE.

Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos los **átomos no metálicos entre sí** (enlaces entre elementos situados a la derecha en la tabla periódica: C, O, F, Cl, etc.).

Los átomos no metálicos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y presentan tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura

electrónica de gas noble. Por ello, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar enlaces iónicos.

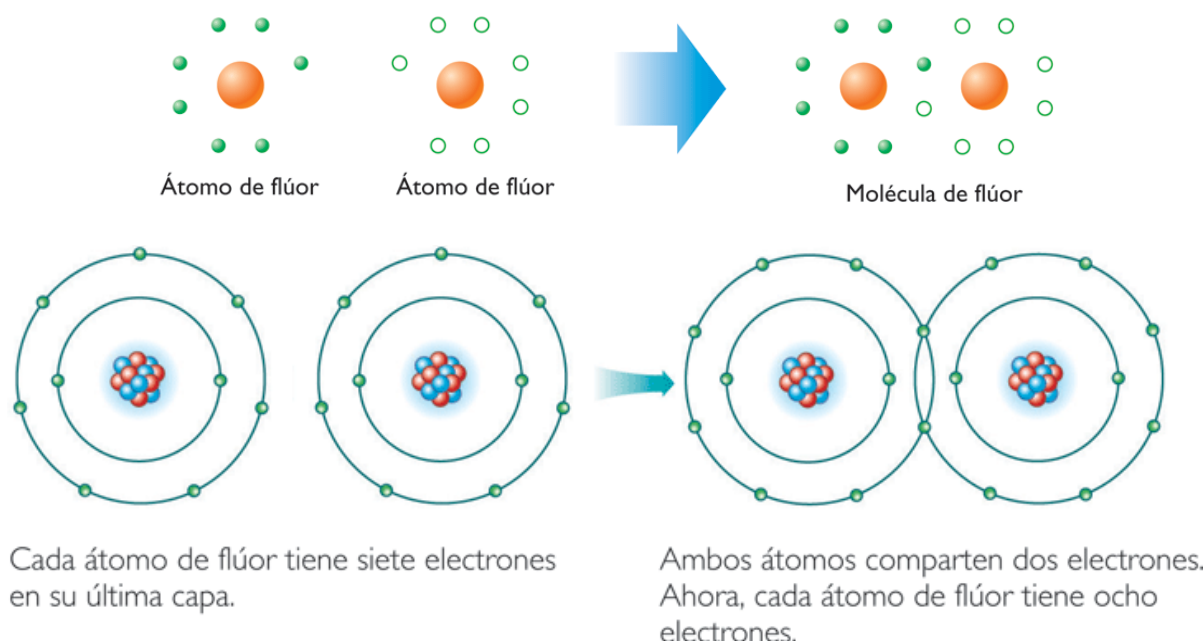
Los enlaces entre átomos no metálicos se forman **compartiendo electrones** entre los átomos que intervienen en el enlace. Los electrones compartidos son comunes a los átomos, y los mantienen unidos de manera que todos ellos adquieren una estructura electrónica estable de gas noble.



Ejemplo: Formación de la molécula de flúor (F_2).

El átomo de flúor (cuya configuración electrónica es 2,7), tiene en su última capa ____ electrones. Por tanto, para adquirir la estructura electrónica de gas noble, tiene tendencia a _____ un electrón, consiguiendo una configuración electrónica estable.

Al encontrarse dos átomos de flúor, lo que ocurre es que _____ un par de electrones, de manera que cada átomo adquiere en su nivel externo 6 electrones no compartidos y 2 electrones compartidos. El par de electrones compartidos constituye el _____.



Ejemplo 2: Formación de la molécula de hidrógeno (H_2).

