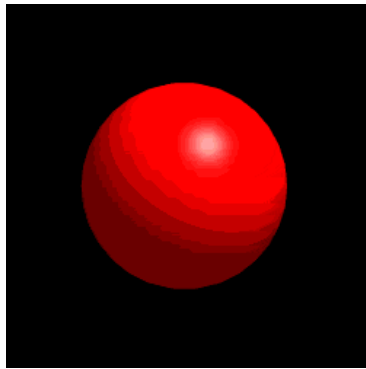
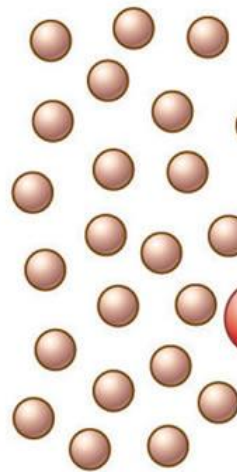


MODELO DE DALTON

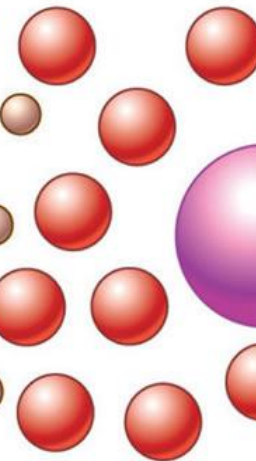
- Formulado en 1808 por John Dalton
- El átomo es una esfera sólida que no puede partirse o dividirse
- El átomo es eléctricamente neutro
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes



Átomos
de hidrógeno



Átomos
de oxígeno

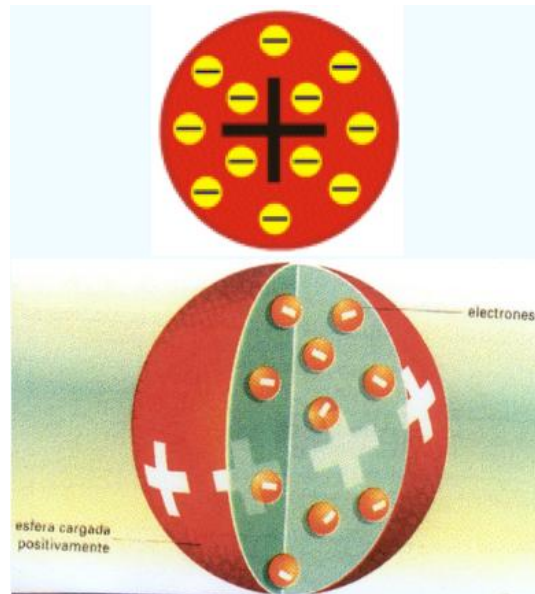


Átomos
de bromo



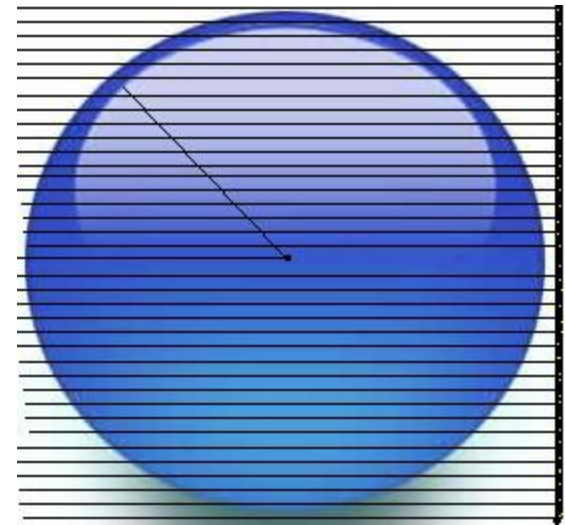
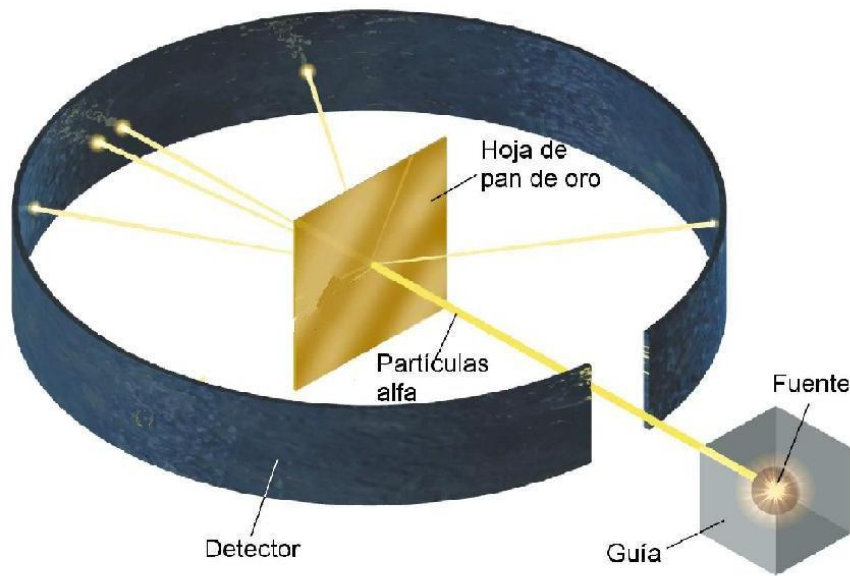
MODELO DE THOMPSON

