

## FUERZAS INTER E INTRAMOLECULARES

### – FUERZAS INTRAMOLECULARES

#### Fuerzas de Atracción

Los electrones son atraídos por los núcleos atómicos, debido a su carga opuesta y, por consiguiente, tienden a ocupar la región entre dos núcleos. Los espines opuestos permiten que dos electrones ocupen la misma región.

#### Fuerzas de Repulsión

Los electrones tienden a estar lo mas separados posibles porque tienen la misma carga, y si están desapareados, porque tienen el mismo espín. (Principio de exclusión de Pauli). En el metano, por ejemplo, la distribución de los ocho electrones de enlaces es tal que cada uno ocupa la región cerca a dos núcleos (el orbital de enlace), pero, exceptuando su pareja, están lo mas separados posible de los otros electrones.

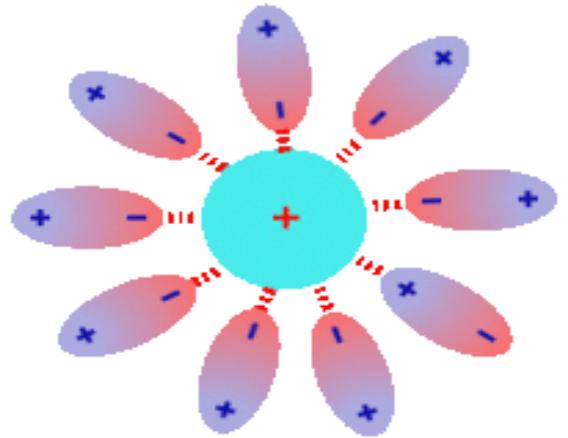
### – FUERZAS INTERMOLECULARES

Hay dos clases de fuerzas intermoleculares, que mantienen unidas las moléculas neutras: las fuerzas de van der Waals y las interacciones dipolo-dipolo.

Si las moléculas se encuentran formando un compuesto que se haya en estado gaseoso la separación es tan grande y por tanto la fuerza muy pequeña, pero en los estados sólidos y líquidos donde la separación de las moléculas no es tan grande, la fuerza de atracción dipolo-dipolo llega a ser tan importante que determina la mayoría de las propiedades del compuesto así: eleva las temperaturas de fusión y de ebullición, disminuye la presión de vapor (de sustancias polares), Aumenta los calores de evaporación y fusión, e incrementa la solubilidad de las sustancias en solventes polares.

#### INTERACCIÓN DIPOLO- DIPOLO.

Se presentan en moléculas con enlaces polares que se atraen entre sí porque se pueden alinear a sí mismas, de tal manera que el extremo positivo de una de ellas queda junto al extremo negativo de otra. Como resultado de la interacción dipolo –dipolo, las moléculas polares generalmente se sostienen entre sí más fuertemente que las moléculas no polares de masa molar comparables. Las diferencias en las fuerzas entre los compuestos iónicos y no iónicos y polares se reflejan en las propiedades físicas de los compuestos corrientes.



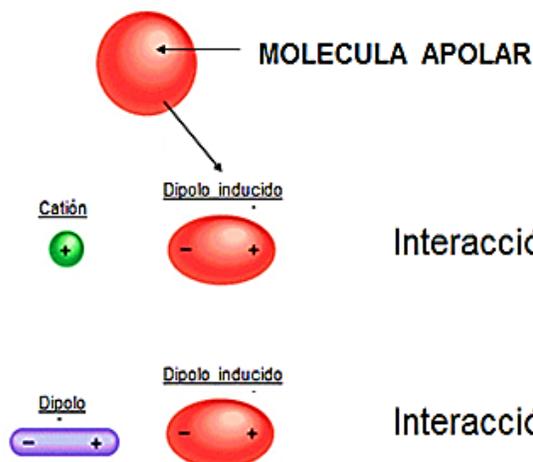
Cuando las moléculas polares se aproximan una a la otra tienden a orientarse de tal manera que el polo positivo de una molécula polar se dirige hacia el polo negativo de la otra, hay una atracción electrostática entre los dipolos H-Cl. Las interacciones dipolares tienen apenas el 1% de la fortaleza del enlace iónico o covalente.