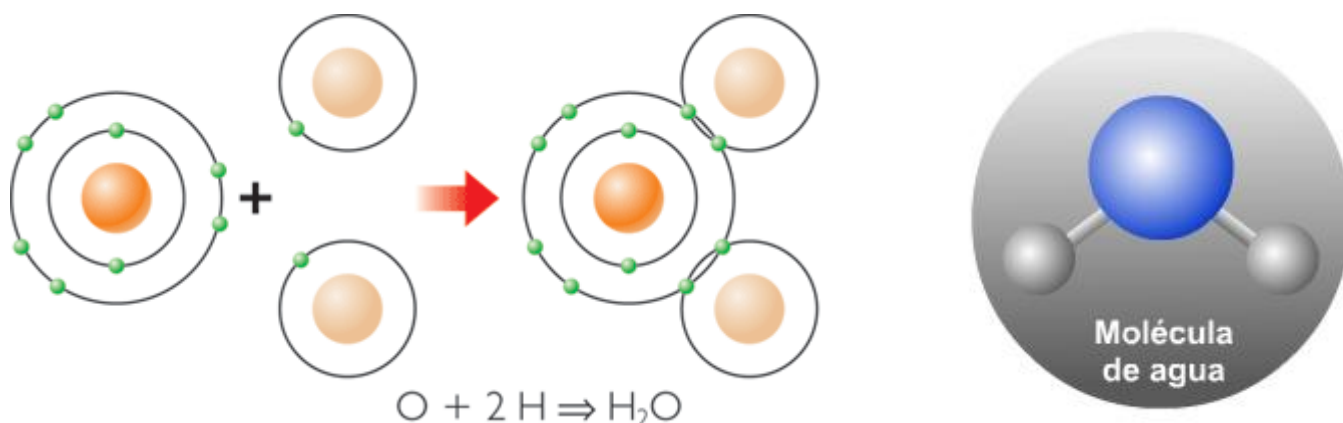
El hidrógeno tiene ____ electrones en su última capa. Cuando combinan dos átomos de hidrógeno, se forma un enlace covalente especial: el enlace de *puede de hidrógeno*.

Ambos átomos de hidrógeno comparten ____ electrones, logrando la estructura electrónica estable correspondiente al helio (dos electrones en la capa de valencia).



Ejemplo 3: Formación de la molécula de agua (H_2O).

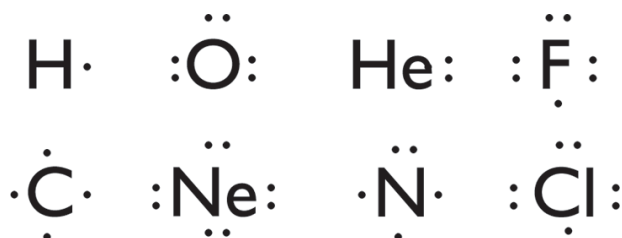
El átomo de oxígeno tiene configuración electrónica (2,6), y tiene ____ electrones de valencia. Los átomos de hidrógeno presentan configuración electrónica (1), teniendo ____ electrones de valencia. Al combinarse un átomo de oxígeno con dos átomos de hidrógeno, el oxígeno adquiere en su nivel externo ____ electrones no compartidos y ____ electrones compartidos (8 electrones de valencia), mientras que ambos átomos de hidrógeno adquieren ____ electrones compartidos cada uno (2 electrones de valencia, configuración estable del helio).



DIAGRAMAS DE LEWIS.

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se suele emplear la notación de Lewis. En ella, **cada átomo se representa por su símbolo rodeado por sus electrones de valencia**, agrupados en cuatro parejas. Cada electrón sin pareja se comparte con otro átomo hasta que se consigue que todos los átomos adquieran la configuración de gas noble.

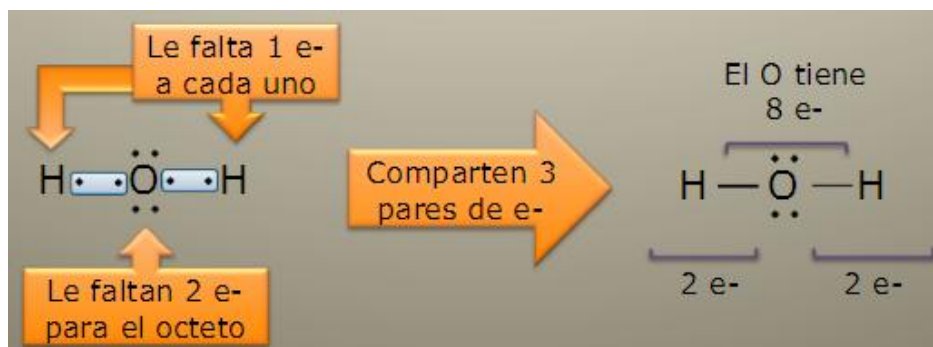
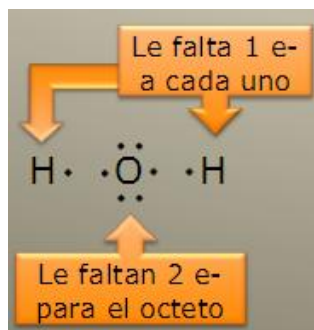
De esta manera es fácil visualizar cómo los átomos enlazados adquieren la estructura de gas noble (8 ó 2 electrones de valencia), así como los electrones que comparten para alcanzar dicha estructura.



