

## **TEMA - 06**

### **Fuerzas Intermoleculares**

## **TEMA – 06:**

### **Esquema del tema**

Fuerzas Intermoleculares:

- Fuerzas de Van der Waals.
- Puentes de Hidrogeno.

## Estado físico de la materia

**He, Ne, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>,  
CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, CO, HCl, ClF<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>,  
NO<sub>2</sub>....**



**Gases a  
P y T ambiente**

**H<sub>2</sub>O, Br<sub>2</sub>, Hg, TiCl<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, XeOF<sub>4</sub>,  
C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>OH, CH<sub>3</sub>-COOH,  
CH<sub>3</sub>-CO-CH<sub>3</sub>, ...**



**Líquidos a P y  
T ambiente**

**I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>, P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>, XeF<sub>2</sub>, XeO<sub>3</sub>, Si,  
Ge, Sn, (casi todos los metales),  
PbO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KCl,  
KBr, KNO<sub>3</sub>, CaO, KMnO<sub>4</sub>,  
K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, ...**

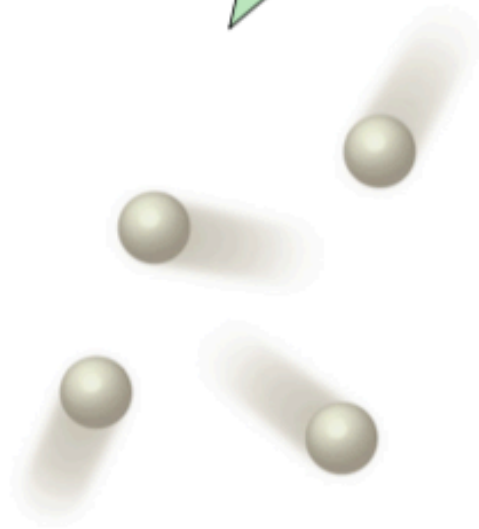


**Sólidos a  
P y T ambiente**

El estado sólido es el más frecuente en condiciones normales

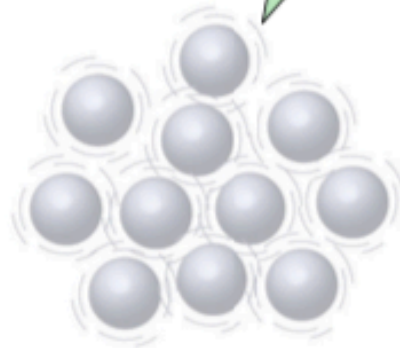
## Comparación entre estados de la materia

**Las fuerzas intermoleculares son poco importantes; ¿Por qué?**



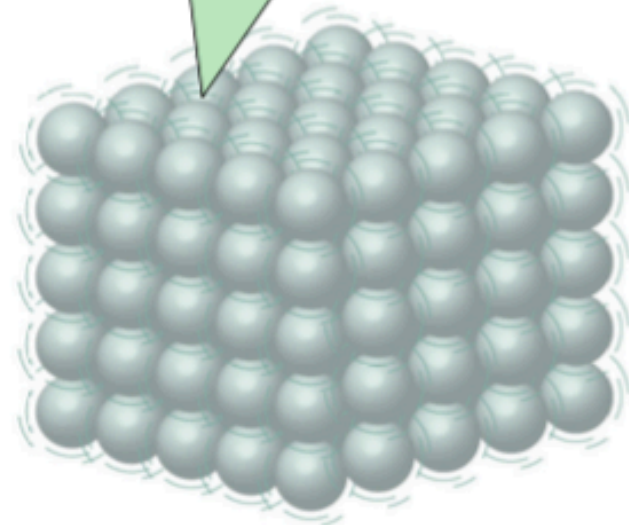
Gas

**Las fuerzas intermoleculares deben ser tenidas en cuenta**



Liquid

**Las fuerzas intermoleculares son muy importantes**



Solid

Copyright © 2005 Pearson Prentice Hall, Inc.

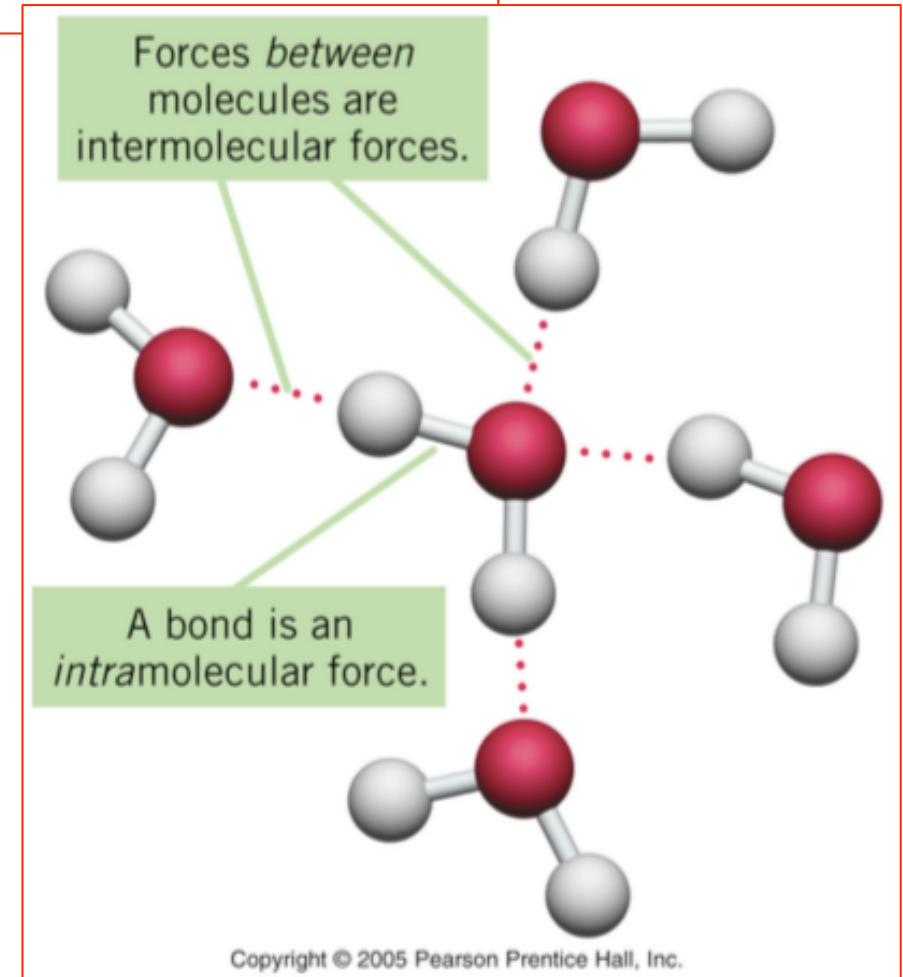
# Fuerzas intra e inter-moleculares

## Enlaces intramoleculares:

son los responsables de la geometría molecular, de la polaridad de la molécula, etc

## Enlaces intermoleculares:

son los responsables de las propiedades macroscópicas de los líquidos y sólidos: densidad, punto de ebullición y fusión, tensión superficial, etc



# Fuerzas intermoleculares

## Fuerzas intermoleculares

Interacciones entre moléculas: **clasificación y magnitud energética.**

- **Fuerzas de Van der Waals**

Interacción dipolo instantáneo-dipolo inducido (London).

Interacción dipolo-dipolo (Keesom)

Interacción dipolo-dipolo inducido (Debye)

- **Enlace de hidrógeno**

Requisitos para la formación de enlace-H

Efecto del enlace-H en los p.f. y p.e.

Estructura del hielo

***Se diferencian en base a la naturaleza de la interacción entre moléculas***

# Fuerzas intermoleculares

- **Son fuerzas que mantienen cohesionadas las moléculas** independientes en un sólido o líquido.
- Si no existieran, todas las sustancias moleculares serían gaseosas independientemente de la temperatura:
  - **Permiten la existencia de los tres estados de materia.**
  - **Los gases reales se desvían de la ley  $PV=nRT$**

(Interacciones extraordinariamente débiles entre moléculas gaseosas)

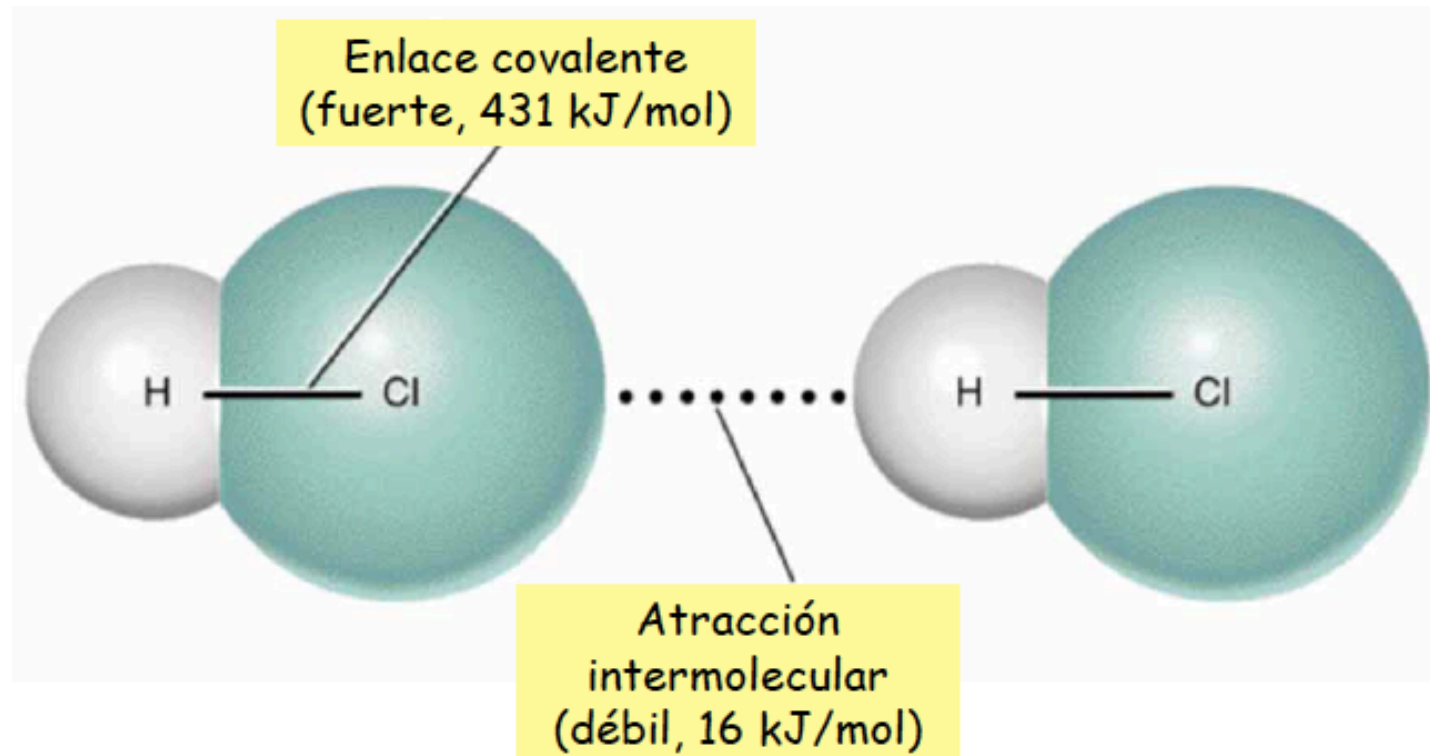
- Las fases condensadas se forman cuando las **fuerzas de atracción entre las partículas las acercan unas a otras.**
- Son de **una intensidad mucho menor que los enlaces covalentes.**

| Temperatura             | $T > 100^{\circ}\text{C}$ | $100^{\circ} > T > 0^{\circ}\text{C}$ | $T < 0^{\circ}\text{C}$  |
|-------------------------|---------------------------|---------------------------------------|--------------------------|
| Estado                  | $\text{H}_2\text{O (v)}$  | $\text{H}_2\text{O (l)}$              | $\text{H}_2\text{O (s)}$ |
| Movimiento<br>moleculas | al azar                   | restringido                           | posiciones fijas         |