Las interacciones dipolo-dipolo son más fuertes que las fuerzas de Van der Waals, pero no tanto como los enlaces iónicos o covalentes son ejemplos de estas, la interacción molecular en la mezcla acetona (  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$  ) cloroformo (  $\text{HCCl}_3$  ).

El grado de interacción dipolo-dipolo es uno de los factores que determinan los puntos de fusión, puntos de ebullición calores de vaporización y presión de vapor, de sustancias polares, propiedades que tienden a tener valores más altos a medida que el volumen molecular aumenta.

## DIPOLO- DIPOLO INDUCIDO

Corresponden a fuerzas que se generan cuando se acerca un ión o un dipolo a una molécula no polar, generando en ésta última, una distorsión de su nube electrónica, originando un **dipolo temporal inducido**. Esta fuerza explica la disolución de algunos gases no polares, como el cloro  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  y el  $\text{CO}_2$  en solventes polares (agua).

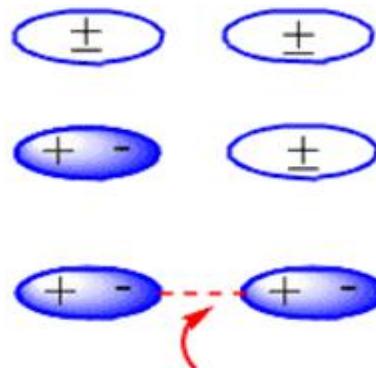


Interacción ion-dipolo inducido

Interacción dipolo-dipolo inducido

## DIPOLO INDUCIDO- DIPOLO INDUCIDO

Esta atracción es la más débil de todas y se presenta cuando se solubilizan solutos no polares en solventes no polares. Se presenta en la disolución de cristales de yodo en tetracloruro de carbono  $\text{I}_2$ ----- $\text{CCl}_4$ .

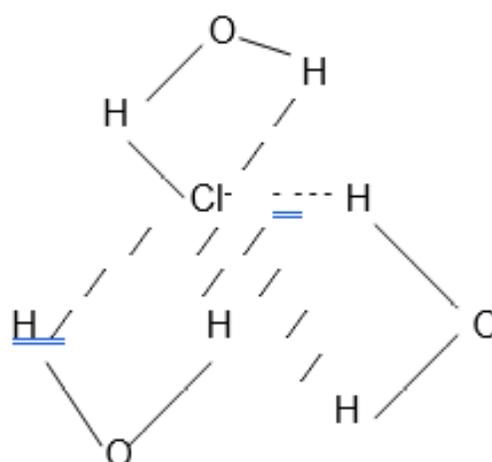
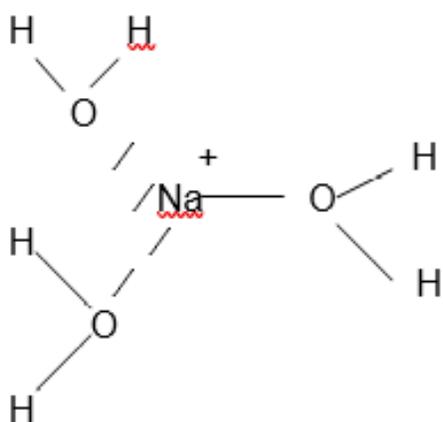
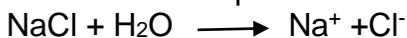