- El modelo de Dalton desapareció ante el modelo de Thompson ya que no explicaba los rayos catódicos, la radioactividad ni la presencia de los electrones (e^-) o protones (p^+).
- En 1897 Joseph Thompson descubre el electrón.
- La materia se compone de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa está constituida por electrones, los cuales se encuentran según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel.



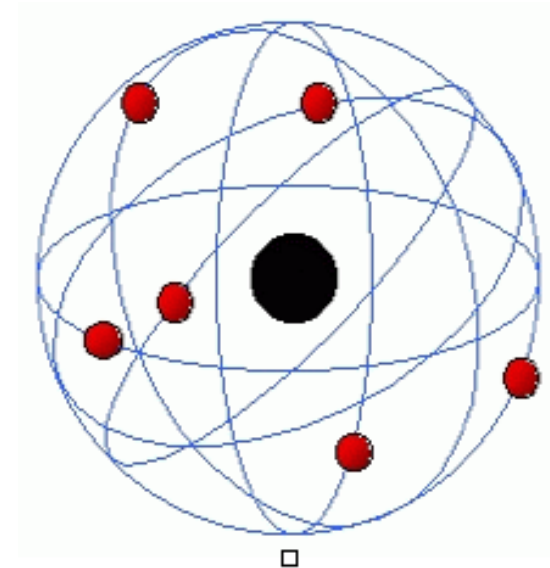
EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

- 99% VACÍO



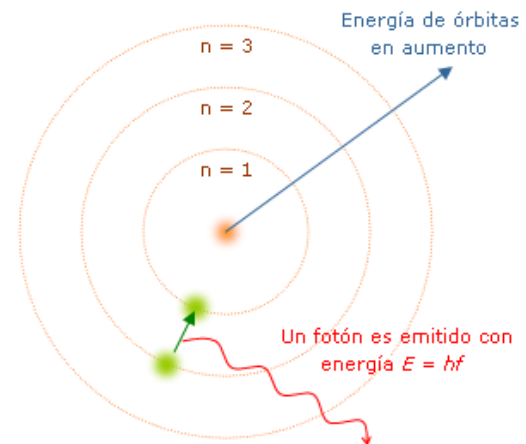
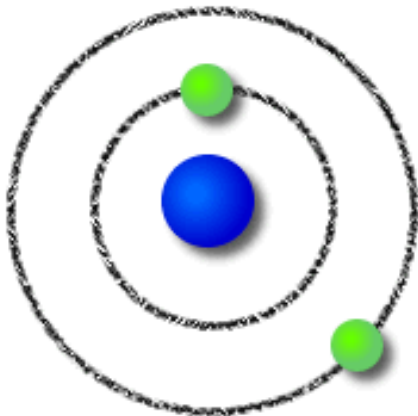
MODELO DE RUTHERFORD

- En 1911 Rutherford presenta un modelo en el que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa.
- La parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos.