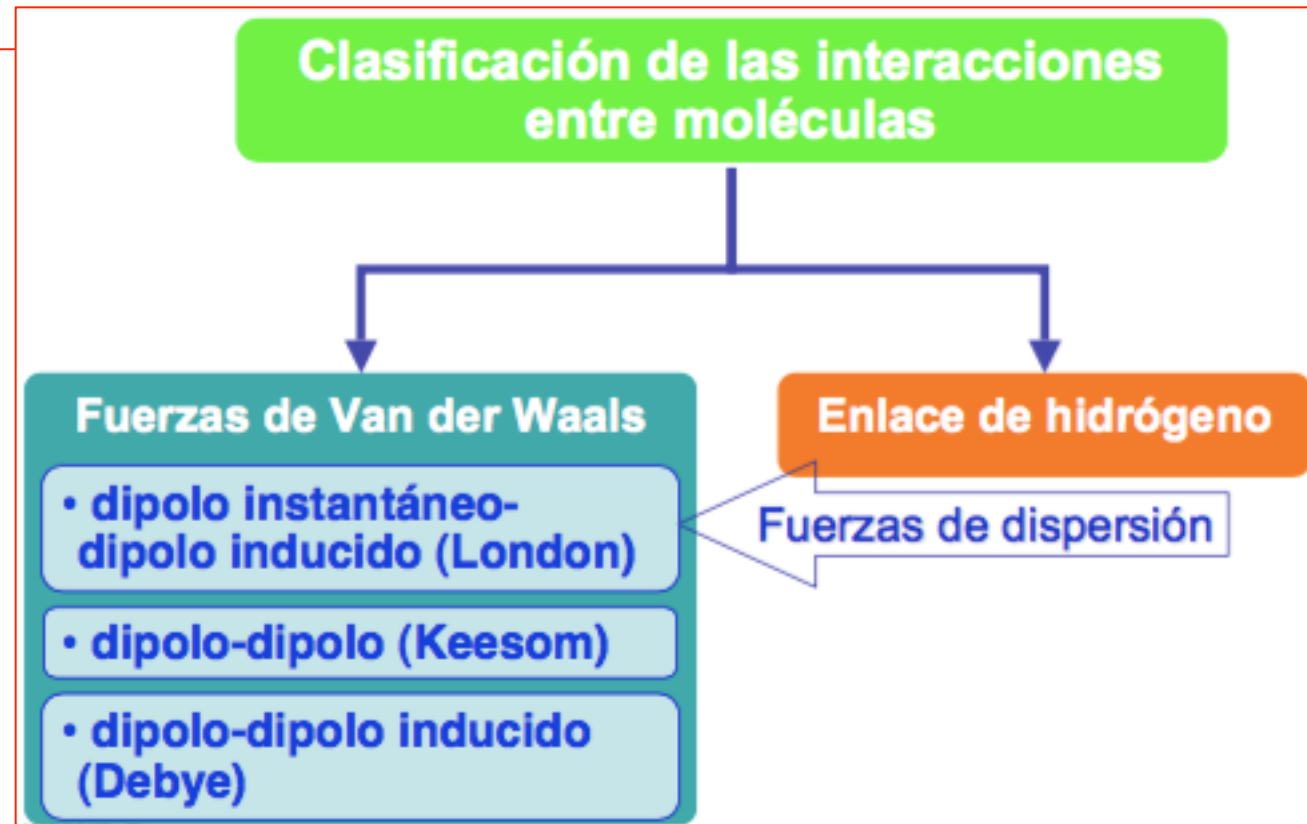
## Fuerzas intermoleculares

Si las **fuerzas de atracción intermolecular** son **más fuertes** que las derivadas de la **agitación térmica** de las moléculas, estas colapsarán para **formar una sustancia líquida**.

Por el contrario, si las **fuerzas debidas a la agitación térmica** superan a las **intermoleculares**, la **sustancia permanecerá en estado gaseoso**.



# Clasificación interacciones intermoleculares



## Energías de las interacciones intermoleculares

| Tipo de interacción                                                | Energía (KJ/mol) | Factores responsables                       |
|--------------------------------------------------------------------|------------------|---------------------------------------------|
| <b>F. dispersion:</b><br>Dipolo<br>instantaneo-<br>dipolo inducido | 0,05-40          | $\alpha$ (polarizabilidad)                  |
| Dipolo-dipolo<br>inducido                                          | 2-10             | masa molecular y $\alpha$                   |
| Dipolo-dipolo                                                      | 5-25             | masa molecular y<br>momento dipolar         |
| Enlace de<br>hidrógeno                                             | 10-60            | diferencia de<br>electronegatividad, $\chi$ |

## Fuerzas de dispersión (London)

### Evidencias experimentales:

- los **gases nobles** pueden licuarse
- **muchos compuestos apolares** son líquidos



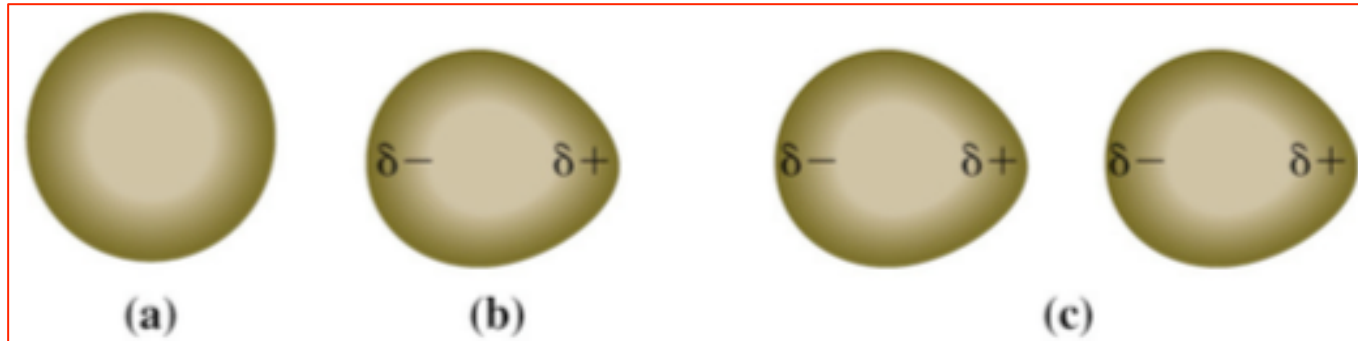
Tiene que existir **fuerzas atractivas** entre las moléculas que **permitan su condensación**

**¿Qué mecanismo tienen las moléculas apolares para atraerse entre si?**

La **fluctuación en la distribución electrónica** en dos moléculas vecinas da como resultado **momentos eléctricos dipolares (instantáneos)** que se atraen entre si.

## Fuerzas de dispersión (London)

- Fritz London ofreció una explicación teórica en 1928.
- **Formación de dipolos inducidos.**
  - Situación normal (a). Una molécula **apolar** tiene una distribución de carga **simétrica** (en realidad las distribuciones electrónicas no son perfectamente uniformes).
  - Situación instantánea (b). Un desplazamiento de carga electrónica produce un **dipolo instantáneo**.
  - Dipolo inducido (c). El dipolo instantáneo induce una separación de carga en la **molécula vecina**. Los **dipolos inducidos se reorientan adecuadamente**.

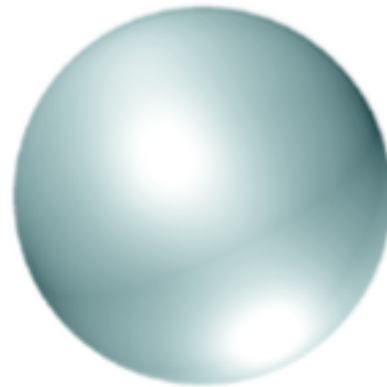


## Fuerzas de dispersión (London)

- Existen entre todos los tipos de moléculas o átomos. Se dan incluso en **moléculas apolares**.
- Su **intensidad depende del número de electrones** (o del **tamaño de la molécula**) y se suma a cualquier interacción dipolo-dipolo.
- Las **moléculas polares también** atraen a las moléculas por interacciones débiles dipolo-dipolo inducido.

## Como se generan las fuerzas de dispersión?

**En un instante dado,  
incluso una molécula  
apolar como esta, no es  
perfectamente uniforme**



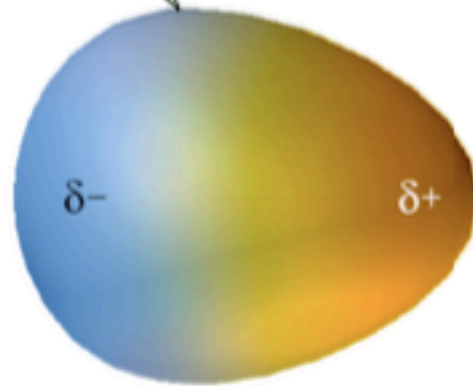
## Como se generan las fuerzas de dispersión?