Ejemplos de átomos representados con notación de Lewis.

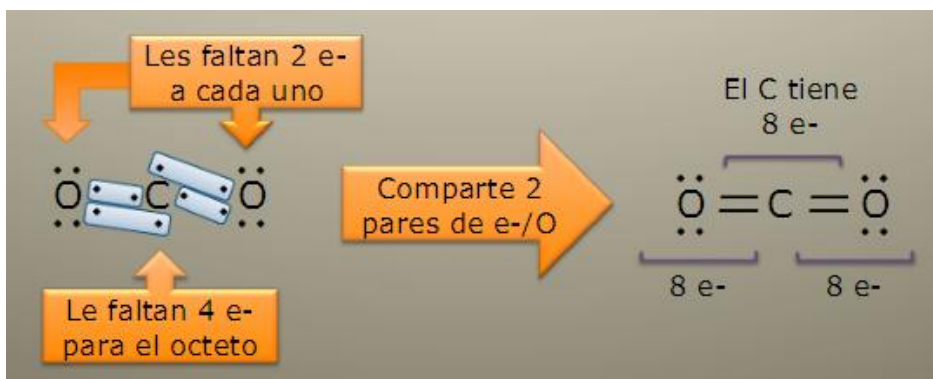
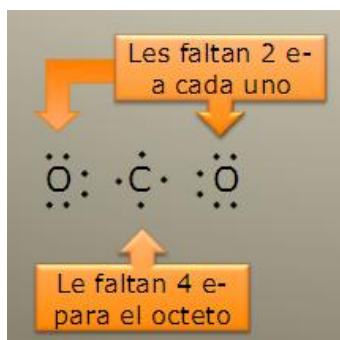
Utilizando los diagramas de Lewis, la molécula de H_2 se representa como $\text{H} : \text{H}$ o también $\text{H} - \text{H}$, donde (:) representa el par de electrones de enlace, que también puede ser representado por un pequeño trazo rectilíneo (—).

Las moléculas covalentes formadas por átomos diferentes se representan de la misma forma que las formadas por átomos iguales. Véase el ejemplo de la molécula de agua:



Ejemplo: formación de la molécula de CO_2 y representación mediante diagramas de Lewis.

El carbono tiene 4 electrones de valencia, le faltan otros 4 electrones para alcanzar el octeto. Los átomos de oxígeno presentan 6 electrones de valencia, necesitando otros dos electrones para alcanzar la estabilidad. Ello supone que el carbono formará 2 enlaces con cada átomo de oxígeno, dando lugar a la molécula covalente de CO_2 .



<http://www.slideshare.net/nuriafg/diagramas-de-lewis-2974780>

SUSTANCIAS COVALENTES Y SUS PROPIEDADES.

Los enlaces covalentes **pueden formar tanto sustancias moleculares como sustancias cristalinas.**

a) Sustancias covalentes MOLECULARES.

Algunos ejemplos de sustancias covalentes moleculares son el agua (H_2O), el nitrógeno gaseoso (N_2), oxígeno gaseoso (O_2), el dióxido de carbono (CO_2), etc.

Las sustancias covalentes moleculares son **gases y líquidos** a temperatura ambiente. Estas sustancias están hechas de moléculas discretas formadas por un número limitado y reducido de átomos unidos entre sí por las intensas fuerzas del enlace covalente. Sin embargo, las fuerzas de cohesión entre las moléculas son muy débiles o nulas, lo que explica que las sustancias covalentes moleculares presenten estados gaseoso o líquido.