MODELO DE BOHR

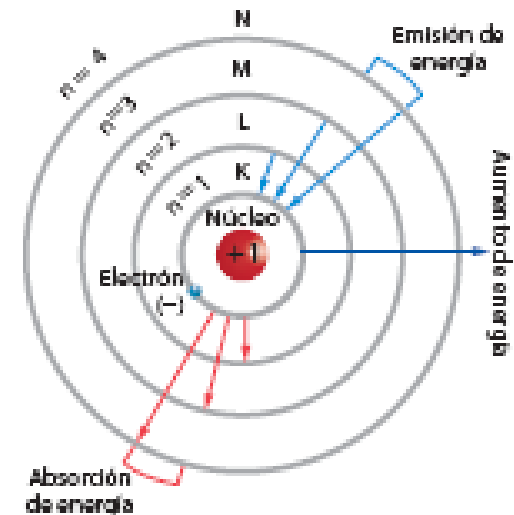
- El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en orbitas bien definidas.
- Las orbitas están cuantizadas (los e- pueden estar solo en ciertas orbitas).
- Cada orbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
- Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en orbitas estables.
- Los electrones pueden saltar de una a otra orbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe una cantidad de energía igual a la diferencia de energía asociada a cada orbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).



- El modelo atómico de Bohr tiene órbitas esféricas concéntricas en donde se encuentran los electrones, y éstos, dependiendo de su posición, tienen distinto contenido energético.
- A los niveles se les da los nombres de K, L, M, N, O, P, Q ó 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.
- La capacidad electrónica por nivel se calcula con la fórmula $2n^2$ donde n es el nivel de energía para los primeros cuatro niveles y los cuatro restantes se repiten en forma inversa; es decir,
 en el nivel K, $n=1$ por lo que $2n^2 = [2(1)^2]=2$;
 en el nivel L, $n=2$ y $2n^2 = [2(2)^2]=8$, etc.

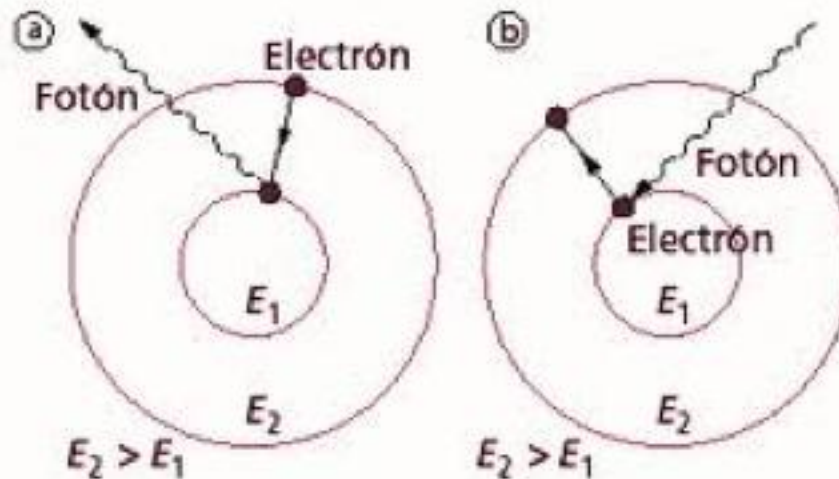
Así, la capacidad electrónica por nivel es :

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8



POSTULADOS DE BOHR

- PRIMER POSTULADO.- En lugar de un número infinito de órbitas con diferentes radios (que son posibles en mecánica clásica) el electrón puede estar solamente en determinadas orbitas; aquellas que cumplen $L = mrv = n (h/2\pi)$, $n=1,2,3,\dots$ $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$
- SEGUNDO POSTULADO.- En contra a lo que predice el electromagnetismo clásico, un electrón en una de las órbitas permitidas no emite radiación.
- TERCER POSTULADO.- Si un electrón se encuentra inicialmente en una órbita permitida de energía E_i y pasa a otra órbita de menor energía E_f , emitirá radiación electromagnética de frecuencia $\nu = (E_i - E_f)/h$