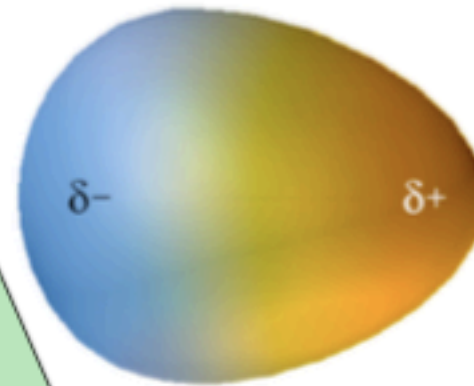
## Como se generan las fuerzas de dispersión?

... la molécula inicial induce un momento dipolar

...



... en *esta* molécula.



Cargas opuestas \_\_\_\_\_.

... se atraen..

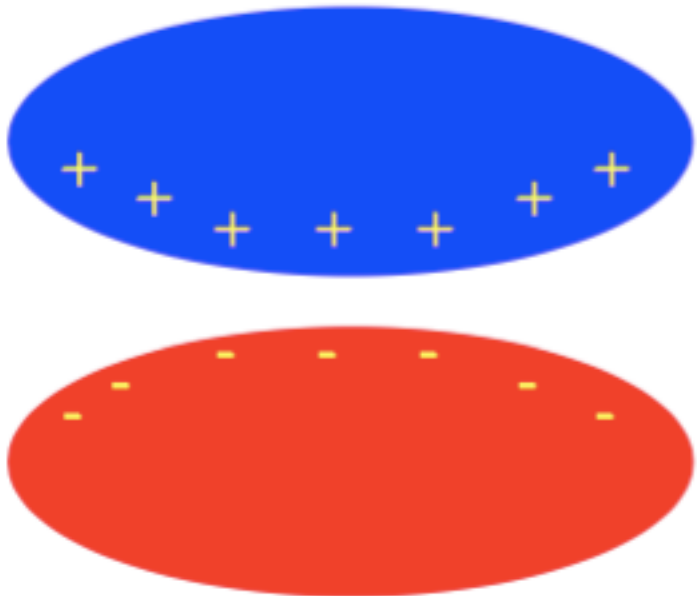
## Intensidad de las fuerzas de dispersión

- La **intensidad** de las fuerzas de dispersión depende de la **polarizabilidad**:  
la facilidad con que la nube electrónica se puede distorsionar por efecto de un campo eléctrico externo.
- Cuanto mayor sea la polarizabilidad de las moléculas, mayores son las fuerzas atractivas de dispersión entre ellas.
- **Polarizabilidad depende del tamaño y la forma de las moléculas.**  
Cuanto mayor sea el peso molecular → más electrones → molécula más polarizable
- Estas interacciones pueden afectar a las propiedades físicas como los **puntos de fusión** de los sólidos y los **puntos de ebullición** de los líquidos.

## Tamaño de las moléculas y fuerzas de dispersión

La **magnitud del dipolo inducido** depende de varios factores:  
Polarizabilidad de los electrones / volumen de la nube de electrones.

mayor masa molar → más electrones → gran nube de electrones →  
→ mayor polarizabilidad → atracciones más fuertes



Las moléculas más grandes tienen más electrones,  
dando lugar a mayor polarizabilidad

## Masa molar y punto de ebullición

La magnitud de las fuerzas de dispersión aumenta con el número de electrones, que usualmente se correlaciona con la **masa molar**.

Un efecto de esto son los **altos puntos de ebullición al bajar en los grupos de halógenos y gases nobles**.

| 7A<br>(17)                                                                | 8A<br>(18)                 |
|---------------------------------------------------------------------------|----------------------------|
| <b>Sustancia<br/>modelo<br/>Masa molar<br/>Punto de<br/>ebullición(K)</b> | <b>He</b><br>4.003<br>4.22 |
| <b>F<sub>2</sub></b><br>38.00<br>85.0                                     | <b>Ne</b><br>20.18<br>27.1 |
| <b>Cl<sub>2</sub></b><br>70.91<br>239                                     | <b>Ar</b><br>39.95<br>87.3 |
| <b>Br<sub>2</sub></b><br>159.8<br>333                                     | <b>Kr</b><br>83.80<br>120  |
| <b>I<sub>2</sub></b><br>253.8<br>458                                      | <b>Xe</b><br>131.3<br>165  |

Intensidad creciente de las  
fuerzas de dispersión

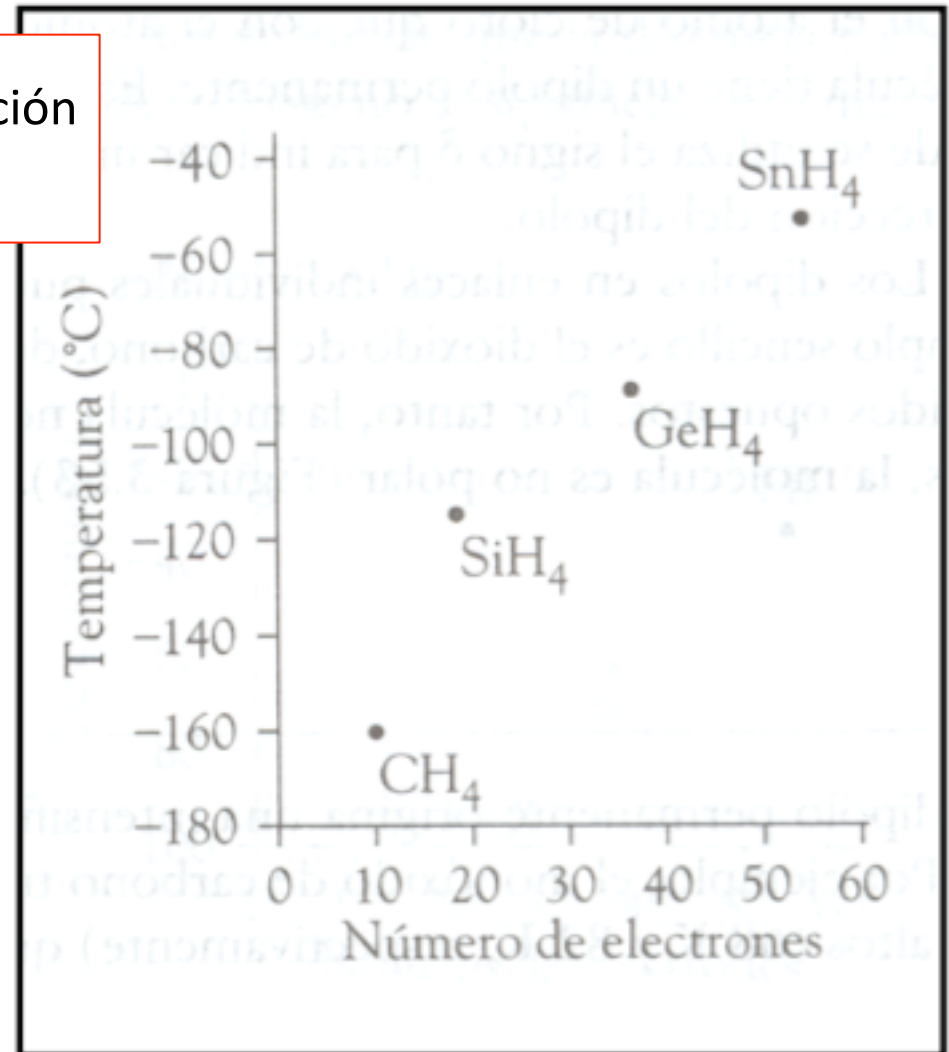
# Dependencia de las fuerzas de dispersión

Explica la tendencia en los puntos de ebullición de los **hidruros del Grupo 14**

Dependencia del punto de ebullición  
de hidruros del G-14

Explica la tendencia en los puntos de ebullición:

- HCl: - 85 °C
- HBr: - 67 °C
- HI: - 35 °C



## Otros ejemplos

Las fuerzas de dispersión permiten que moléculas apolares se puedan atraer entre si

$I_2 \cdots I_2$  sólido a temperatura ambiente

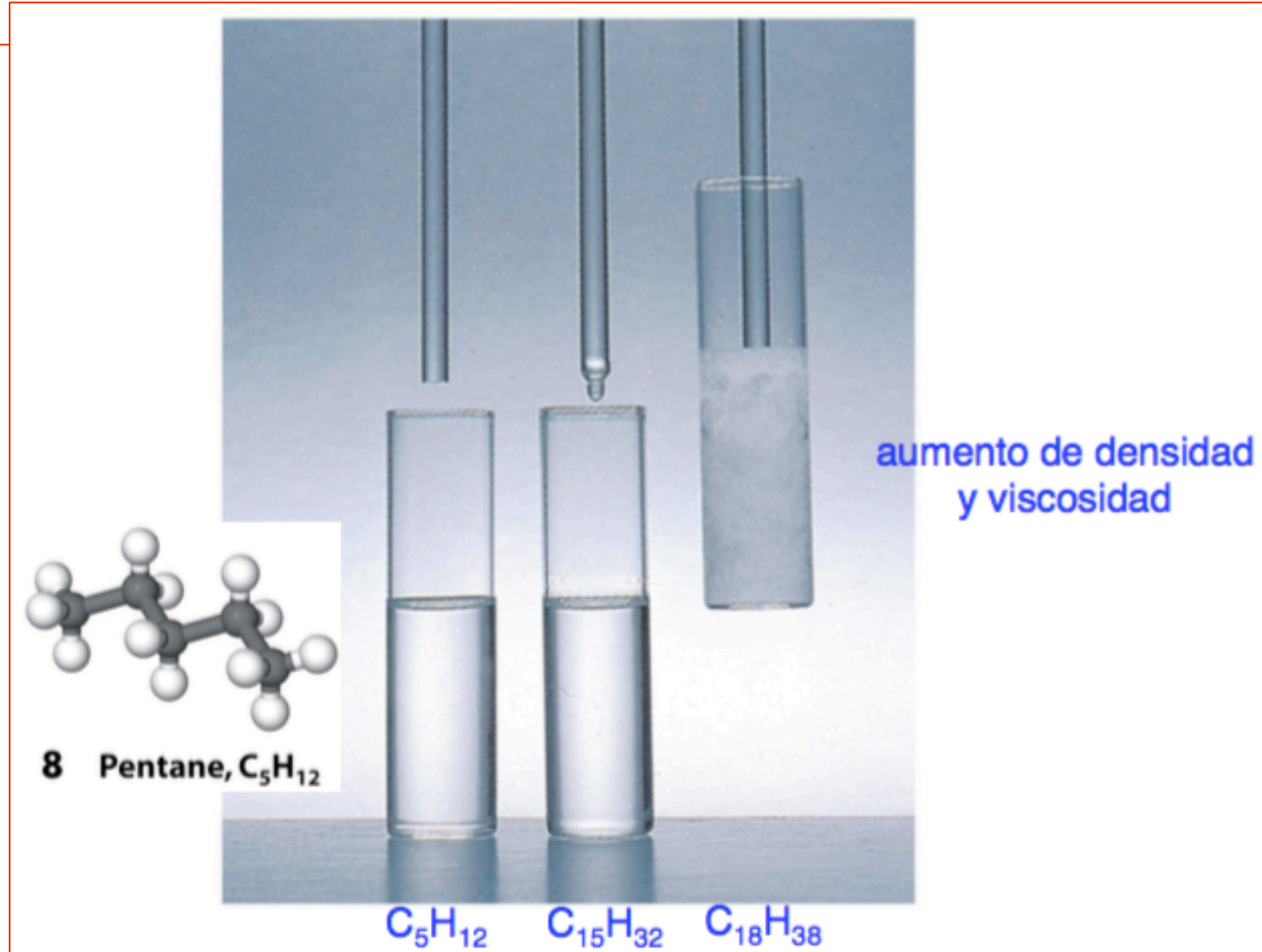
$N_2 \cdots N_2$  se puede licuar:  $N_2(l)$  p.e. = 77,4 K