La debilidad de las fuerzas de atracción entre las moléculas que componen estas sustancias hace que se necesite poca energía para separarlas, por lo que fundir o hacer hervir estas sustancias es relativamente sencillo. Por estas razones, presentan **bajos puntos de fusión y de ebullición**.

No conducen la electricidad, dado que los electrones del enlace están fuertemente localizados y atraídos por los dos núcleos de los átomos que los comparten.

b) Sustancias covalentes CRISTALINAS.

Algunas sustancias cristalinas covalentes son el diamante (C - C), el grafito (C - C), el cuarzo (SiO_2), el carburo de silicio (SiC), etc. Por ejemplo, en el diamante cada átomo de carbono se une con otros cuatro, formando una red cristalina covalente.

Los cristales covalentes son **sólidos** a temperatura ambiente, presentan una **gran dureza** (mayor que la de los cristales iónicos), y tienen **puntos de fusión muy altos**. Esto se debe a que el enlace covalente entre los átomos que conforman el cristal es muy fuerte, por lo que se necesita mucha energía para romper la red cristalina.

Son **insolubles** en todos los disolventes comunes. Para que se disuelvan, han que romperse los enlaces covalentes de todo el sólido, lo cual es muy complicado.

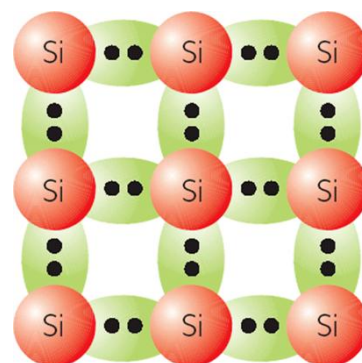
Son **malos conductores de la electricidad** (salvo el grafito). En la mayoría de las sustancias de red covalente no hay electrones móviles que puedan transportar una corriente.



Sustancias covalentes moleculares



Sustancias covalentes cristalinas

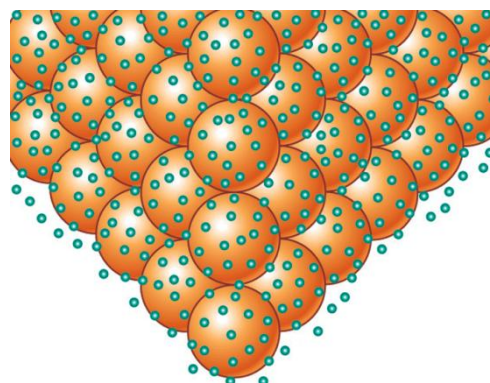


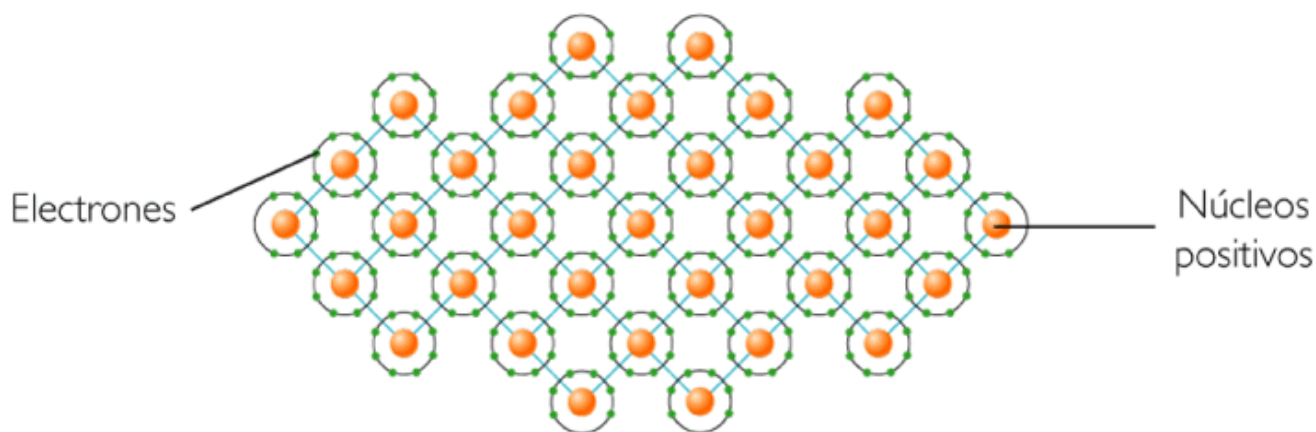
Cristal covalente de silicio

4.3.- ENLACE METÁLICO.