interacción dipolo inducido - dipolo inducido

## INTERACCIÓN IÓN – DIPOLO (En procesos de dilución)



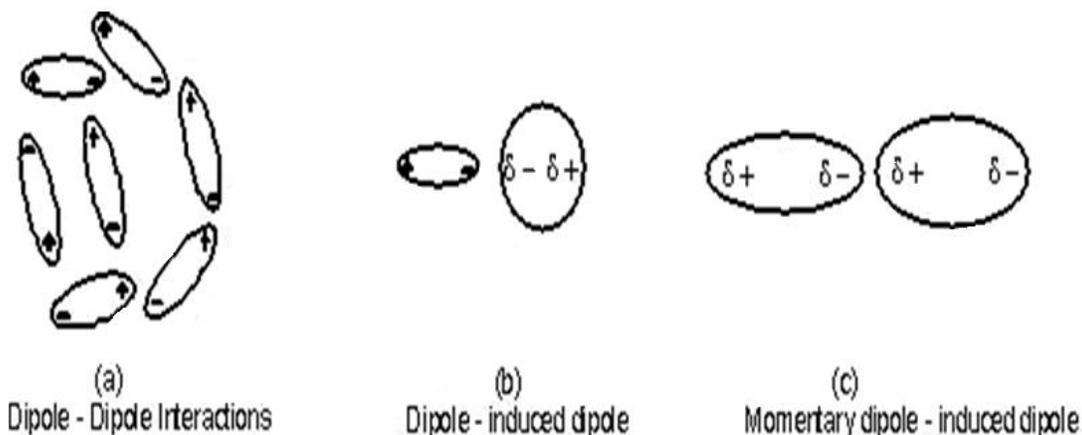
Las moléculas polares son atraídas y atraen los iones. El polo negativo es atraído por los cationes y el polo positivo por los aniones. Este tipo de atracción se llama interacción ión-dipolo. Los procesos de disolución implican interacción ion-dipolo.



## ION- DIPOLO INDUCIDO

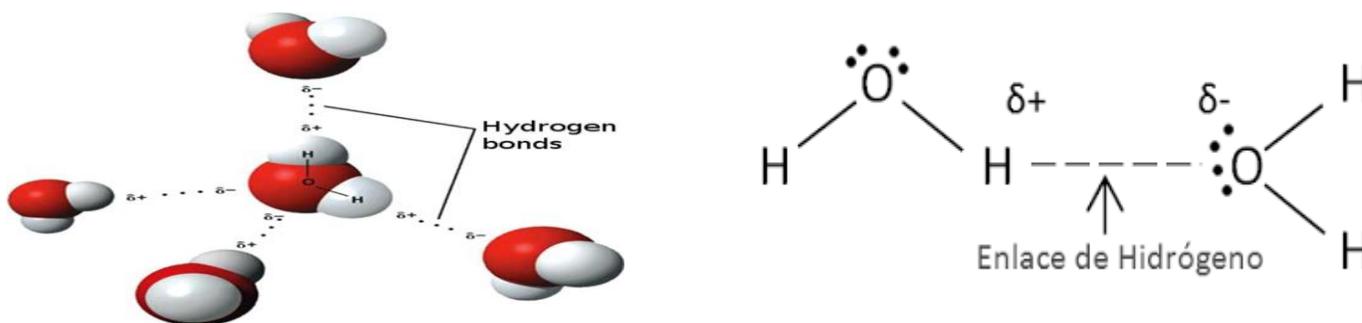
Donde una molécula polar induce un dipolo en otra molécula no polar; originándose, de esta forma, la atracción electrostática. Esta fuerza explica la disolución de algunos gases no polares ( $\text{Cl}_2$ ) en disolventes polares.

Cuando los iones positivos o negativos se sitúan en proximidades de moléculas no polares, las polarizan induciendo un dipolo, luego se establece la entre el ión y el dipolo inducido. Ciertos iones complejos como  $\text{I}_3^-$  y  $\text{BF}_4^-$  son el resultado de la inducción del ión  $\text{I}^-$  a la molécula de  $\text{I}_2$  y del ion  $\text{F}^-$  a la molécula  $\text{BF}_3$ .



## ATRACCIONES PUENTES DE HIDROGENO

### Enlace de hidrogeno y asociación molecular



Se presenta cuando un átomo de hidrogeno puede ser atraído por dos átomos fuertemente electronegativos, formando así una unión entre ellos. Esta unión se conoce como enlace o puente de hidrogeno y se presenta cuando el hidrogeno se une covalentemente a átomos extremadamente electronegativos y pequeños como F, O, N, P de una molécula, interaccionan los pares de electrones no compartidos de un oxígeno, nitrógeno, flúor y fósforo de otra molécula.