El enlace químico

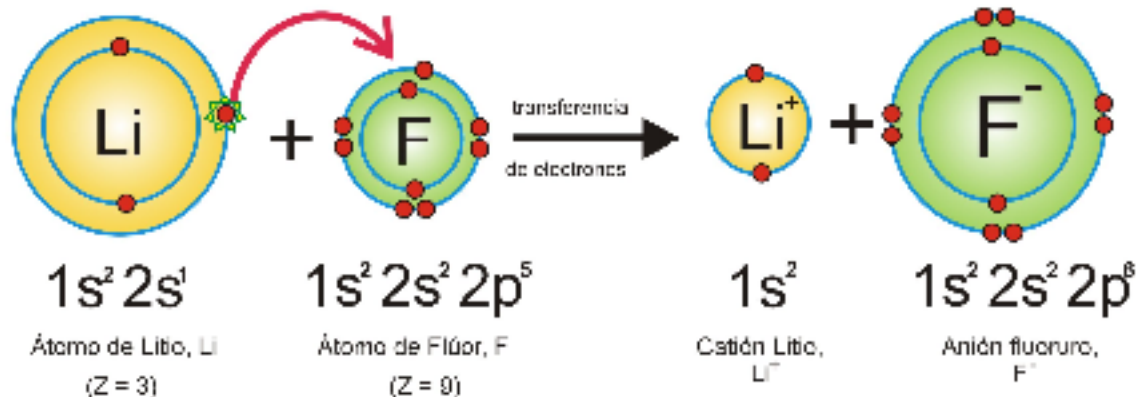
- Llamamos enlace a las intensas fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias.
- Los átomos se unen porque así adquieren una situación más estable que cuando están separados
- La situación de mayor estabilidad es cuando el número de electrones de los átomos en su último nivel de energía es igual a 8 (regla del octeto). Esta situación es extremadamente estable

Tipos de Enlace

- **Iónico.** (Sólidos iónicos)
- **Covalente.** (Sustancias moleculares y Sólidos de red covalente)
- **Metálico.** (Sólidos metálicos)

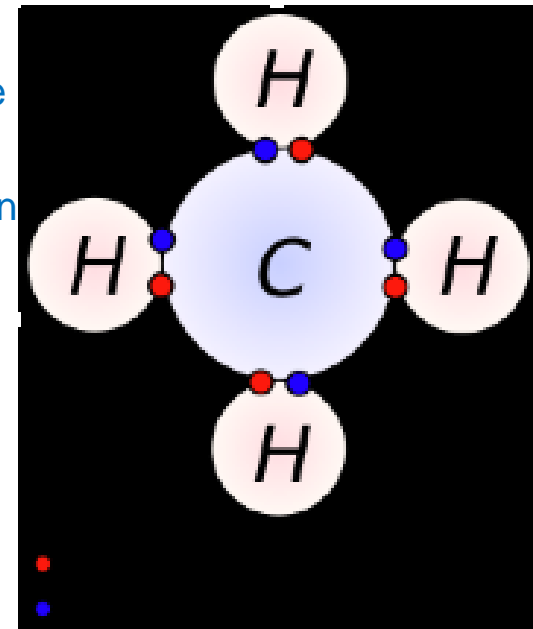
Enlace Iónico

- Unión entre átomos de elementos metálicos (izquierda de la tabla periódica) con átomos no metálicos (elementos situados a la derecha de la tabla periódica)
- 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. Estas fuerzas eléctricas las llamamos enlaces iónicos.