El enlace metálico se produce **entre átomos de elementos metálicos**. Para explicarlo se recurre al modelo conocido como “*modelo de la nube de electrones*”:

Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa (1, 2 ó 3). Estos átomos pierden fácilmente esos electrones de valencia y se convierten en iones positivos (Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+}) tratando de alcanzar la estructura estable del gas noble más próximo. Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los electrones de valencia desprendidos de los átomos forman una nube de electrones que puede desplazarse a través de toda la red de iones. De este modo, todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.





La fórmula de un metal se representa simplemente con el símbolo del elemento, por ejemplo Fe, Mg, etc.

Los metales forman aleaciones, es decir, mezclas homogéneas de metales, como el bronce (cobre y estaño) o el latón (cobre y cinc). A veces también hay mezclas con no metales, como, por ejemplo, el acero (hierro y carbono).

SUSTANCIAS METÁLICAS Y SUS PROPIEDADES.

Ejemplos de sustancias metálicas son el hierro (Fe), cobre (Cu), oro (Au), mercurio (Hg), etc. El cobre, la plata, el oro, el paladio y el platino son los únicos metales que se encuentran libres en la naturaleza. El resto se encuentran formando compuestos iónicos y aleaciones.



Mercurio (Hg)



Hierro (Fe)



Magnesio (Mg)



Oro (Au)

Los metales están formados por un conjunto ordenado de iones positivos conformando **estructuras cristalinas**. Estos iones están anclados en su posición, como boyas en un "mar" móvil de electrones. Tales electrones no están sujetos a ningún ion positivo concreto, sino que pueden deambular a través del cristal. Esta estructura explica muchas de las propiedades características de los metales que se exponen a continuación.

Los metales son **sólidos** a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es líquido).

Presentan **temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas**.

Son **muy buenos conductores de corriente eléctrica**: si se conecta el metal a los electrodos de una pila, la nube de electrones libres se puede poner fácilmente en movimiento, creándose una corriente eléctrica.

Son buenos **conductores del calor**: el calor se transporta a través de los metales por las colisiones entre electrones, que se producen con mucha frecuencia.

La mayoría de los metales son **dúctiles** (capaces de ser estirados para obtener alambres, hilos o cables) y **malleables** (pueden extenderse en planchas o láminas delgadas). En el metal, los electrones actúan como un pegamento flexible que mantiene los núcleos atómicos juntos, los cuales pueden desplazarse unos sobre otros. Como consecuencia de ello, los cristales metálicos pueden deformarse sin fracturarse o romperse.

Muestran **insolubilidad** en agua y en otros disolventes comunes.

Poseen el característico **brillo metálico**. Sin embargo, al ser expuestos al aire reaccionan con el oxígeno, tendiendo a formar óxidos que alteran su aspecto y propiedades (**proceso de oxidación**). Sólo algunos pocos metales (llamados “metales nobles”, como el oro y el platino) no se oxidan, y son muy apreciados por ello.



Ductibilidad y maleabilidad de los metales.



Oxidación.

Actividades “Enlace químico”.

10) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- a) El enlace iónico se produce entre dos átomos no metálicos.
- b) El enlace iónico requiere la formación de un ión positivo y un ión negativo.
- c) El ión negativo tiende a ceder electrones, de forma que el ión positivo tiende a captarlos, quedando ambos iones enlazados por intensas fuerzas de carácter electrostático.
- d) Los enlaces iónicos dan lugar a sustancias moleculares.
- e) Las sustancias iónicas son siempre buenas conductoras de la electricidad.
- f) Las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente.

11) Enlaces iónicos.