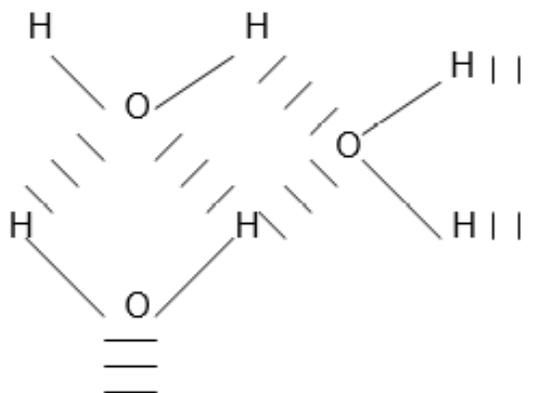
El puente de hidrógeno es una atracción dipolo-dipolo especialmente fuerte que forma compuestos como HF,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ . La alta electronegatividad del flúor, oxígeno, nitrógeno y el pequeño tamaño del hidrogeno hace que el desbalance de cargas sea muy grande, originándose un dipolo permanente muy fuerte. De esta manera, resulta una molécula muy polar en la cual el hidrógeno se carga positivamente.

Este extremo positivo del dipolo se puede aproximar bastante al extremo negativo de un dipolo vecino produciéndose una unión bastante fuerte entre los dos, conocido como puente de hidrógeno o enlace de hidrógeno.

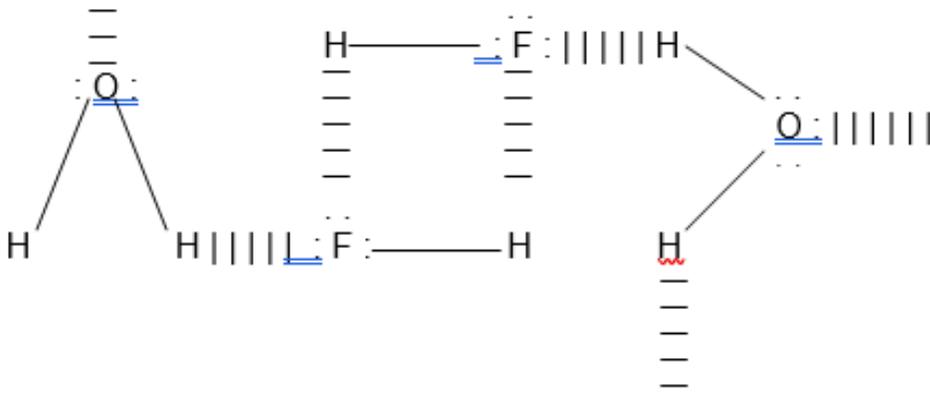
Los puentes de hidrogeno pueden formarse entre moléculas iguales o diferentes y pueden ser: intermoleculares o intramoleculares.