A 25°C:  $Cl_2$ (gas)  $Br_2$ (líquido)  $I_2$ (sólido)  
 $\alpha(I_2) > \alpha(Br_2) > \alpha(Cl_2)$

|      | <u>MM</u> | <u>p.e.(K)</u> |
|------|-----------|----------------|
| He   | 4         | 4              |
| .... | .....     | .....          |
| Xe   | 131,3     | 166            |

|    | <u>p.f.(K)</u> | <u>p.e.(K)</u> |
|----|----------------|----------------|
| He | 1,4            | 4              |
| Ne | 24             | 27             |
| Ar | 83             | 87             |
| Kr | 117            | 120            |
| Xe | 161            | 166            |
| Rn | 202            | 208            |

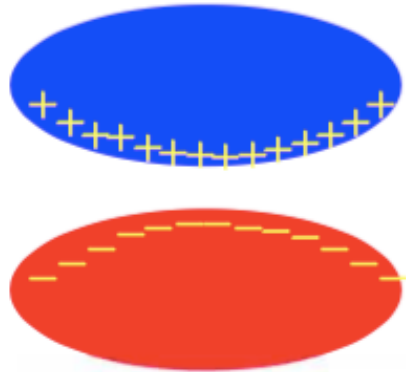
# Dependencia de las fuerzas de dispersión



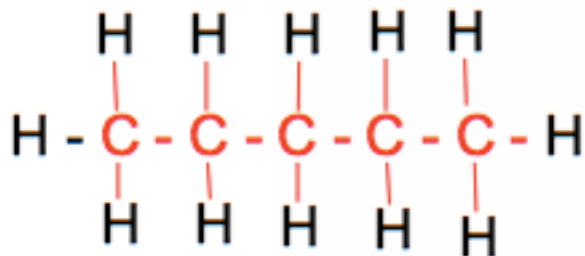
# Forma de la molécula y fuerzas de dispersión

Forma de la molécula:

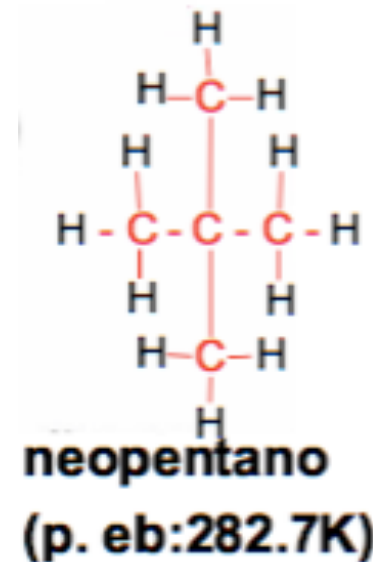
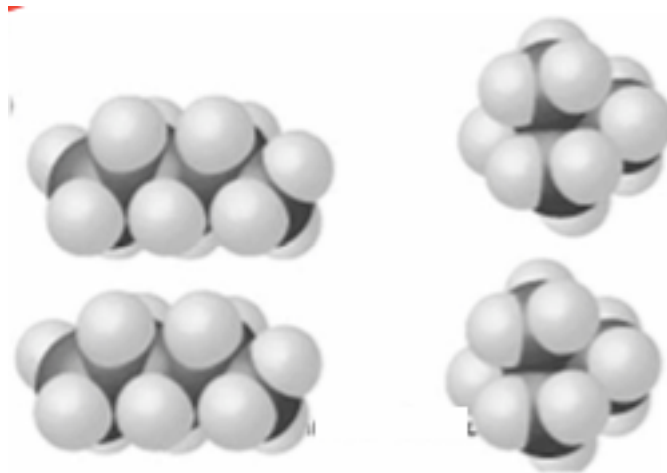
cuanto mayor sea el contacto de superficie a superficie mayor es el dipolo inducido la atracción más fuerte



**n-pentano**  
(p. eb:309.4K)

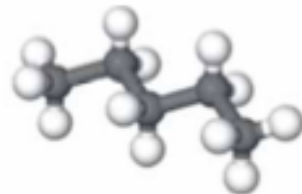


las moléculas que son planas tienen una mayor interacción superficial que las esféricas

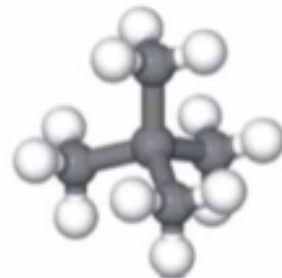


# Forma de la molécula y fuerzas de dispersión

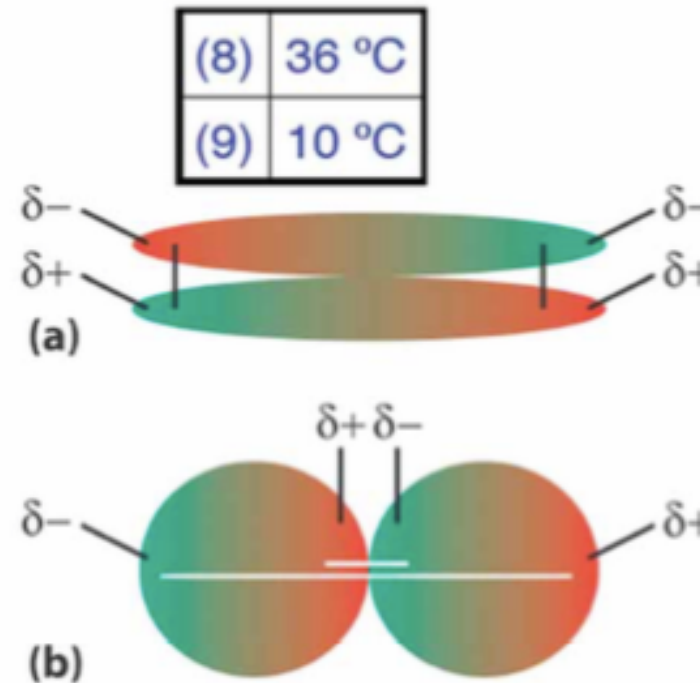
Cuál de las dos especies isoelectrónicas tiene un mayor punto de ebullición ?



**8** Pentane,  $C_5H_{12}$



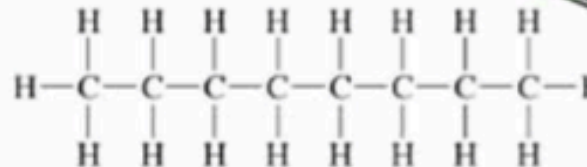
**9** 2,2-Dimethylpropane



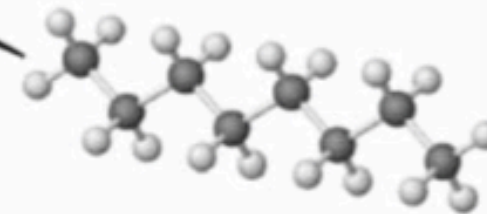
# Forma de la molécula y fuerzas de dispersión

... punto de ebullición más alto.

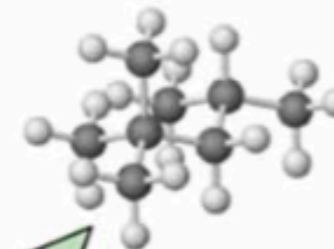
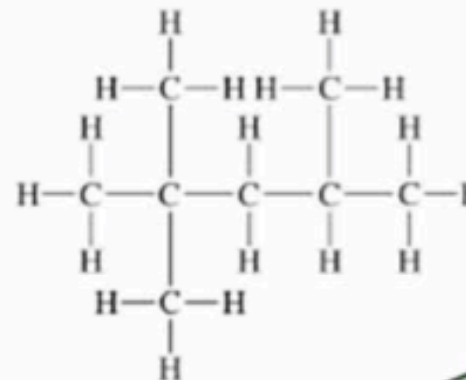
(a) Octane  
 $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$   
melting point  $-56.8^\circ\text{C}$   
boiling point  $125.7^\circ\text{C}$



... puede tener una mayor separación de carga. Fuerzas de atracción mas grandes, lo que significa ...



(b) (Isooctane)  
2,2,4-Trimethylpentane  
 $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$   
melting point  $-104.7^\circ\text{C}$   
boiling point  $99.2^\circ\text{C}$



... dando una fuerzas de dispersion más débiles y un punto de ebullición menor.

Para este isómero más compacto, la separación de cargas es menos grande ...