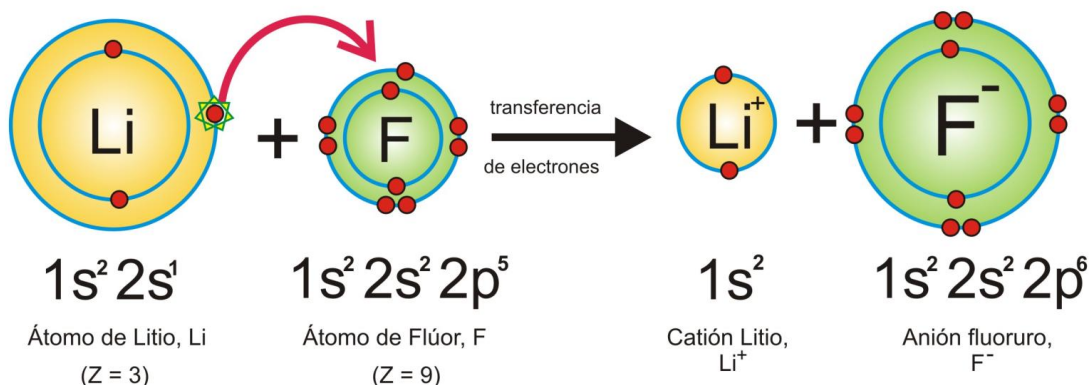
- a) ¿Qué es un ion, de que tipos hay y cómo se forman?
- b) ¿Entre qué tipos de elementos se forman los enlaces iónicos?
- c) ¿Cómo se forma un enlace iónico?
- d) ¿Los gases nobles forman enlaces iónicos? ¿por qué?

12) ¿Cuál de los siguientes pares de elementos forman compuestos iónicos: a) azufre y oxígeno; b) sodio y calcio; c) sodio y flúor; d) oxígeno y cloro; e) oxígeno y potasio; f) oxígeno y estroncio; g) oxígeno y aluminio.

13) De los siguientes compuestos, ¿Cuáles consideras que son de tipo iónico?

KCl, CO₂, CCl₄, NaI, KBr, H₂O, NaCl, SiO₂, CuCl, CaCl₂, CH₄, NH₃.

14) Explica cómo se forman el compuesto iónico Fluoruro de litio (LiF):



15) Explica cómo se formarán los siguientes compuestos iónicos:

- a) compuesto iónico resultante del enlace calcio y el bromo.

- b) Fluoruro de calcio (CaF_2).
- c) Cloruro de cesio (CsCl).

16) ¿Qué fórmula tendrán los compuestos iónicos formados por: a) K y N; b) Ca y F; c) Ca y O; d) Al y S?

17) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- a) Los enlaces covalentes se producen entre dos átomos de elementos metálicos.
- b) Para formar un enlace covalente, los átomos que intervienen se transforman en iones, cediendo y aceptando electrones para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano.
- c) Los enlaces entre átomos no metálicos se forman compartiendo electrones entre los átomos que intervienen en el enlace, para alcanzar la estabilidad del gas noble más cercano.
- d) Los enlaces covalentes producen sustancias moleculares y cristalinas.
- e) La sal común (NaCl) es un compuesto covalente.
- f) El agua y el diamante son sustancias covalentes.
- g) Las sustancias covalentes moleculares son buenas conductoras de la electricidad.
- h) Las sustancias covalentes presentan en general puntos de fusión muy bajos.
- i) Algunas de las sustancias covalentes cristalinas presentan enormes durezas.

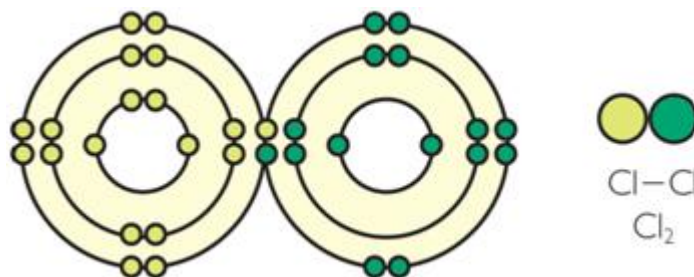
18) Enlaces covalentes.

- a) ¿Qué tipos de átomos forman los enlaces covalentes?
- b) ¿En qué consiste un enlace covalente?
- c) ¿Con qué objeto forman los átomos enlaces covalentes?
- d) ¿Los gases nobles forman enlaces covalentes? ¿por qué?
- e) ¿La molécula de cloro Cl_2 se forma mediante enlace covalente? Explica el proceso.