**Las intermoleculares** se presentan en moléculas iguales, por ejemplo, el agua con el agua.

**Los puentes de hidrógeno hacen de la estructura del agua una red.**

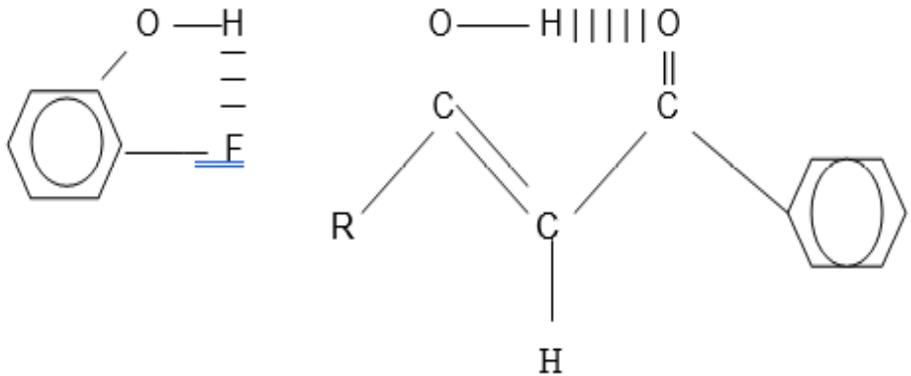


## Entre moléculas diferentes por ejemplo H<sub>2</sub>O y HF



**Intramoleculares:** Se presentan dentro de una misma molécula

Los puentes de hidrógeno son los responsables de que el agua sea un líquido a temperatura ambiente, en vez de un gas, como también de la orientación de las moléculas de agua en el hielo, para dar una estructura cristalina muy abierta. En el hielo el átomo de oxígeno está tetraédricamente rodeado por cuatro átomos de hidrogeno, por lo tanto puede hacer dos clases de enlace de hidrógeno. Dos enlaces de hidrógeno se unen covalentemente mientras que los otros dos se unen por puentes de hidrógeno. Esta estructura abierta es la causa de que el hielo sea menos denso que el agua líquida.



La presencia de puentes de hidrógeno entre moléculas hace que su masa molecular efectiva sea mayor que el de una sola unidad, lo cual afecta las propiedades. Por ejemplo las sustancias cuyas partículas están unidas por puentes de hidrógeno tienen temperaturas de fusión y de ebullición más altos que lo esperado.

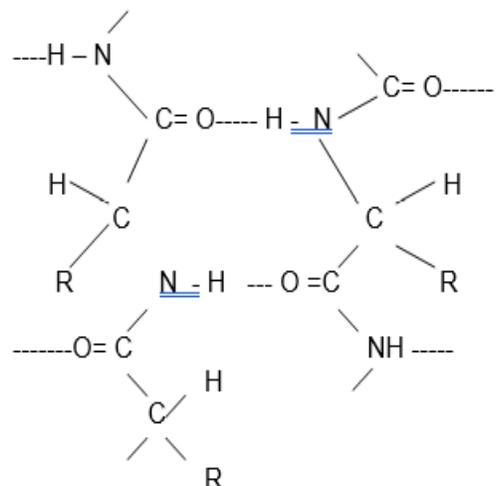
Cuando el enlace de hidrógeno se presenta en moléculas diferentes con el agua por ejemplo el amoníaco, las sales de amonio, el fluoruro de hidrógeno, los alcoholes, fenoles, ácidos orgánicos y aminas, se presenta alta solubilidad.

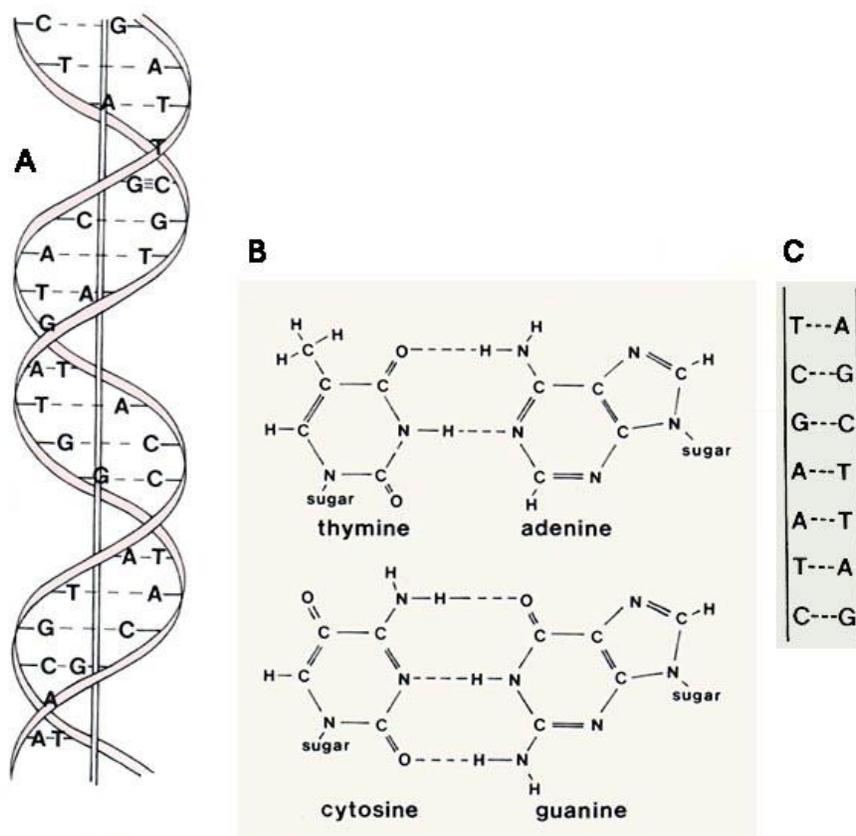
El gran poder disolvente del agua se debe no sólo a su capacidad de formar puentes de hidrógeno con algunos solutos, sino también al momento dipolar alto que le permite hidratar muchas sustancias iónicas.