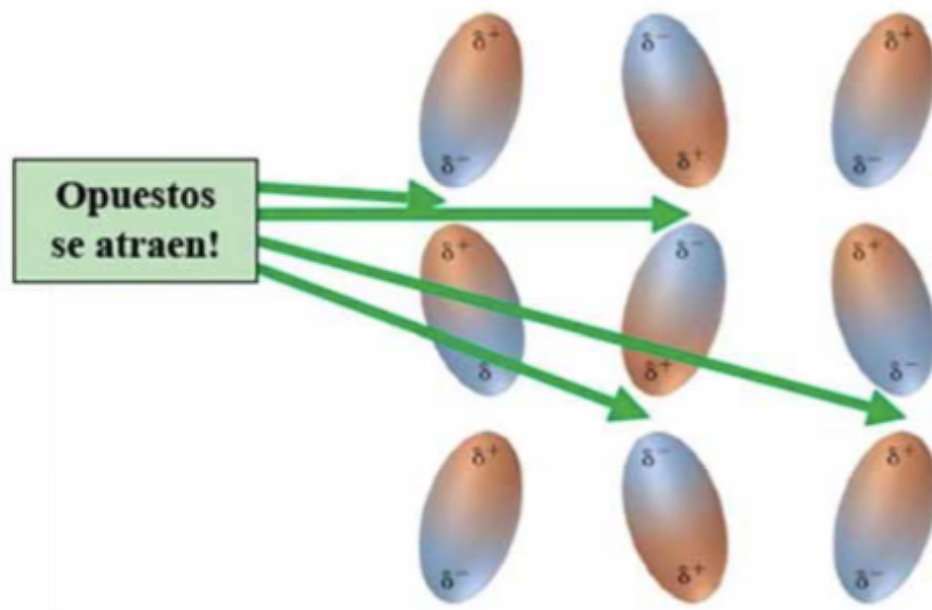
## Interacción dipolo-dipolo

### Fuerzas dipolo-dipolo (Keesom)

- Requisito: las moléculas tengan **momento dipolar**
- Los dipolos tienden a orientarse por sí mismos: En un sólido formado por moléculas polares las moléculas se organizan de una manera. Los dipolos tienden a orientarse por sí mismos de manera que enfrentan signos opuestos.
- Estas interacciones también pueden afectar a las propiedades físicas (como los puntos de fusión de los sólidos y puntos de ebullición de los líquidos).
- Son de mayor intensidad que las fuerzas de dispersión de London.

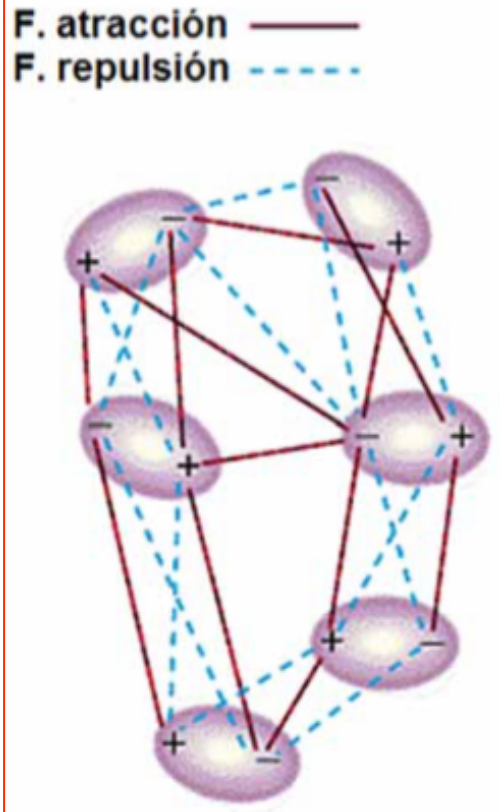
La intensidad depende del momento dipolar:  
CO y N<sub>2</sub> son isoelectrónicas.

|                                         | P.f.(K) | P.e. (K) |
|-----------------------------------------|---------|----------|
| CO                                      | 68      | 82       |
| N <sub>2</sub>                          | 63      | 77       |
| CO y N <sub>2</sub> son isoelectrónicas |         |          |



# Interacción dipolo-dipolo

## Fuerzas dipolo-dipolo (Keesom)



- Hay una mezcla de fuerzas de atracción y repulsión dipolo-dipolo en las moléculas desordenadas.
- Si dos moléculas tienen la misma masa y tamaño, entonces las fuerzas dipolo-dipolo aumentan con el aumento de la polaridad.

- Consideremos tres moléculas  $N_2$ ,  $O_2$  y  $NO$ . Las dos primeras son apolares y en el  $NO$  hay una diferencia de electronegatividad que le hace polar. Si solo hubieran fuerzas de dispersión a unir las moléculas el punto de ebullición del  $NO$  sería intermedio entre los dos. Las interacciones dipolo-dipolo hacen que el  $P_{Eb}$  sea mayor para el  $NO$  que en los otros dos.

|                                |                               |                                |
|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|
| $N_2$ <b><math>Z=28</math></b> | $NO$ <b><math>Z=30</math></b> | $O_2$ <b><math>Z=32</math></b> |
| 77.3K                          | 121.4K                        | 90.2K                          |

## Las moléculas polares tienen mayor punto de ebullición

En tabla: la masa molecular de los compuestos es del mismo orden, sin embargo el punto de ebullición aumenta considerablemente con el momento dipolar.

| Sustancia                                    | Peso molecular<br>(uma) | Momento<br>dipolar $\mu$ (D) | Punto de<br>ebullición (K) |
|----------------------------------------------|-------------------------|------------------------------|----------------------------|
| Propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | 44                      | 0.1                          | 231                        |
| Dimetiléter, $\text{CH}_3\text{OCH}_3$       | 46                      | 1.3                          | 248                        |
| Cloruro de metilo, $\text{CH}_3\text{Cl}$    | 50                      | 1.9                          | 249                        |
| Acetaldehído, $\text{CH}_3\text{CHO}$        | 44                      | 2.7                          | 294                        |
| Acetonitrilo, $\text{CH}_3\text{CN}$         | 41                      | 3.9                          | 355                        |

## Interacción dipolo-dipolo inducido

### Fuerzas de dispersión de Debye

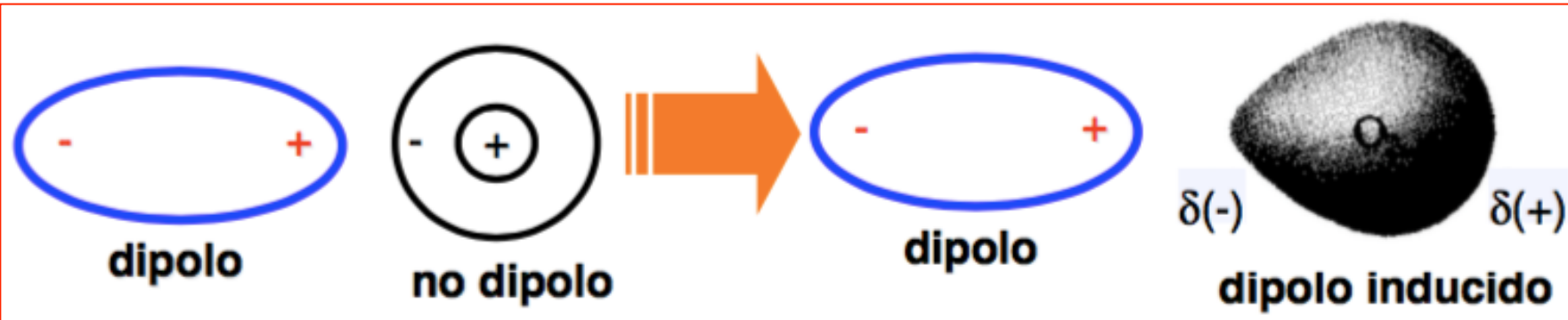
#### Dipolo permanente-dipolo inducido (Debye)

#### Interacciones débiles pero importantes:

- determinan la solubilidad de diversos gases no polares en  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$ , ...)
- responsables de la solubilidad del  $\text{O}_2$  en el agua (esencial para la vida acuática)

#### Origen:

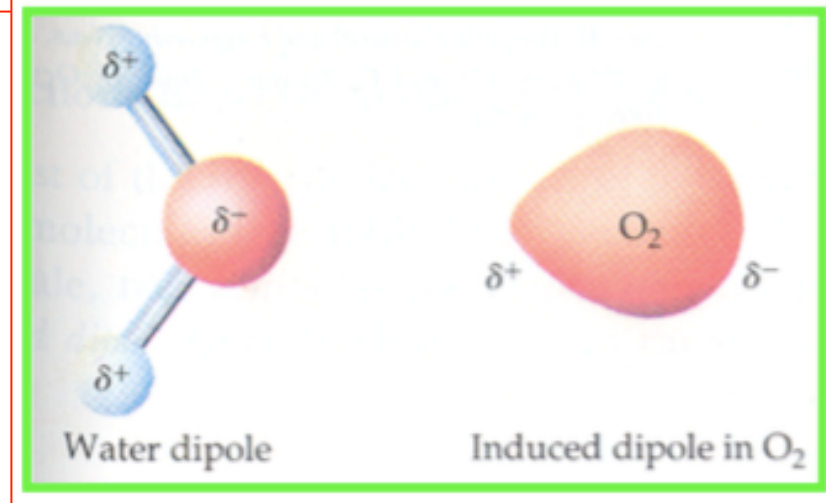
molécula polar ( $\mu > 0$ , p.e.  $\text{H}_2\text{O}$ ) puede inducir asimetría de carga en una molécula no polar (p.e.  $\text{O}_2$ )



## Dipolo permanente-dipolo inducido (Debye)

La intensidad de la interacción depende de:

- $\mu$  y PM (momento dipolar y PM de la molécula polar)
- $\alpha$  (polarizabilidad de la molécula no polar)



| Solubilidad en H <sub>2</sub> O |                |                         |                 |                |                         |
|---------------------------------|----------------|-------------------------|-----------------|----------------|-------------------------|
| Gas                             | A <sub>r</sub> | (moles/m <sup>3</sup> ) | Gas             | M <sub>r</sub> | (moles/m <sup>3</sup> ) |
| He                              | 4,0            | 0,31                    | N <sub>2</sub>  | 28,0           | 0,54                    |
| Xe                              | 131,3          | 3,1                     | O <sub>2</sub>  | 32,0           | 1,1                     |
|                                 |                |                         | CO <sub>2</sub> | 44,0           | 32                      |

## Resumen de las fuerzas de van der Waals

- Las fuerzas de dispersión de London existen en todos los tipos de moléculas.
- Las fuerzas asociadas con los dipolos permanentes sólo se dan en moléculas polares. Su efecto se añade al de las fuerzas de dispersión de London también presentes.
- Cuando se comparan sustancias de masas moleculares semejantes, las fuerzas entre dipolos permanentes pueden producir diferencias importantes en propiedades como p.f. , p.e. y entalpía de vaporización.
- Cuando se comparan sustancias de masas moleculares muy diferentes, las fuerzas de London suelen ser más importantes que las dipolares.

|                      | <b>Fuerzas Van der Waals</b> |                     |                       |                       |                                        |                       |
|----------------------|------------------------------|---------------------|-----------------------|-----------------------|----------------------------------------|-----------------------|
|                      | <b><u>M<sub>r</sub></u></b>  | <b><u>μ (D)</u></b> | <b><u>%London</u></b> | <b><u>%Dipolo</u></b> | <b><u>ΔH<sub>vap</sub>(kJ/mol)</u></b> | <b><u>p.e.(K)</u></b> |
| <b>F<sub>2</sub></b> | <b>38,0</b>                  | <b>0</b>            | <b>100</b>            | <b>0</b>              | <b>6,86</b>                            | <b>85,01</b>          |
| <b>HCl</b>           | <b>36,5</b>                  | <b>1,08</b>         | <b>81,4</b>           | <b>18,6</b>           | <b>16,15</b>                           | <b>188,11</b>         |
| <b>HBr</b>           | <b>80,9</b>                  | <b>0,82</b>         | <b>94,5</b>           | <b>5,5</b>            | <b>17,61</b>                           | <b>206,43</b>         |
| <b>HI</b>            | <b>127,9</b>                 | <b>0,44</b>         | <b>99,5</b>           | <b>0,5</b>            | <b>19,77</b>                           | <b>237,80</b>         |

# **Enlace a Hidrógeno**

# Enlace a Hidrógeno

El **enlace de hidrógeno** es una **fuerza intermolecular** en la cual:

- un átomo de hidrógeno está covalentemente unido a un átomo no metálico (Y, pequeño y electronegativo) en una molécula ...
- y simultáneamente atraído a otro átomo no metálico (pequeño y electronegativo) de una molécula vecina. Z debe ser un aceptor protónico (debe tener pares solitarios, base de Brönsted)



Cuando Y y Z son pequeños  
y muy electronegativos (N,  
O, F) ...