19) De los siguientes compuestos, ¿Cuáles consideras que son de tipo covalente?

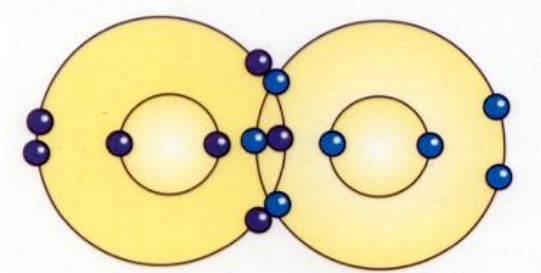
KCl , F_2 , LiF , CO_2 , CCl_4 , NaI , KBr , FeO , H_2O , NaCl , SiO_2 , CsCl , NH_3 , Na_2O , CaO

20) Explica cómo se forma el enlace iónico que da lugar a la molécula Cl_2 .

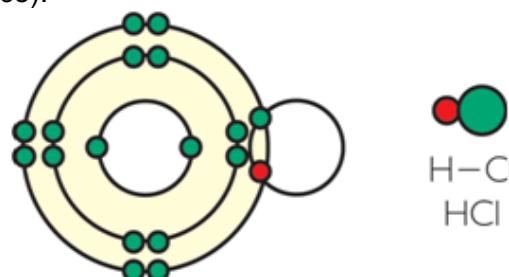


21) Explica cómo se forma el enlace iónico que da lugar a la molécula N_2 .

22) Explica cómo se forma la molécula de HCl (ácido clorhídrico).



Ejercicios 21: Molécula de N_2 .



Ejercicio 22: Molécula de HCl

23) Explica cómo se forma la molécula de CH_4 (metano).

24) Diagramas de Lewis. Representa mediante diagramas de Lewis los siguientes átomos: Carbono (C), fósforo (P), azufre (S), bromo (Br).

25) Representa mediante diagramas de Lewis como se unirían los átomos que constituyen las moléculas de oxígeno (O_2), de nitrógeno (N_2) y de bromo (Br_2).

25) Representa mediante diagramas de Lewis como se forman las moléculas de amoníaco (NH_3), de ácido clorhídrico (HCl), de metano (CH_4), y de tricloruro de fósforo (PCl_3).

26) Representa, usando la representación de Lewis, el enlace covalente que se dará entre las siguientes parejas de átomos. Indica también la fórmula final del elemento o compuesto formado.

a) Br y Br; b) O y F; c) N e H; d) C y Cl; e) C y O.

27) Realiza las mismas tareas que en el ejercicio anterior para los siguientes átomos:

a) Flúor y nitrógeno; b) Boro y flúor; c) Azufre e hidrógeno; d) Silicio e hidrógeno.

28) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- a) El enlace metálico se produce entre átomos de elementos no metálicos.
- b) El modelo que explica el enlace metálico se llama nube o mar de electrones.
- c) En el enlace metálico, los átomos metálicos tienden a captar los electrones que les faltan para alcanzar el octeto en su capa de valencia, formando iones negativos
- d) Los electrones están fuertemente ligados a los iones formados.
- e) El enlace metálico produce sustancias moleculares.
- f) Muchas de las sustancias metálicas tienden a reaccionar con el oxígeno, oxidándose.
- g) Los metales son malos conductores de la electricidad, debido a la baja movilidad de los electrones de valencia.
- h) Con los elementos metálicos es fácil fabricar láminas, planchas, hilos, cables, alambres, etc.
- i) Si se calienta una plancha de metal por un extremo, el otro extremo se calentará.

29) Enlace metálico.

- a) ¿Qué tipos de átomos forman los enlaces metálicos?
- b) ¿Cómo se llama el modelo que explica los enlaces metálicos?
- c) ¿Qué tipo de iones se forman en los enlaces metálicos, y por qué?
- d) ¿Qué ocurre con los electrones en el enlace metálico?
- e) ¿Los gases nobles forman enlaces covalentes? ¿por qué?
- f) ¿El oxígeno (O_2) es un ejemplo de enlace metálico? ¿por qué?
- g) Cita algunos ejemplos de elementos o compuestos formados por enlace metálico.
- h) ¿Qué significa que los metales son dúctiles y maleables?
- i) ¿Por qué se dice que los metales son buenos conductores de la electricidad?

