

**1.FUERZAS INTERMOLECULARES**

En los compuestos covalentes los átomos se unen entre sí mediante enlaces covalentes formando moléculas. Estas moléculas, aún incluso en los gases, no están aisladas sino que entre ellas se ejercen unas fuerzas débiles que originan el que haya cierta atracción entre ellas.

Estas fuerzas que mantienen de algún modo unidas las moléculas son las fuerzas **intermoleculares** que se dividen tradicionalmente en **dos grupos**:

- Fuerzas de Van der Waals
- Enlace o puente de hidrógeno

**Fuerzas de Van der Waals**

Son fuerzas que presentan las siguientes características:

- a)En la mayoría de los casos son débiles.
- b)Aumentan con la polaridad de la molécula.
- c)Aumentan con la masa molecular del compuesto.
- b)Todos los compuestos covalentes las presentan.
- e)Las fuerzas de Van der Waals son de corto alcance (disminuyen rápidamente al aumentar la distancia entre moléculas)

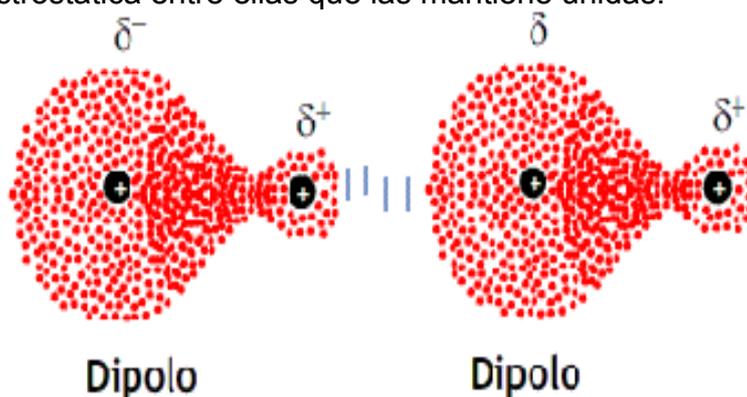
Las más interesantes son::

- 1.Fuerzas dipolo – dipolo entre moléculas polares. Son débiles
- 2.Fuerzas de London: entre dipolos instantáneos( moléculas apolares).Son muy débiles y aumentan con la masa molecular de las moléculas.

**Fuerzas dipolo -dipolo**

Aparece entre moléculas POLARES.

En ellas la molécula está formada por dos polos( de ahí el nombre de dipolo).se genera una atracción electrostática entre ellas que las mantiene unidas.



El polo positivo de una molécula se acerca al negativo de la molécula vecina.

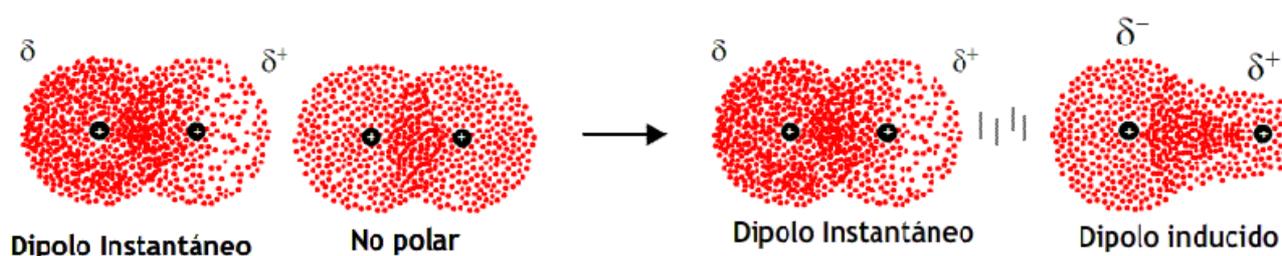
Por ejemplo ocurre entre moléculas de cloruro de iodo:



donde el polo negativo del cloro se orientará cercano a los polos positivos de iodo de sus moléculas vecinas.

### Fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido: Fuerzas de London

Son las fuerzas que aparecen entre moléculas no polares. En ellas, aunque no hay dipolos, las moléculas se atraen, como lo demuestra el hecho de que las sustancias no polares puedan adoptar el estado líquido o sólido. Se deben a que se forman separaciones de carga instantáneas: los electrones están oscilando, de modo que en un instante la nube electrónica puede estar concentrada en un extremo de la molécula y una fracción de segundo después puede estar en el extremo opuesto, surgiendo dipolos instantáneos que inducen la formación de dipolos en las moléculas vecinas.



En la siguiente tabla podemos ver como en las moléculas de halógenos, que son todas no polares, las fuerzas entre moléculas aumentan con la masa molecular de la sustancia lo que se refleja en que al bajar en el grupo, los PE aumentan:

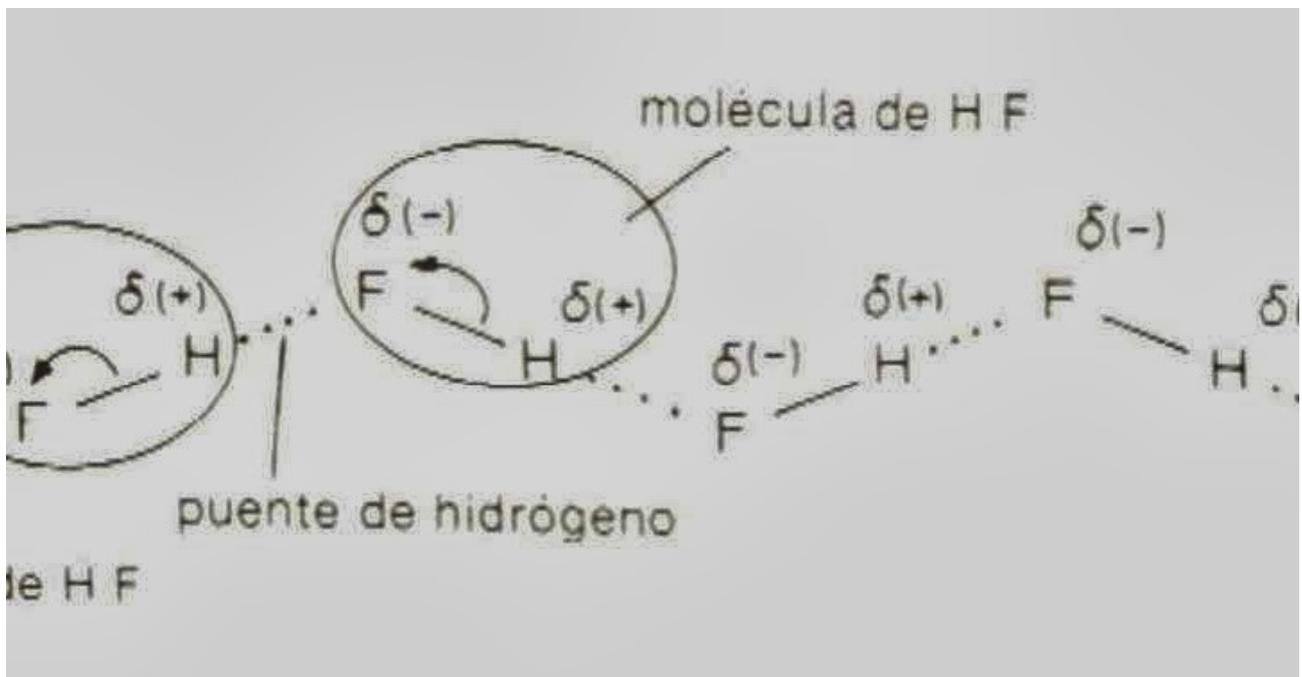
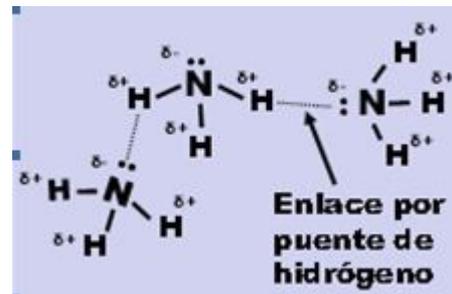
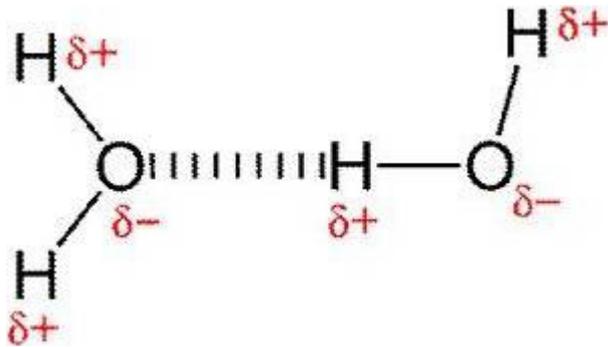
Halógeno	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
PE(°C)	-188(gas)	-34 (gas)	58(liquido)	188(sólido)
Mm	39	71	160	254