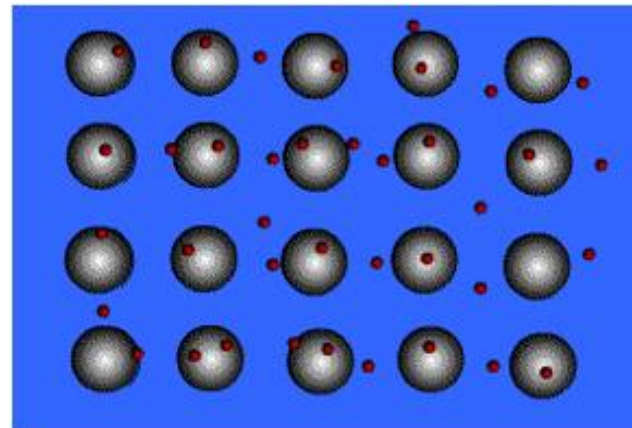
Enlace Covalente

- Los enlaces covalentes son las fuerzas que mantienen unidos entre sí los átomos no metálicos (los elementos situados a la derecha en la tabla periódica *C, O, F, Cl, ...*).
- Estos átomos tienen muchos electrones en su nivel más externo (electrones de valencia) y tienen tendencia a ganar electrones más que a cederlos, para adquirir la estabilidad de la estructura electrónica de gas noble. Por tanto, los átomos no metálicos no pueden cederse electrones entre sí para formar iones de signo opuesto.
- En este caso el enlace se forma al compartir un par de electrones entre los dos átomos, uno procedente de cada átomo. El par de electrones compartido es común a los dos átomos y los mantiene unidos, de manera que ambos adquieren la estructura electrónica de gas noble. Se forman así habitualmente moléculas: pequeños grupos de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes.



Enlace metálico

- Para explicar las propiedades características de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, ...) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido como modelo de la nube o del mar de electrones:
 1. *Los átomos de los metales tienen pocos electrones en su última capa, por lo general 1, 2 ó 3. Éstos átomos pierden fácilmente esos electrones (electrones de valencia) y se convierten en iones positivos, por ejemplo Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} .*
 2. *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 este modo todo el conjunto de los iones positivos del metal queda unido mediante la nube de electrones con carga negativa que los envuelve.*

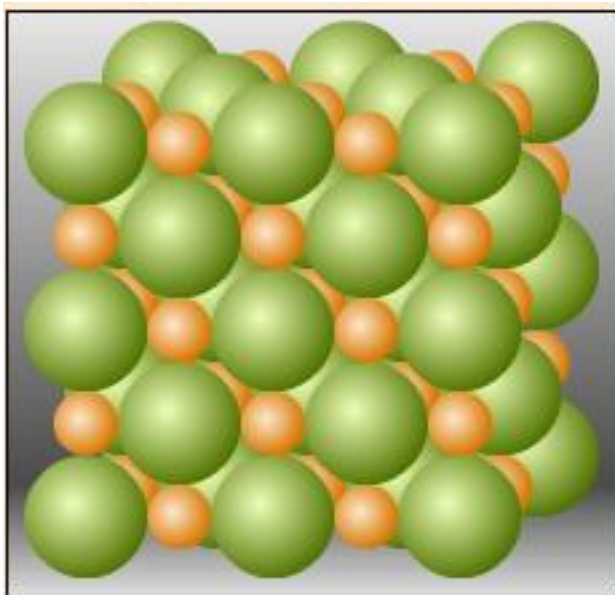


Sólido Iónico

- Los sólidos iónicos están formados por iones unidos por fuerzas eléctricas intensas (enlaces iónicos) entre iones contiguos con cargas opuestas (cationes y aniones). En estas sustancias no hay moléculas sencillas e individuales; en cambio, los iones permanecen en una ordenación repetitiva y regular formando una red continua.
- En la sal común los iones Na^+ (cationes) y los iones Cl^- (aniones), unidos por fuerzas eléctricas debidas a su carga opuesta, forman una red tridimensional cúbica en la que cada ion Cl^- está rodeado por seis iones Na^+ y cada ion Na^+ por seis iones Cl^- .