... esta fuerza se  
denomina *enlace de  
hidrógeno*

# Enlace a Hidrógeno

- **Es un caso especial de interacción dipolo-dipolo (Keesom):**

moléculas polares ( $\mu > 0$ ) del tipo  $\text{XH}_n$  (X alta electronegatividad)

interacción más fuerte de lo esperado en base al valor de  $\mu$

- **Energía de la interacción:**

10-30 kJ/mol

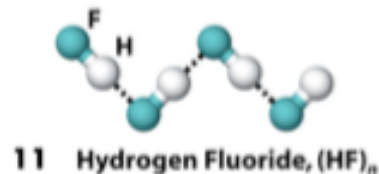
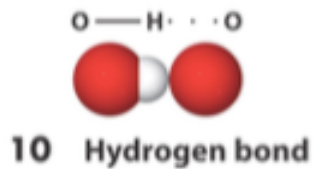
cuanto más electronegativos son Y y Z más fuerte es el enlace-H ( $\text{Y, Z} = \text{F, O, N, Cl, ...}$ )

- **Tipos de enlace-H:**

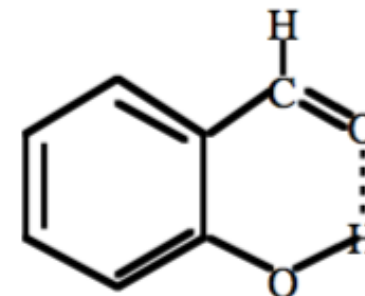
- *Intermoleculares*

asimétrico:  $\text{HO-H}\cdots\text{OH}_2$

simétrico:  $[\text{F}\cdots\text{H}\cdots\text{F}]^-$



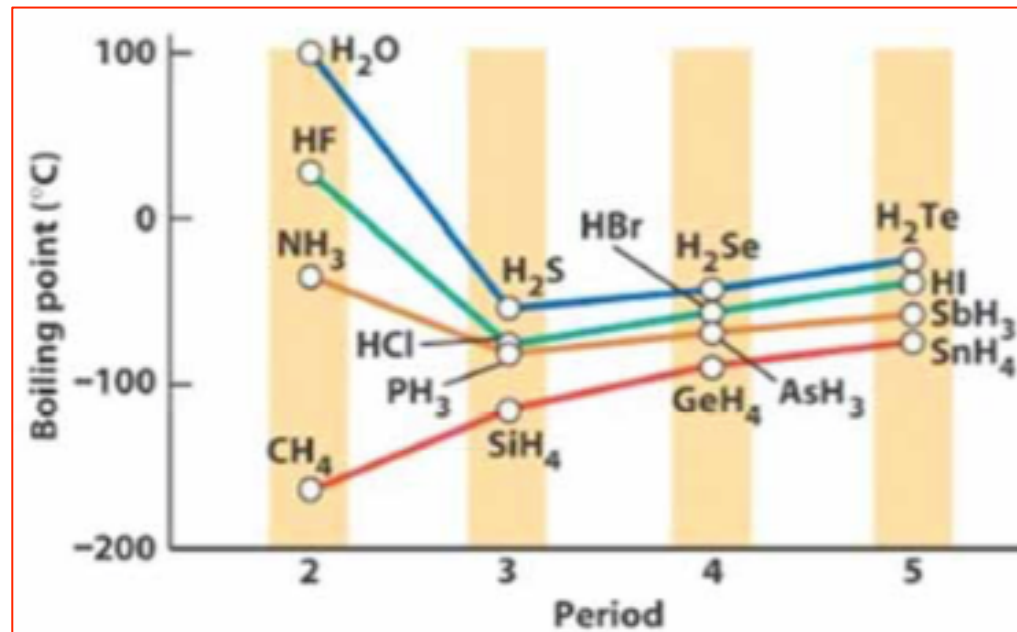
- *Intramoleculares*



# Enlace a Hidrógeno

## Evolución de los P.E. de hidruros covalentes:

- Tendencia creciente conforme aumenta su PM. Coherente con la existencia de fuerzas de van der Waals que mantienen cohesionadas las moléculas.
- Los hidruros formados por los elementos cabeza de los grupos 15, 16 y 17 presentan unos puntos de ebullición anómalos, muy por encima de lo esperable.
- El enlace de hidrógeno es una fuerzas intermoleculares de mayor intensidad que las de van der Waals.



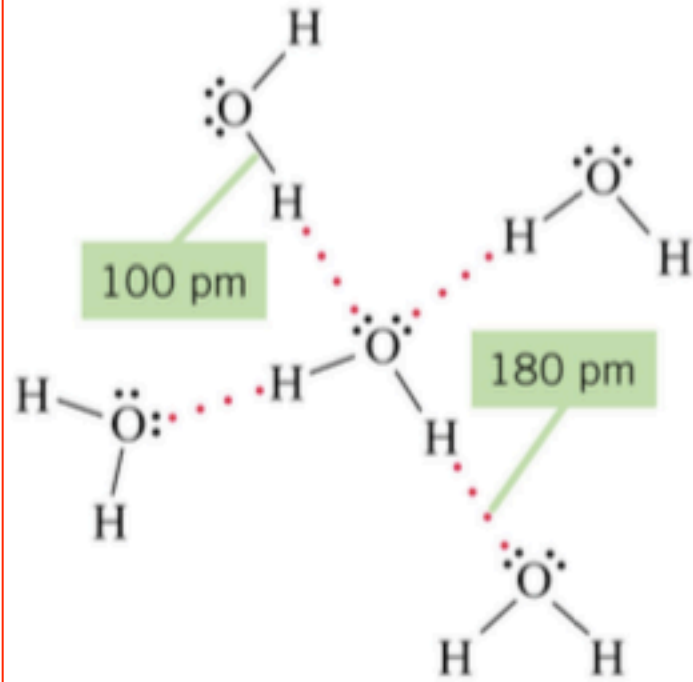
p.e. -90°  
calculado  
para H<sub>2</sub>O  
si no  
hubiera  
enlace-H

## Enlace a Hidrógeno

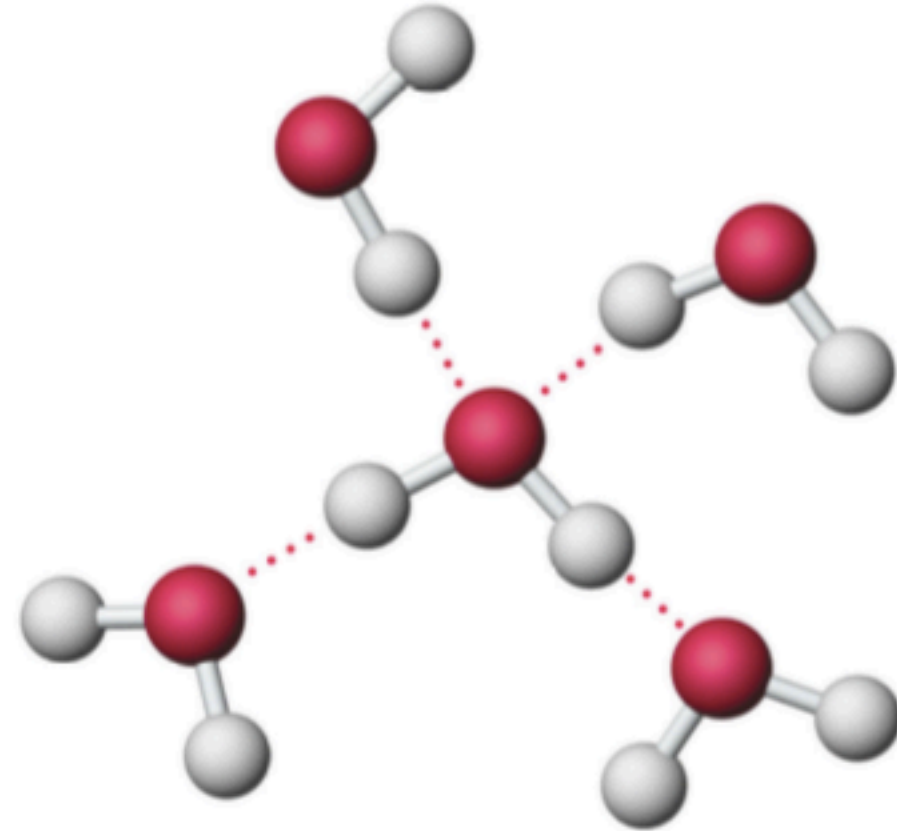
El orden de magnitud medio de esta interacción se estima en torno a  $10\text{-}30\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , mucho menor que un enlace covalente, pero en modo alguno despreciable. Son mucho mayores que las fuerzas de van der Waals

| Enlace de hidrógeno (···)                    | Energía de enlace de Hidrógeno (···) kJ/mol | E. Covalente  | Energía del enlace Covalente (—) |
|----------------------------------------------|---------------------------------------------|---------------|----------------------------------|
| $\text{HS—H} \cdots \text{SH}_2$             | 7                                           | $\text{S—H}$  | 363                              |
| $\text{H}_2\text{N—H} \cdots \text{NH}_3$    | 17                                          | $\text{N—H}$  | 386                              |
| $\text{HO—H} \cdots \text{OH}_2$             | 22                                          | $\text{O—H}$  | 464                              |
| $\text{F—H} \cdots \text{F—H}$               | 29                                          | $\text{F—H}$  | 565                              |
| $\text{HO—H} \cdots \text{Cl}^-$             | 55                                          | $\text{Cl—H}$ | 428                              |
| $\text{F} \cdots \text{H} \cdots \text{F}^-$ | 165                                         | $\text{F—H}$  | 565                              |