### Enlace de hidrógeno

- ▶ El enlace de hidrógeno se da entre el átomo de hidrógeno, cargado positivamente, y un átomo muy electronegativo y pequeño como el oxígeno, nitrógeno o flúor.
- ▶ Aunque se le llama **“enlace de hidrógeno”** no llega a la categoría de enlace (es veinte veces más débil que un enlace covalente) y se estudia como un tipo de interacción entre las moléculas, es de gran importancia ya que juega un papel muy importante en química y biología.
- ▶ Es un tipo de fuerza intermolecular más fuerte que las fuerzas de Van der Waals y es el responsable de PF y PE anormalmente altos

Al estar el átomo de H unido a un elemento muy electronegativo, el par de electrones del enlace estará muy atraído por el átomo electronegativo, de modo que el H queda descubierto de carga negativa, constituyendo un polo positivo muy intenso y forma una unión intensa con el polo negativo de la molécula vecina..

Lo vamos a representar por una línea discontinua. Tal enlace lo presentan moléculas como :HF,H<sub>2</sub>O,NH<sub>3</sub>,alcoholes...etc.Veamos diferentes ejemplos:



Tal enlace de hidrógeno es el responsable de los PF y PE anormalmente altos que presenta el agua:

molécula	PF(°C)	PE(°C)	Mm
H <sub>2</sub> O	0	100	18
H <sub>2</sub> S	-64	-60,1	34
H <sub>2</sub> Se	-62,9	-42	81
H <sub>2</sub> Te	-54	-1,8	129

El agua, compuesto con la menor masa molecular, tiene sin embargo el PE más alto porque es la única molécula de las cuatro que presenta enlace de hidrógeno. Al agua le correspondería el más pequeño de todos pero es el mayor por presentar entre sus moléculas una fuerza adicional, el enlace de hidrógeno, que las demás no presentan.

**2.PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES****a)Sustancias moleculares**

Son compuestos covalentes formados por moléculas, en las cuales los átomos que forman la molécula están unidos por enlaces covalentes.

Entre ellas hay sustancias apolares ( $H_2, CH_4...$ etc) y polares ( $HBr, SO_2...$ ) con fuerzas intermoleculares débiles y algunas de estas últimas presentan también enlace de hidrógeno( $HF, H_2O...$ ).

En la mayor parte de los casos las fuerzas intermoleculares son muy débiles, por lo que una pequeña energía es suficiente para separar las moléculas y provocar un cambio de estado.

**Propiedades**

► PF y PE son generalmente bajos, lo que hace que sean gases o líquidos a T ambiente, aunque aumentan con la polaridad y la masa molecular de la molécula. Por ejemplo en una serie de alcanos:

Sustancia	Mm	PF(°C)
Metano	16	-161
Etano	30	-88
Propano	44	-45
Butano	58	-0,6

► No conducen la corriente eléctrica pues no tienen portadores de carga libre, esto es, iones o electrones.

