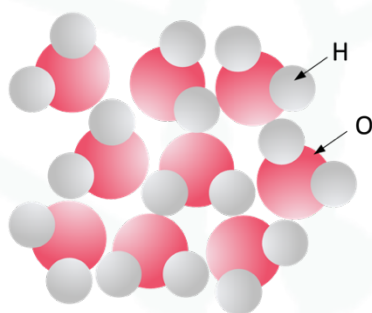
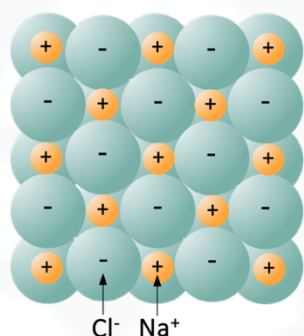


Enlaces químicos. Fuerzas intermoleculares.



RAZONANDO
QuímicaMente

INTRODUCCIÓN



El desarrollo de la **tabla periódica** y el concepto de **configuración electrónica** dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman los compuestos. Según Lewis, los átomos se combinan para alcanzar una **configuración electrónica más estable**.

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal de mesa. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado. Esto queda demostrado por la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre.

Las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos dan origen a lo que denominamos **enlace químico**. Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando estudiamos los enlaces químicos consideramos, sobre todo, los **electrones de valencia** de los átomos.

Existen tres tipos de enlaces químicos: iónicos, covalentes y metálicos. En este apunte le daremos importancia a los dos primeros.

El **enlace iónico** es el resultado de la transferencia neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro y de las interacciones electrostáticas entre cationes y aniones que se forman. Ejemplo: NaCl (Cloruro de sodio). Los compuestos que poseen enlaces iónicos reciben el nombre de **compuestos iónicos**.

El **enlace covalente** resulta cuando se comparten uno o más pares de electrones entre dos átomos. Ejemplo: CH₄ (Metano). Los compuestos que se mantienen unidos por enlaces covalentes se llaman **compuestos covalentes** o compuestos moleculares.

SÍMBOLOS DE PUNTOS DE LEWIS

El número y la distribución de electrones en las capas más externas de los átomos determinan las propiedades químicas y físicas de los elementos, así como del tipo de enlace químico que forman. Escribimos fórmulas de Lewis (a veces llamadas fórmulas de puntos de

ENLACE IÓNICO

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir estabilidad electrónica.

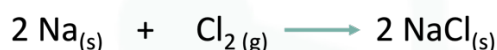
Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o los elementos y un superíndice colocado a la derecha indicando el número de cargas eléctricas y su signo. Por ejemplo, el ion sodio se representa como Na^{1+} ; el ion sulfuro es S^{2-} ; el ion amonio es NH_4^{1+} ; el ion carbonato es CO_3^{2-} , etc. Cuando la carga es unitaria (1+ o 1-) se puede omitir el número y solo colocar el signo de la carga.

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas de signo contrario, mediante **fuerzas de tipo electrostático**. Este tipo de enlace puede formarse cuando los elementos que tienen baja electronegatividad (metales) reaccionan con elementos que tienen alta electronegatividad (no metales). Muchos metales **se oxidan** con facilidad, es decir, pierden electrones para formar cationes, y muchos no metales **se reducen** con facilidad, es decir, ganan electrones para formar aniones.

De manera general, los metales alcalinos y alcalinotérreos tienen más probabilidad de formar cationes y los más aptos para formar aniones son los halógenos y el oxígeno. Por lo tanto, una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal

del grupo 1A o 2A con un halógeno u oxígeno.

Consideremos la reacción de sodio con cloro. El sodio es un metal blando plateado y el cloro a temperatura ambiente es un gas corrosivo verde amarillento. Podemos representar esta reacción de formación como:



Sodio

Cloro

Cloruro de sodio



Na

Metal alcalino blando, untuoso, de color plateado, muy abundante en la naturaleza, encontrándose en la sal marina y el mineral halita. Es muy reactivo, arde con llama amarilla, se oxida en presencia de oxígeno y reacciona violentamente con el agua.



Cl

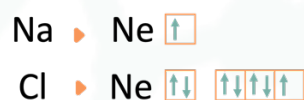
No metal del grupo de los halógenos. En condiciones normales y en estado puro es un gas amarillo-verdoso formado por moléculas diatómicas, Cl_2 , de olor desagradable y venenoso.



NaCl

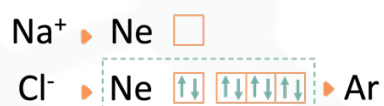
Conocido como sal de mesa o halita. Es la sal responsable de la salinidad del océano, de la osmolaridad del fluido extracelular de muchos organismos. Como sal comestible, es comúnmente usada para condimentar y preservar la comida.