PROPIEDADES

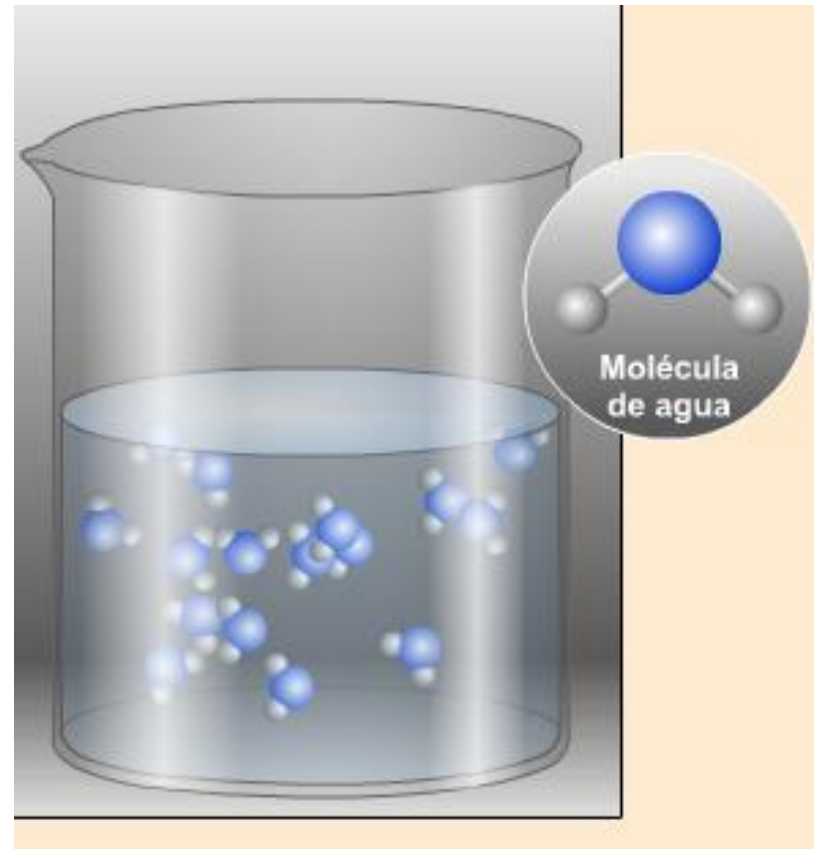
1. No son volátiles y tienen un punto de fusión alto (normalmente entre 600°C y 2.000°C). Para fundir el sólido deben romperse los enlaces iónicos, separando unos de otros los iones con cargas opuestas. Los iones adquieren energía cinética suficiente para que esto ocurra solamente a temperaturas elevadas.
2. Los sólidos iónicos no conducen la electricidad, puesto que los iones cargados tienen posiciones fijas. Sin embargo, llegan a ser buenos conductores cuando están fundidos o disueltos en agua. En ambos casos, fundidos o en disolución, los iones son libres para moverse a través del líquido y así pueden conducir una corriente eléctrica.
3. Muchos compuestos iónicos, pero no todos (p. ej., el NaCl pero no el CaCO_3), son solubles en agua.