► Las sustancias polares se disuelven en agua por ser un disolvente polar y las no polares se disolverán en disolventes orgánicos no polares ( benceno, tetracloruro de carbono...etc)

**b)Sustancias NO moleculares**

Unos pocos compuestos covalentes no forman moléculas, sino que forman **redes covalentes**, en las que no hay moléculas individuales. Los átomos que las forman están unidos entre sí por enlaces covalentes.

Sus propiedades son muy diferentes a las moleculares:

- Sólidos muy duros
- PE y PF muy altos
- Insolubles en la mayoría de los disolventes ordinarios
- Malos conductores

Esto se debe a la fortaleza de sus enlaces que se extienden a muchísimos átomos. El cristal se comporta como una molécula gigante.

Ejemplos de estas redes es el **C diamante**, **C grafito** y el **SiO<sub>2</sub>** componente principal de la arena

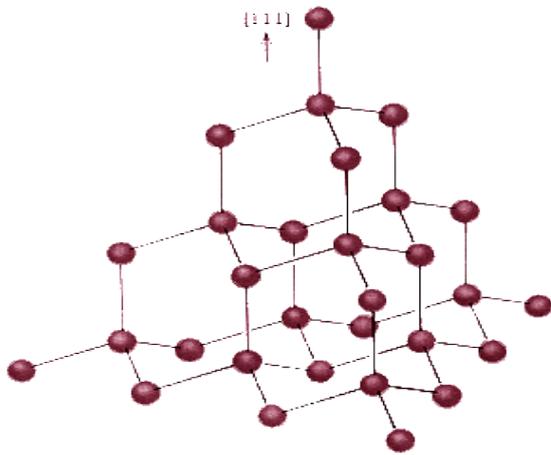
En el **C diamante** , el C tiene una hibridación  $sp^3$  de modo que posee a su alrededor 4 átomos de C en los vértices de un tetraedro. Es un aislante

En el **C grafito**, posee una estructura laminar .El C usa una hibridación  $sp^2$ , enlazándose a 3 C vecinos quedando un orbital p perpendicular a la lámina con un par de electrones sin usar para formar enlaces. Esto hace que posea electrones libres a lo largo de toda la lámina de modo que es un conductor. Estas láminas están unidas débilmente por fuerzas de Van der waals, por lo que se pueden separar fácilmente unas de otras, de aquí que el grafito haga hojas fácilmente.

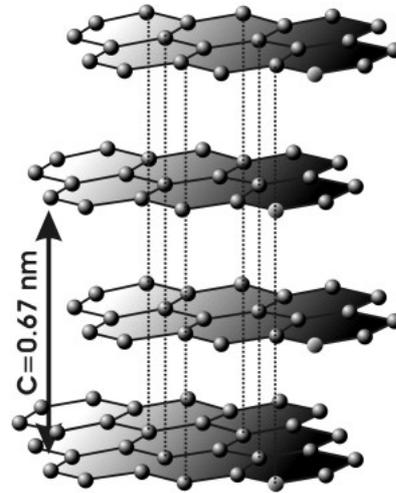
## ENLACE COVALENTE(II)

IES As Telleiras

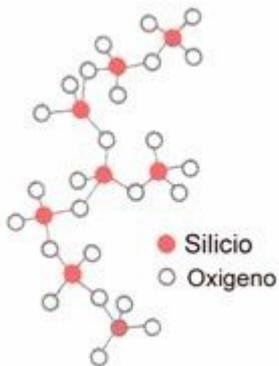
En el  $\text{SiO}_2$ , se forma una estructura en que cada Si está unido a cuatro átomos de O y cada O está unido a dos de silicio, sin electrones deslocalizados, por lo que no conduce electricidad. El PF de esta sustancia es de **1713°C!!!!**



**Diamante**



**Grafito**



**Sílice**