Los puentes de hidrógeno se encuentran en las estructuras de las proteínas entre el N-H y el O del grupo carbonilo. La estructura helicoidal de las proteínas se colapsa o se rompen por la acción del calor o la adición de ácido cómo ocurre con la clara del huevo debido a la ruptura de los puentes de hidrógeno.

Los enlaces de hidrógeno se forman no sólo entre moléculas vecinas de anillos diferentes sino también entre grupos de una misma molécula helicoidal.

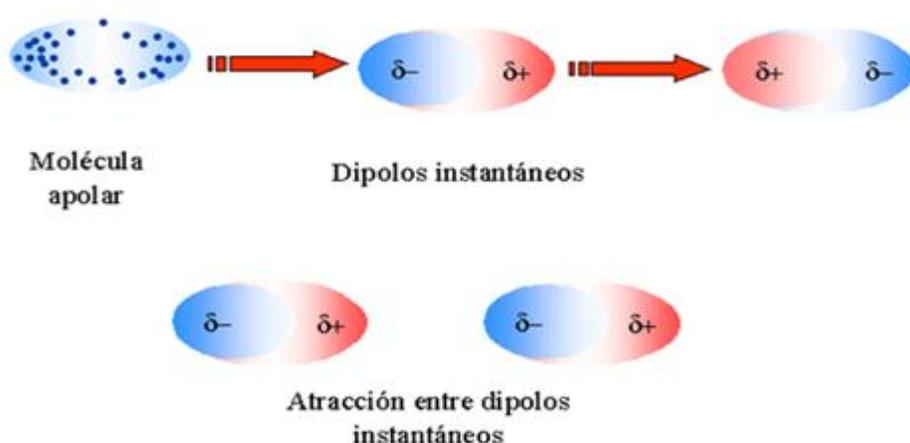
En el ácido Desoxirribonucleico (D.N.A) es fundamental la existencia de los puentes de hidrógeno entre dos parejas de cuatro bases nitrogenadas: entre adenina, timina, entre guanina y citosina, son los responsables de la forma de doble hélice del D.N.A y una prueba del enlace de hidrógeno es la de que la adenina, con la timina y la guanina con la citosina están en proporciones iguales constituyendo es D.N.A.





### Fuerzas de dispersión de London

Son atracciones muy débiles que experimentan las moléculas no polares y los átomos que constituyen los gases nobles. La naturaleza de estas fuerzas se puede explicar por el movimiento constante de los electrones en la molécula, por lo tanto en cualquier instante puede haber un desbalance en la distribución de cargas de la molécula.

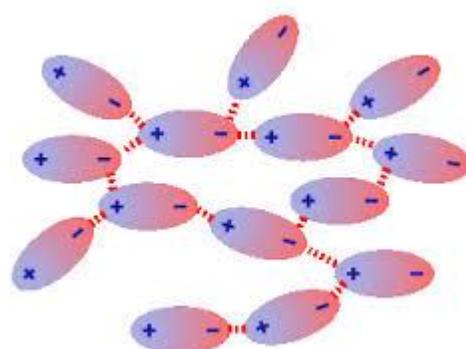


Es decir, la molécula no polar se puede auto polarizar momentáneamente debido a la distribución desbalanceada. El extremo positivo del dipolo instantáneo atraerá los electrones de un átomo vecino induciendo un momento dipolar momentáneo en la otra molécula. Estos dipolos inducidos son causa de que las moléculas no polares se atraigan mutuamente como en el  $\text{CCl}_4$ . Como se hacen y se deshacen continuamente, su duración es muy corta y son extremadamente débiles. La fortaleza de las fuerzas de London o dipolos inducidos dependen de varios factores, entre ellos, la forma y el tamaño molecular. Mientras mayor sea el tamaño molecular (y por lo tanto su masa molar), mayor es la polarizabilidad.