*Estructura de la red cristalina
de la sal común*

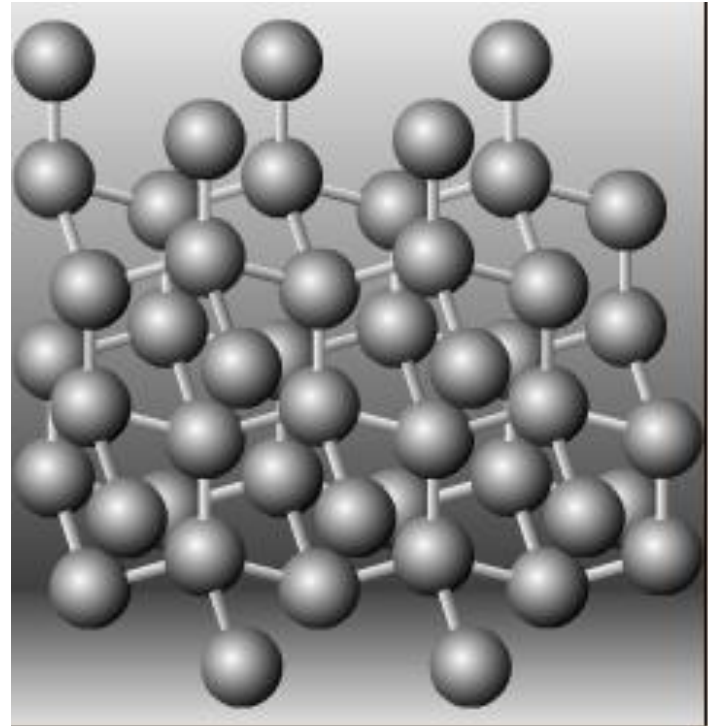
Moléculas Covalentes

- Prácticamente todas las sustancias que son gases o líquidos a 25 °C y a la presión normal son moleculares. Estas sustancias están constituidas por partículas discretas llamadas moléculas, que a su vez están formadas por dos o más átomos unidos por unas fuerzas muy intensas llamadas enlaces covalentes. En cambio las fuerzas entre las moléculas próximas son bastante débiles.
- Ejemplos de sustancias moleculares que son líquidos en condiciones normales tenemos el agua (H_2O) o el alcohol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), y gases el nitrógeno del aire (N_2) o el dióxido de carbono (CO_2).
- 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 presentan bajos puntos de fusión y de ebullición. En cambio, en estas transformaciones los enlaces covalentes dentro de las moléculas permanecen intactos.



Sólido Covalente

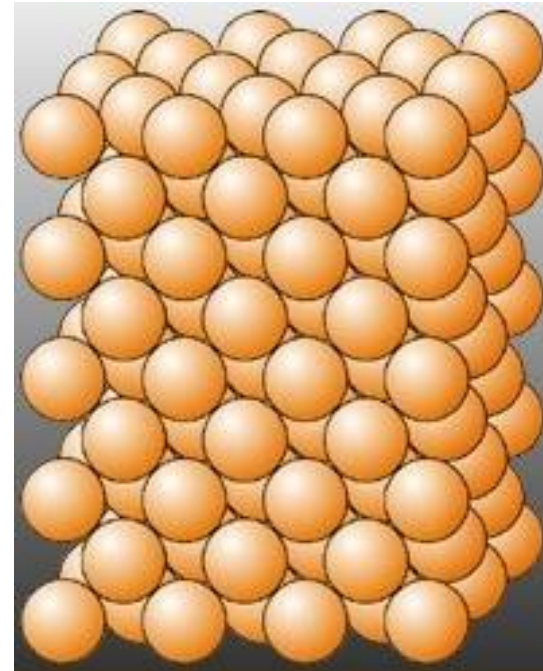
- Los átomos que forman estas sustancias están unidos por una red continua de enlaces covalentes, formando lo que se denomina una red cristalina.
- En el diamante los enlaces covalentes C -C se extienden a través del cristal formando una estructura tridimensional tetraédrica.
- Los sólidos de red covalente presentan propiedades características:
- Son muy duros.
- Tienen elevado punto de fusión, con frecuencia alrededor de 1.000 °C o mayores. Esto es debido a que para fundir el sólido, deben romperse los fuertes enlaces covalentes entre sus átomos. Los sólidos de este tipo son notablemente diferentes de los sólidos moleculares, que tienen puntos de fusión mucho más bajos.
- Son insolubles en todos los disolventes comunes. Para que se disuelvan, tienen que romperse los enlaces covalentes de todo el sólido.
- Son malos conductores de la electricidad.



Red cristalina del diamante: átomos de carbono unidos por enlaces covalentes.

Sólido Metálico

- Sus unidades estructurales son electrones y cationes, que pueden tener cargas de +1, +2 o +3. Los cristales metálicos están formados por un conjunto ordenado de iones positivos, por ejemplo, Na^+ , Mg^{2+} , Cu^{2+} . Estos iones están anclados en su posición. Los electrones no están sujetos a ningún ion positivo concreto, sino que pueden deambular a través del cristal.
- **Propiedades**
 1. *Conductividad eléctrica elevada. La presencia de un gran número de electrones móviles explica por qué los metales tienen conductividades eléctricas varios cientos de veces mayores que los no metales.*
 2. *Buenos conductores del calor.*
 3. *Ductilidad y maleabilidad. La mayoría de los metales son dúctiles*
 4. *Insolubilidad en agua y en otros disolventes comunes. Ningún metal se disuelve en agua; los electrones no pueden pasar a la disolución y los cationes no pueden disolverse por ellos mismos.*



Estructura de la red cristalina del cobre: los iones cobre (Cu^{2+}) se hallan ordenados regularmente