Analizando la configuración electrónica de cada átomo, podemos ver la pérdida y ganancia de un electrón. Al cloro lo analizamos como átomo y no como molécula:

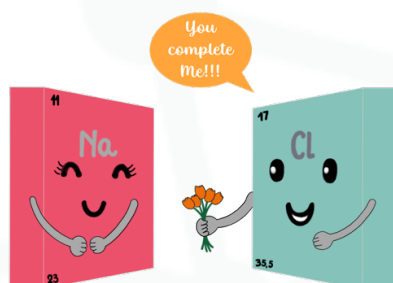


En esta reacción, cada átomo de Na pierde un electrón para dar iones Na^+ , que sólo tienen 10 electrones, los mismos que el neón, gas noble que precede al sodio en la tabla periódica. Decimos que los iones sodio tienen la estructura electrónica de gas noble del neón:

el Na^+ es isoelectrónico (igual cantidad de electrones) con el Ne. En contraste, cada átomo de cloro gana un electrón para dar iones cloruro, Cl^- , que tienen 18 electrones. Este número es igual al del gas noble siguiente en la tabla periódica, el argón. Por lo tanto, el Cl^- es isoelectrónico con el Ar. Las configuraciones electrónicas de los iones quedan:



Otra forma de representar la pérdida de un electrón por parte del sodio y la ganancia de este electrón por el cloro es con las fórmulas de Lewis:



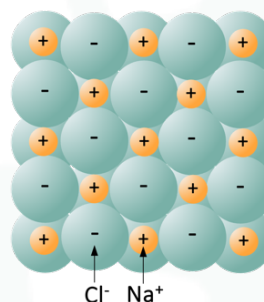
Como ya mencionamos, a la pérdida de electrones se la denomina **oxidación** y a la ganancia, **reducción**. Los átomos de Na se oxidan para formar iones Na^+ y los átomos de Cl se reducen para formar los iones Cl^- .

Los iones Na^+ y Cl^- sólo pueden estar presentes en proporción 1:1 en el compuesto cloruro de sodio, de modo que la **fórmula** debe ser NaCl. Predecimos dicha fórmula basándonos en el

hecho que cada átomo de Na sólo puede perder un electrón de su capa más externa ocupada y cada átomo de Cl sólo necesita un electrón para ocupar por completo sus orbitales p más externos.

La **fórmula química NaCl** no indica de manera explícita la naturaleza iónica del compuesto, sólo la proporción de iones. Por otra parte, no siempre se dispone de los valores de electronegatividad; por lo tanto, debemos aprender a reconocer, a partir de la posición de los elementos en la tabla periódica y las tendencias de la electronegatividad, si la diferencia de electronegatividad es lo suficientemente grande para favorecer la formación de enlaces iónicos.

A continuación, se muestra la estructura del cloruro de sodio. Al igual que los demás compuestos iónicos sencillos, el $\text{NaCl}_{(s)}$ existe como una red extendida de iones positivos y negativos, Na^+ y Cl^- , y no existen moléculas distinguibles de sustancias sólidas iónicas, de modo que nos referiremos a éstas como **unidades formulares** en lugar de moléculas.



Las fuerzas que mantienen unidas a las partículas de un sólido iónico son muy fuertes.

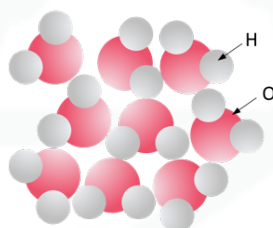
Esto se explica por qué estas sustancias tienen puntos de fusión y ebullición muy altos. Cuando un compuesto iónico se funde o se disuelve en agua, sus partículas cargadas se mueven con libertad, de tal modo que el líquido exhibe una conductividad eléctrica muy grande.

Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza. Esta estructura le confiere propiedades características, entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente.** Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y se funden a temperaturas elevadas.
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.** Esto se debe a que en la red cristalina cada ion ocupa un lugar determinado y no pueden moverse de un lado a otro en el espacio. Sin embargo, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Tienen altos puntos de fusión.** En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- **Son duros y frágiles a la vez.** Un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina enfrentando iones de igual carga, lo que produce fuertes repulsiones y, como consecuencia de ello, la ruptura del cristal.
- **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares.** Cada ion del compuesto iónico atrae al polo de carga opuesta del disolvente y establece con él una interacción que libera una energía llamada de solvatación (energía de hidratación, si es agua el solvente). Si esta energía de solvatación es mayor que la energía que mantiene unidos los iones en el cristal, el solvente rompe el enlace iónico y el compuesto se disuelve. Los iones quedan separados y rodeados de moléculas de solvente (solvatados).
- **Presentan gran diferencia de electronegatividad entre los elementos que lo componen.** Entre más grande sea la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto, mayor será la atracción electrostática y más iónico será el enlace, es decir, más fuerte. Aproximadamente, si hay una diferencia de electronegatividad mayor de 1,7, se genera un enlace iónico.