(Facilidad con que una fuerza externa la distribución de cargas en una molécula) de las nubes electrónicas, por esta razón, las fuerzas de London crecen en importancia al aumentar el tamaño molecular. Estas fuerzas se encuentran en todo tipo de sustancias, siendo notables su influencia en partículas de gran tamaño. Todas las sustancias gaseosas no polares, incluyendo los gases nobles, se pueden licuar gracias a las fuerzas de London. La temperatura de ebullición aumentan para las sustancias  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ , la geometría juega un papel muy importante lo mismo que el área de contacto a mayor superficie de contacto mayor es la fuerza de London.

### Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas de atracción intermolecular que actúan entre dipolos, sean estos permanentes o inducidos. Son por tanto, fuerzas intermoleculares de tipo electrostático que se establecen tanto en moléculas polares como no polares. Estas fuerzas están conformadas por Dipolo - Dipolo, Dipolo - Dipolo inducido. Fuerzas de dispersión de London.



### **Estas interacciones ocurren cuando las moléculas están muy próximas**

Las fuerzas de van der Waals son las que mantienen unidas entre sí las moléculas de compuestos no polares. La distribución promedio de la carga alrededor de una molécula como el metano, es simétrica, de tal manera que no hay momento dipolar neto. Estas fuerzas se deben al constante movimiento de electrones en la nube electrónica que en un instante determinado provoca un desbalance en la distribución de la carga eléctrica que se auto polariza, momentáneamente e induce un momento dipolar en moléculas de metano vecinas a las que atrae. El extremo negativo del dipolo tiende a repeler electrones y el extremo positivo tiende a atraer los electrones; es decir, el dipolo induce un dipolo opuestamente orientado en una molécula vecina. Aunque estos dipolos momentáneos y los dipolos inducidos están cambiando constantemente, el resultado neto es la atracción entre las dos moléculas. Estas fuerzas de Van der Waals tienen muy poco campo de acción y actúan entre las superficies de las moléculas.

Todos los gases incluyendo los gases nobles y las moléculas no polares son susceptibles de ser licuados. Estas fuerzas son de muy poca intensidad y por esto es que las moleculares presentan por lo general temperaturas de fusión y de ebullición bastante bajas.

Todas las fuerzas de van der Waals son cohesivas y varían con respecto a la distancia. Las fuerzas de van der Waals son consideradas como la explicación molecular para las energías cohesivas de los líquidos y son semejantes en magnitud a las entalpías de vaporización de muchos líquidos, su valor aproximado es de  $-41.84 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

### **BIBLIOGRAFÍA**

Química Orgánica Moderna. Rafael Montoya Potes. Editorial Bedout.S.A. 2<sup>da</sup> edición.

Química la Ciencia Central. Brown, Lemay, Bursten. Ed Prentice Hall Hispanoamericana, S.A. 1982. 5<sup>a</sup> edición.

Química General. Arcesio García. Aquilino Aubad- Ruben Zapata. Ediciones Corporación de Investigaciones Biológicas. 1<sup>a</sup> edición. 1978.

Química Carlos Briceño-Lilian Rodríguez. Ed educativa.

Fundamentos de Química Orgánica. Paula Yurkanais B

Química General. Petrucci. Ed Prentice Hall Iberia.7<sup>a</sup> edición.

### **CIBERGRAFÍA**

[http://www.apsnet.org/education/K12PlantPathways/TeachersGuide/Activities/DNA\\_Easy/Images/DNA.jpg](http://www.apsnet.org/education/K12PlantPathways/TeachersGuide/Activities/DNA_Easy/Images/DNA.jpg)

[http://www.askiitians.com/onlinetest/studymaterial\\_images/2301\\_Interactions%20between%20molecules.JPG](http://www.askiitians.com/onlinetest/studymaterial_images/2301_Interactions%20between%20molecules.JPG)