## Enlace a Hidrógeno en el agua



(a)



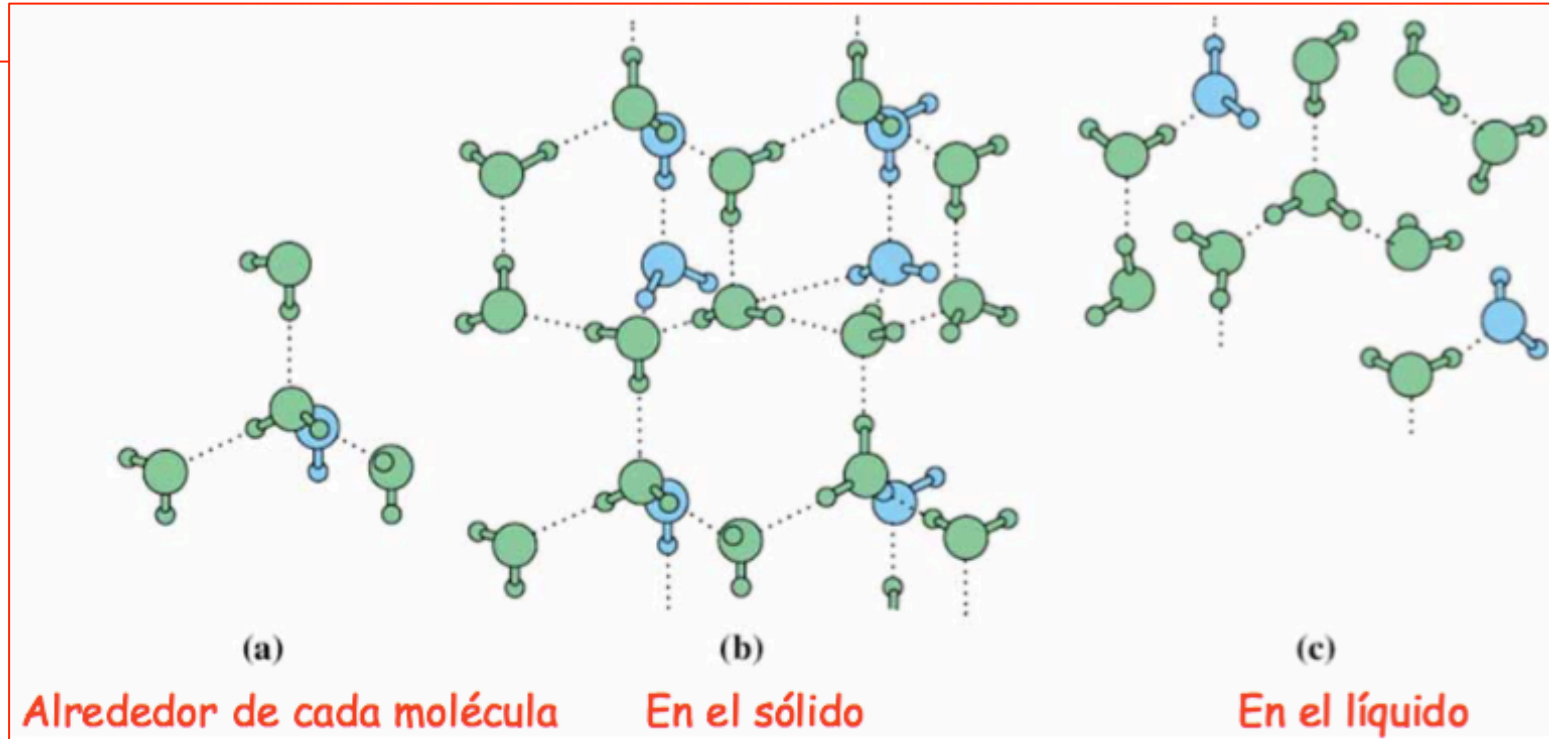
(b)

Copyright © 2005 Pearson Prentice Hall, Inc.

## Propiedades del agua

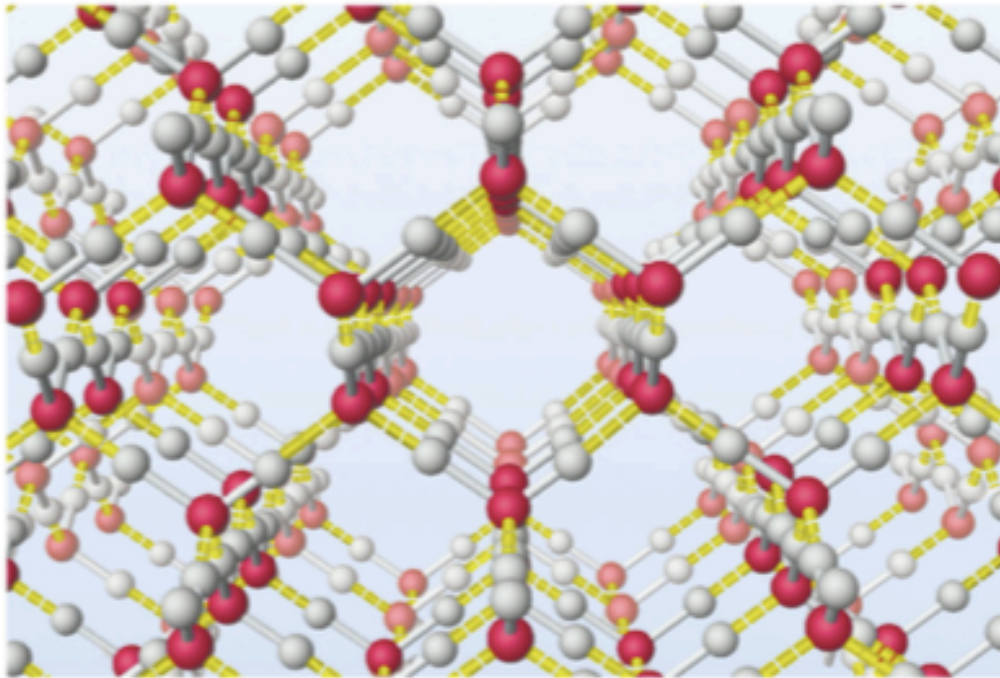
- La mayoría de los sólidos se expanden cuando se derriten; el agua se expande cuando se congela
- La mayoría de sólidos son más densos que sus líquidos correspondientes; el hielo es menos denso que el agua
- El agua tiene un punto de fusión de al menos 100°C más alto que lo esperado para la serie  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ . ¿Os imagináis un mundo en el que el agua congelara a -90°C?
- El agua tiene un punto de ebullición de al menos 200°C más alto que lo esperado en la serie anterior
- El agua tiene una mayor tensión superficial que cualquier otro líquido común (excepto el Hg)
- El agua tiene una viscosidad inusualmente grande
- El agua es un disolvente excelente
- El agua tiene una capacidad calorífica mayor que cualquier otro líquido

## Enlace a hidrogeno en el agua



- (a) Cada molécula de agua está unida a otras cuatro mediante enlaces de hidrógeno. La ordenación es tetraédrica. Cada átomo de de H está situado a 100 pm de un O y a 180 del otro.
- (b) La estructura cristalina del hielo. Los átomos de O se ordenan en anillos hexagonales.
- (c) En el líquido las moléculas de agua tienen enlaces de hidrógeno solo con algunas de las vecinas, lo que lleva a un mayor empaquetamiento.

## Enlace a hidrogeno en hielo



(a)

Copyright © 2005 Pearson Prentice Hall, Inc.

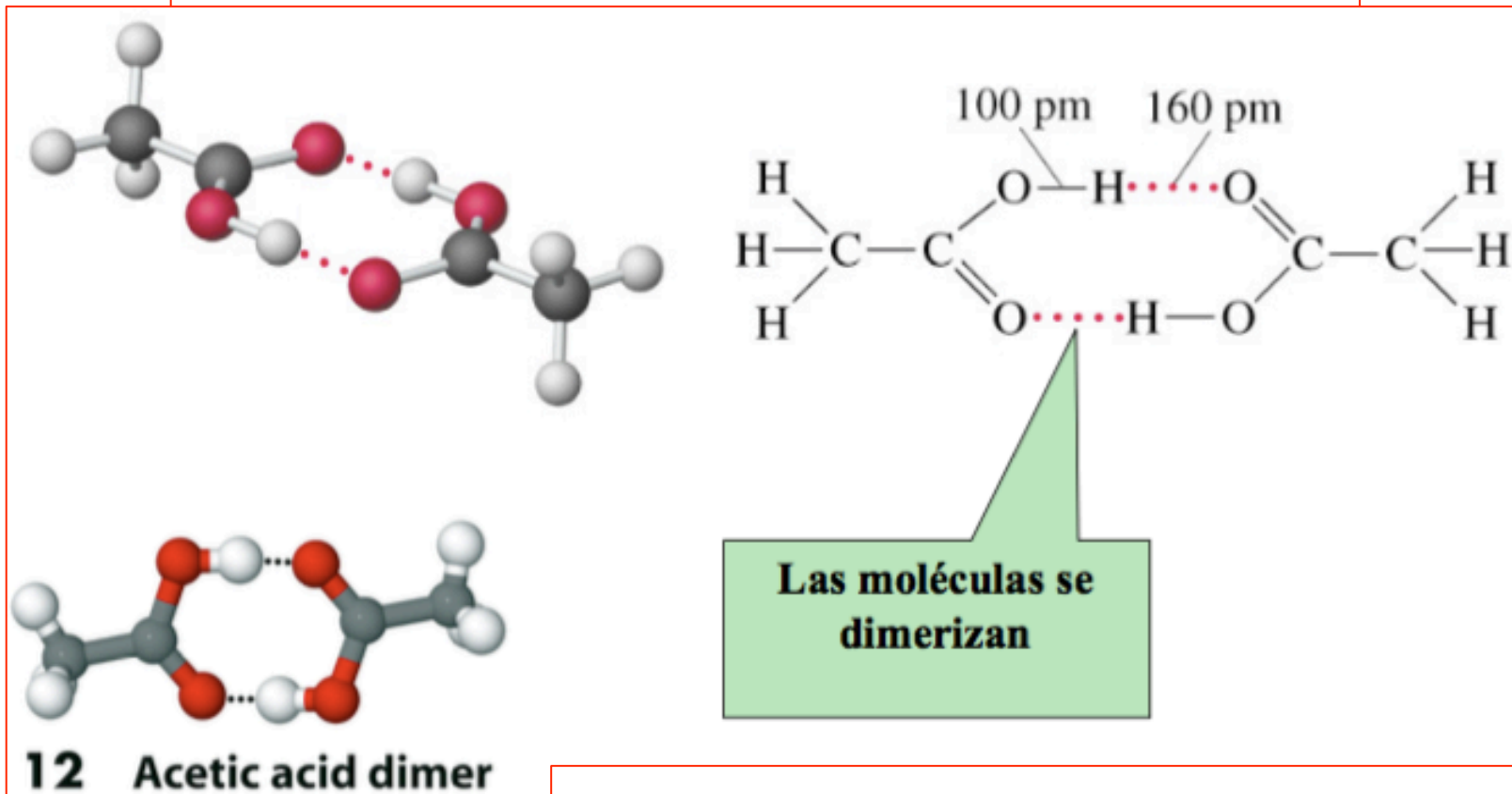
**Enlace de hidrógeno organiza las moléculas de agua de una manera *hexagonal abierta***