ENLACE COVALENTE



El enlace entre átomos iguales o entre átomos que difieren poco en el

carácter electronegativo no queda explicado mediante el enlace iónico. Para explicar la formación de sustancias tales como H_2O (agua), Cl_2 , (cloro molecular), H_2 (hidrógeno molecular), NH_3 (amoníaco), Lewis sugirió que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble **compartiendo pares de electrones**, no solo cediendo o aceptándolos. El enlace que mantiene unido a los átomos para formar las moléculas se llaman **enlace covalente** y las sustancias obtenidas, **sustancias covalentes**.

En los compuestos covalentes, los enlaces entre átomos son relativamente fuertes, pero las fuerzas de atracción que pueden aparecer entre moléculas (fuerzas intermoleculares) son relativamente débiles. Como resultado, los puntos de fusión y de ebullición de los compuestos covalentes son más bajos que en los compuestos iónicos.

En un enlace covalente dos átomos comparten electrones, a diferencia del enlace iónico donde los electrones son cedidos o ganados por los átomos participantes del enlace. Podemos demostrar esta situación con la simbología de Lewis:



Para simplificar, el par de electrones compartidos por los átomos de H se representa a menudo como una sola línea (una línea por cada par de electrones compartidos). Así, el enlace covalente de la molécula de hidrógeno se escribe como **H—H**.

Recordemos que la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo de hidrógeno aislado es $1s^1$. A medida que los dos átomos de hidrógeno se van acercando, el electrón de cada átomo de hidrógeno es atraído por el núcleo del otro átomo de hidrógeno, así como por su propio núcleo. Si estos dos electrones tienen espines opuestos para así poder ocupar la misma región (orbital), ambos electrones ahora pueden ocupar de manera preferente la región entre los dos núcleos. Los orbitales $1s$ se superponen en forma tal que ambos electrones ahora están en los orbitales de ambos átomos de hidrógeno. En este sentido, cada átomo de hidrógeno tiene entonces la configuración del helio $1s^2$.



En el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de

ambos átomos. Esta atracción mantiene unidos a los dos átomos en la molécula de H_2 y es la responsable de la formación de enlaces covalentes en otras moléculas.

En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos (muchos electrones) sólo participan los electrones de valencia. Consideremos la molécula de flúor (F_2). La configuración electrónica del átomo de flúor (F) es $1s^2 2s^2 2p^5$. Los electrones $1s$ son de baja energía y pasan la mayor parte del tiempo cerca del núcleo, por lo que no participan en la formación del enlace. En consecuencia, cada átomo de F tiene siete electrones de valencia (los electrones de los orbitales $2s$ y $2p$). En un átomo de F sólo hay un electrón no apareado, de modo que la formación de la molécula de F_2 se representa como sigue:



Para formar F_2 sólo participan un par de electrones de valencia y dicho par está formado por un electrón de cada uno de los átomos de F de la molécula. Los demás **electrones de valencia** reciben el nombre de **pares libres** o **electrones no enlazantes**, es decir, son pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de F en la molécula de F_2 tiene tres pares libres de electrones o no enlazantes.

La formación de esta molécula ilustra la *regla*

del octeto, propuesta por Lewis que 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.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes. En un **enlace sencillo**, dos átomos se unen por medio de un par de electrones. En muchos compuestos se forman *enlaces múltiples* donde dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se denomina **enlace doble**. Estos enlaces se encuentran en moléculas como el dióxido de carbono (CO_2):



Un **enlace triple** surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, como en



la molécula de nitrógeno (N_2):

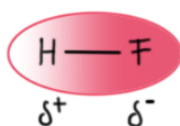
Enlace covalente polar y apolar

Como se mencionó, un enlace covalente es el que forman dos átomos que comparten electrones. En una molécula como el H_2 , donde los dos átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el

mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente de la molécula de HF (fluoruro de hidrógeno), los átomos de H y F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos:



El enlace en el HF se denomina **enlace covalente polar** o enlace polar porque los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro. La evidencia experimental indica que, en la molécula de HF, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de F. Este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la densidad electrónica del H al F, que puede representarse como:



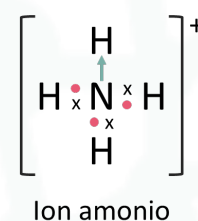
Donde la zona más oscura indica mayor presencia de electrones (densidad negativa δ^-) y la zona más clara, menor presencia de electrones (densidad positiva δ^+). Esto es lo mismo que decir que la molécula tiene un polo positivo y un polo negativo. Este fenómeno ocurre porque se están enlazando átomos que tienen electronegatividad diferente. La zona que rodea al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo (δ^-) y la de menor electronegatividad será el polo positivo (δ^+). A este tipo de molécula las llamamos polares. El agua (H_2O), el dióxido de

carbono (CO_2), el ácido clorhídrico (HCl) y la totalidad de los compuestos orgánicos están formados por átomos de naturaleza diferente unidos por enlace covalente, siendo muchos de ellos de elevada polaridad.

Una propiedad útil para distinguir el enlace covalente no polar del enlace covalente polar es la **electronegatividad**. Los elementos con electronegatividad alta tienen mayor tendencia para atraer electrones que los elementos con electronegatividad baja. Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace covalente, mayor será el carácter polar del mismo.

Enlace covalente coordinado

Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor. El enlace covalente coordinado se representa



por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio, NH_4^+ , a partir del amoníaco, NH_3 , y del ion de hidrógeno, H^+ . Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno

tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el hidrógeno (H^+).

Propiedades de los compuestos covalentes

Las sustancias covalentes en general se caracterizan porque:

- Tienen **bajos puntos de fusión y de ebullición**.
- Cuando se trata de cuerpos sólidos, son **relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad**.
- Son **bastante estables y de escasa reactividad** (el enlace covalente es fuerte y

supone configuración electrónica de gas noble).

- **Algunos sólidos covalentes carecen de unidades moleculares**. El diamante carece de moléculas y está constituido por una gran cantidad de átomos iguales unidos mediante enlaces covalentes en las tres direcciones del espacio formando una red cristalina. Estos enlaces son extraordinariamente fuertes, por esto las sustancias que los poseen son muy duras y tienen un punto de fusión elevado.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Así como existen fuerzas que mantienen unidos a los átomos que forman las moléculas, también existen fuerzas de atracción entre las moléculas de un mismo compuesto o de compuestos diferentes. Estas fuerzas, conocidas como **fuerzas intermoleculares**, son más débiles que los enlaces químicos y son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

Las principales fuerzas intermoleculares son:

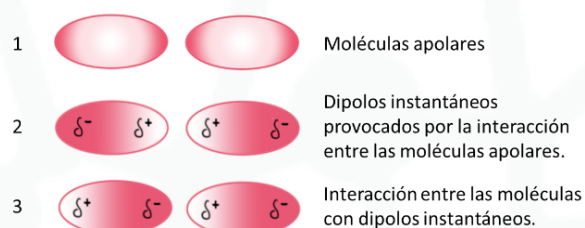
- *fuerzas de Van der Waals*
- *fuerzas donde participa un ion*
- *puentes de hidrógeno*.

Video sobre fuerzas intermoleculares:



Fuerzas de Van der Waals

Las **fuerzas de dispersión de London** se dan entre moléculas apolares.

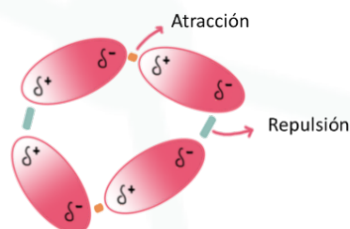


Estas fuerzas ocurren porque al acercarse dos de estas moléculas (1) se origina una distorsión de las nubes electrónicas de ambas (2), generándose en ellas **dipolos instantáneos** debido al movimiento de los electrones, lo que permite que interactúen entre sí (3). La intensidad de la fuerza depende de la cantidad de electrones que posea la molécula. Si

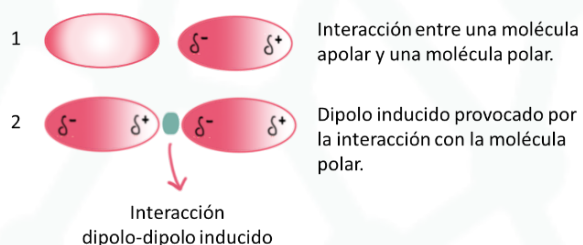
presenta mayor número de electrones, habrá una mayor polarización de ella, lo que generará que la fuerza de dispersión de London sea mayor.