30) Enlace químico

Dadas las sustancias N_2 , CO_2 , CaO , $MgCl_2$, y $SiCl_4$.

- a) Clasifícales según su tipo de enlace.
- b) A temperatura ambiente, indica su estado de agregación más probable.

31) Indica el tipo de enlace más probable entre los siguientes átomos (covalente / iónico / metálico / sin enlace):

a) Cl – Cl; b) Cl – Ar; c) Cl – O; d) Cl – Fe; e) Na – Na; f) S – Cl; g) Br – Ca; h) Fe – Fe.

32) Responde a las siguientes cuestiones:

- a) Al combinarse átomos de potasio con átomos de bromo, ¿cuál es el tipo de enlace más probable?
- b) Un sólido metálico está formado por, ¿qué tipo de iones?
- c) ¿Cuál será la clase de enlace químico más probable que puede establecerse entre los átomos de los siguientes elementos? (iónico, covalente, metálico, sin enlace)
 - c1) Hierro – hierro.
 - c2) Cloro – magnesio.
 - c3) Cloro – cloro.
 - c4) Carbono – oxígeno.
 - c5) Flúor – Flúor.
 - c6) Xenón – nitrógeno.
 - c7) Sodio – cloro.
 - c8) Hidrógeno – Cloro.
 - c9) Nitrógeno - Nitrógeno

c10) Helio – Helio.

d) Señala cuáles de los siguientes compuestos serán de tipo iónico:

CaO (óxido de calcio), O₂ (oxígeno), NaF (fluoruro de sodio), N₂O (óxido de dinitrógeno), NH₃ (amoníaco).

e) De los sólidos siguientes, indica cuáles serán buenos conductores de la electricidad en cualquier caso:

Cobre (Cu), Cuarzo (SiO₂), Fluorita (CaF₂), Hierro (Fe), Silvina (KCl).

33) En la tabla se muestran las propiedades de 3 sustancias. Trata de determinar qué tipo de enlace las conforman:

Propiedad	A	B	C
Temperatura de fusión	801°C	-117°C	-39°C
Temperatura de ebullición	1465°C	78°C	357°C
Solubilidad en agua	Sí	Sí	No
Conductividad en estado sólido	No	No	Sí
Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede	Sí	No	Sí
Deformabilidad del sólido	Frágil	--	Sí

34) En la tabla se muestran las propiedades de 3 sustancias. Trata de determinar qué tipo de enlace las conforman:

Propiedad	A	B	C
Temperatura de fusión	1550°C	755°C	328°C
Temperatura de ebullición	2590°C	--	1750°C
Solubilidad en agua	No	Sí	No
Conductividad en estado sólido	No	No	Sí
Conductividad en estado líquido y en disolución, si procede	No	Sí	Sí
Deformabilidad del sólido	Frágil	Frágil	Sí

35) Verdadero o falso. Si la afirmación es falsa, reescríbela para convertirla en verdadera.

- Los nudos de una red cristalina son siempre iones.
- Las redes cristalinas metálicas son las que presentan más dureza.
- Las redes cristalinas covalentes son las únicas que conducen la electricidad.
- Las redes cristalinas covalentes son muy poco solubles en agua.
- Cuando se forma el ion Ca²⁺, el calcio pierde dos electrones y cumple la regla del octeto.
- En el ion Cl²⁻, el cloro no cumple la regla del octeto.
- Cuando dos átomos de hidrógeno se unen para formar H₂, se alcanza la estabilidad energética de gas noble.
- Se llama enlace químico a las fuerzas de unión entre dos o más átomos para formar una estructura más estable.

36) Teniendo en cuenta el tipo de enlace que forma cada sustancia, completa la siguiente tabla indicando SI o NO en las casillas vacías:

Sustancia	Sólido a temperatura ambiente	Soluble en agua	Conductor en estado sólido
Hg			
KCl			
SiO ₂			
O ₂			
NaCl			
HCl			
NH ₃			
Fe			