(b)

**los cristales de hielo muestran esta distribución hexagonal. La distribución abierta hace que la densidad del hielo sea inferior a la del agua líquida**

## Enlace de hidrógeno en el ácido acético

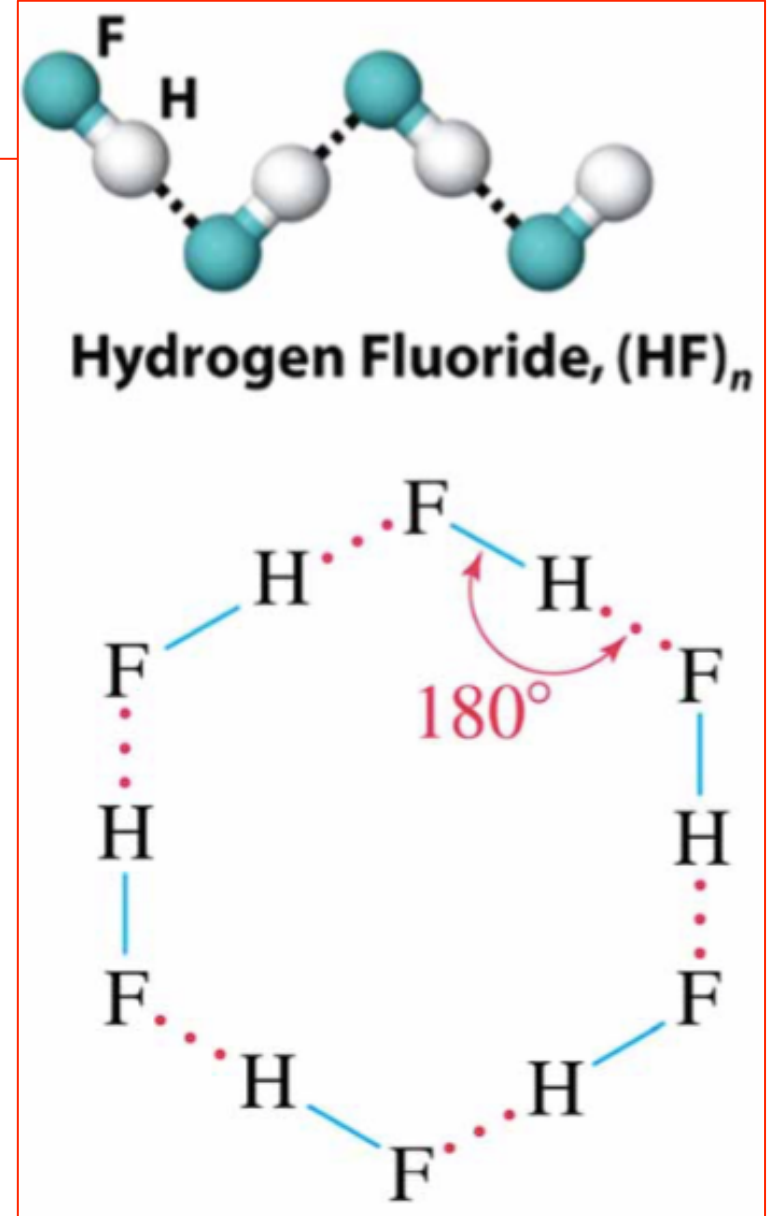
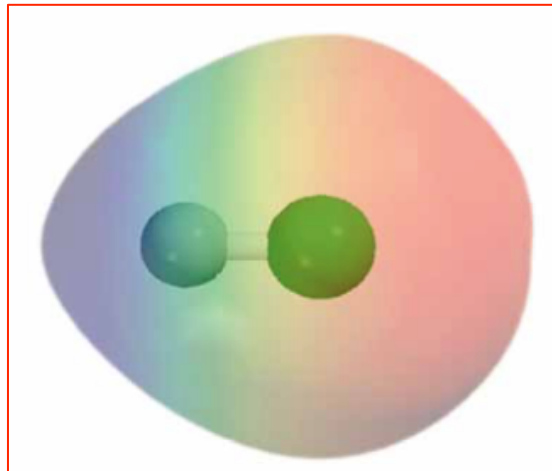


Las moléculas de ácido acético tienden a unirse por pares formando dímeros tanto en estado líquido como en vapor.

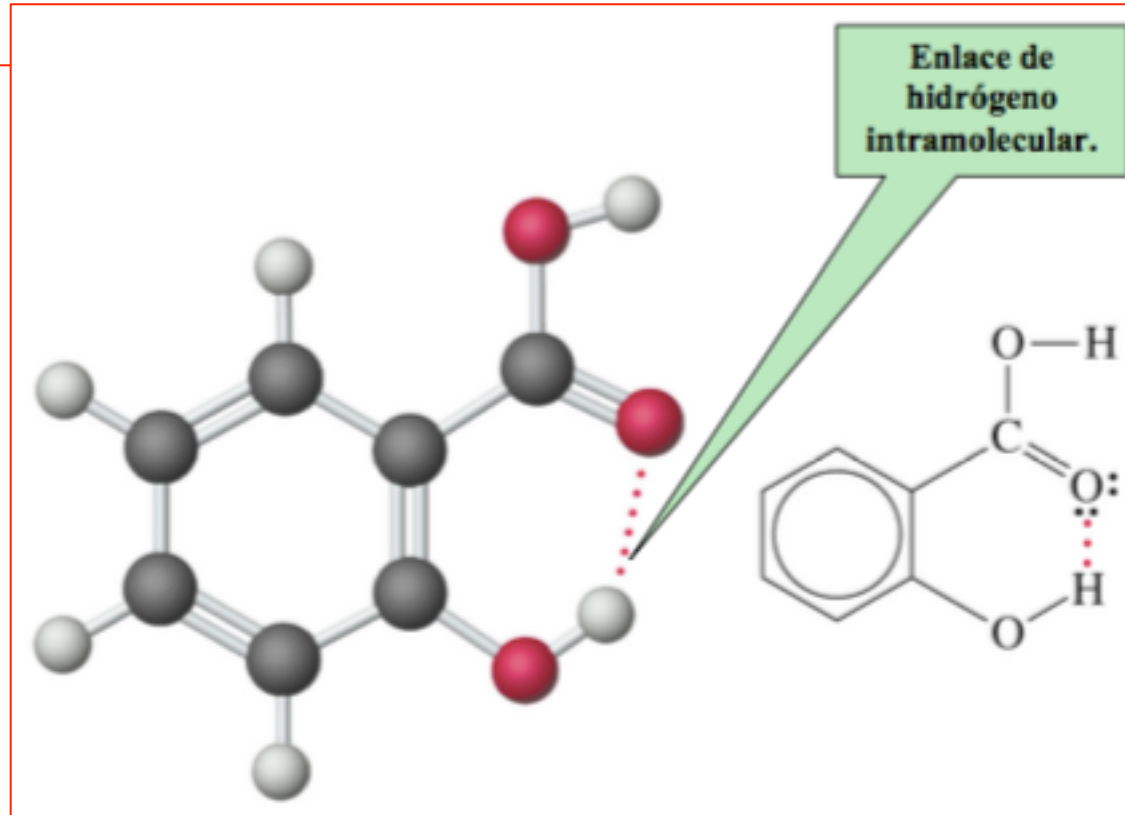
## Enlace de hidrógeno en el ácido fluorhídrico

En el  $\text{HF}_{(g)}$  muchas de las moléculas de HF están asociadas en estructuras cíclicas  $(\text{HF})_6$ .

Cada átomo de H se enlaza a un átomo de F por un enlace covalente simple (-) y a otro átomo de F mediante un enlace de hidrógeno (...).



## Enlace de hidrógeno en el ácido salicílico

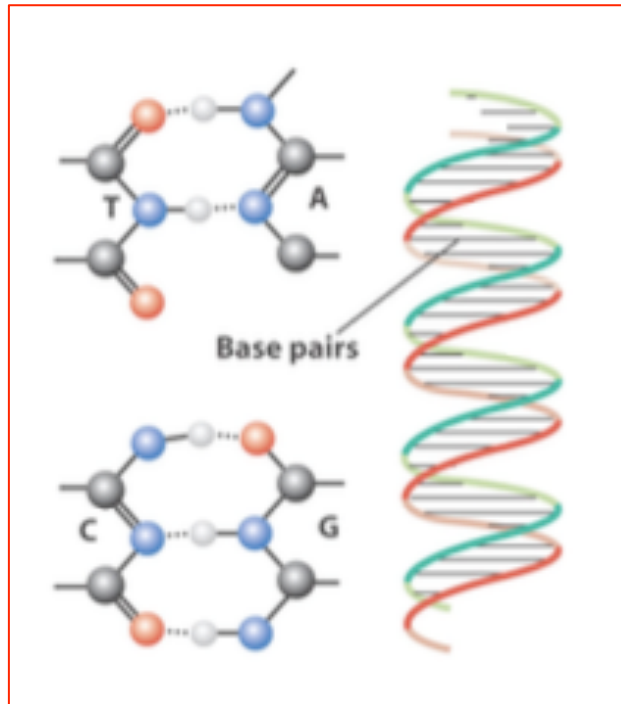


Hay algunas moléculas que contienen un átomo de H unido covalentemente a un átomo muy electronegativo (p. ej. O o N) y con otro átomo muy electronegativo cercano en la misma molécula, pudiéndose formar un enlace de hidrógeno intramolecular

# Estructura del ADN

Los **enlaces de hidrógeno** son responsables de:

- La estructura de las proteínas
- Las proteínas se pliegan como consecuencia de los enlaces de H.
- El transporte de ADN de Información Genética



# Resumen para analizar las fuerzas intermoleculares en una muestra.