"Las fuerzas de dispersión existen en todos los tipos de moléculas. Implican desplazamientos de todos los electrones en las moléculas y aumentan al aumentar la masa molecular. También dependen de la forma de la molécula."

Las **fuerzas dipolo-dipolo** son fuerzas de atracción entre moléculas polares. Estas moléculas se atraen cuando el polo positivo de una de ellas está cerca del polo negativo de la otra.



Las **fuerzas dipolo-dipolo inducido** aparece entre una molécula polar y una apolar.



Cuando se acerca un dipolo a una molécula apolar (1), genera en ésta última una distorsión de su nube electrónica, originando un dipolo inducido temporalmente, lo cual provoca la

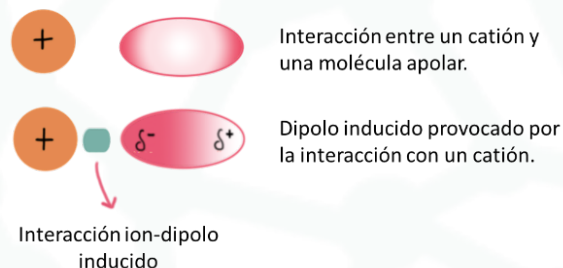
aparición de la fuerza dipolo-dipolo inducido (2). Esta fuerza explica la disolución de algunos gases no polares, como el cloro Cl_2 , en solventes polares.

Fuerzas donde participa un ion

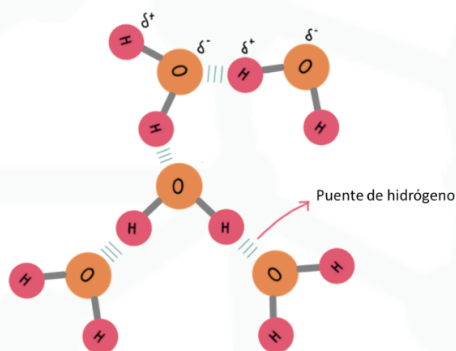
Las **fuerzas ion-dipolo** son fuerzas de atracción entre un ion y una molécula polar. De esta manera, el ion se une a la parte de la molécula que tenga su carga opuesta. Mientras mayor sea la carga del ion o de la molécula, la magnitud de la atracción será mayor. Estas fuerzas son importantes en los procesos de disolución de sales en agua, ya que las moléculas de agua son dipolos y las sales están formadas por cationes y aniones.



Las **fuerzas ion-dipolo inducido** son similares a la anterior, pero aquí el dipolo es previamente inducido por el campo electrostático del ion.



Puente de hidrógeno



Es una atracción que existe entre un átomo de hidrógeno que forma parte de un enlace covalente polar (F-H, O-H, N-H), con un átomo que posee un par de electrones libres, de ahí el nombre de "enlace de hidrógeno", que no debe confundirse con un enlace covalente con átomos de hidrógeno.

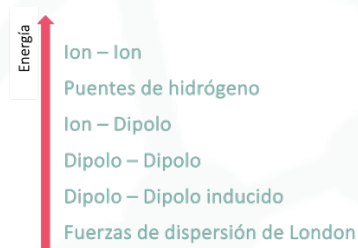
Un puente de hidrógeno es una atracción **dipolo-dipolo** que recibe un nombre especial por las características que presenta:

- Es localizado, de ahí que se lo denomine enlace.
- Su energía es superior a la de las fuerzas de Van der Waals, pero menor que la de los enlaces covalente e iónico.
- Los compuestos que pueden formar puentes de H entre sus moléculas poseen altos puntos de ebullición y de fusión.
- En él siempre interviene el hidrógeno que interacciona con un átomo electronegativo.

Es importante destacar que ninguna de estas interacciones es más fuerte que los enlaces iónicos o covalentes, ya que en estos participan los electrones de valencia, mientras que, en las interacciones entre moléculas, solamente hay fuerzas de atracción.

Sin embargo, es posible establecer diferencias en cuanto a la intensidad de estas fuerzas, dependiendo de la polaridad de las moléculas participantes y de la polarización de su nube electrónica.

Aquí podemos ver como varía la energía de los distintos tipos de interacciones:



Esto se puede ver representado según el punto de fusión y/o ebullición que presenta una sustancia. Para que se produzca un cambio de estado, deben debilitarse e incluso romperse estas fuerzas que mantienen unidas a las moléculas. Mientras mayor sea la fuerza que mantiene unida a las moléculas de un compuesto en particular, mayor será el punto de fusión y/o ebullición de la sustancia, porque se requerirá mayor energía para poder romperla.