

# Fuerzas Intermoleculares. Materia Condensada.

## Contenidos

Introducción.

Tipos de fuerzas intermoleculares.

Fuerzas ion-dipolo

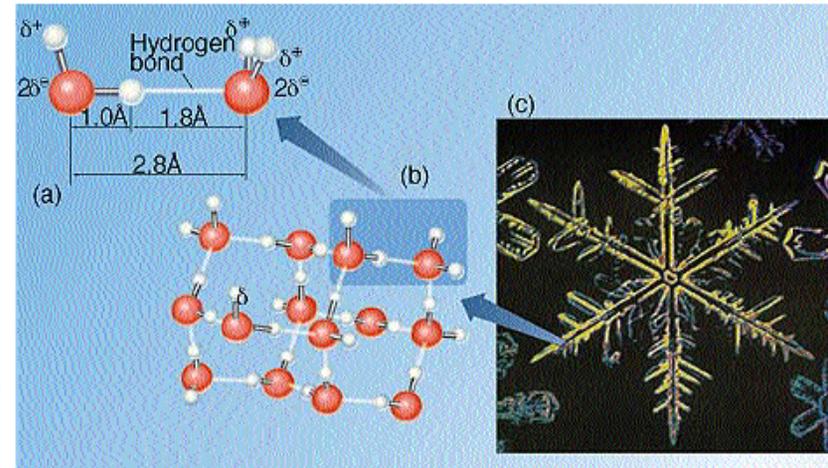
Fuerzas ion-dipolo inducido

Fuerzas de van der Waals

Enlace de hidrógeno

Tipos de Compuestos Covalentes.

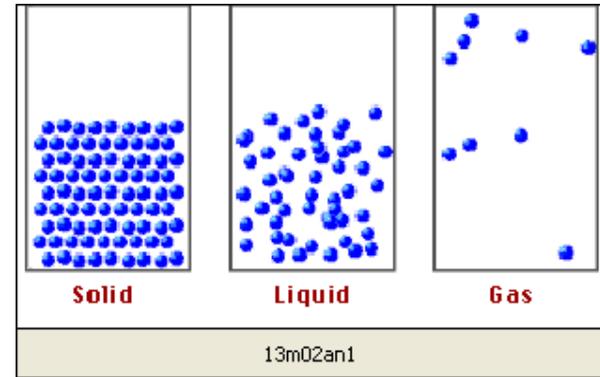
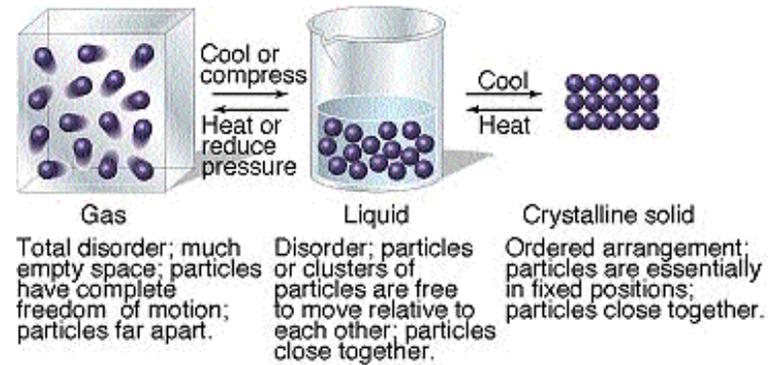
Fuerzas de cohesión y tipos de compuestos.



# Introducción.

Cualquier sustancia puede **cambiar de estado de agregación** modificando la temperatura y/o presión.

Esto se debe a la existencia de **interacciones entre las partículas** que la forman (átomos, iones o moléculas)



**TABLE 11.1 Some Characteristic Properties of the States of Matter**

Gas	Assumes both the volume and shape of container Is compressible Diffusion within a gas occurs rapidly Flows readily
Liquid	Assumes the shape of the portion of the container it occupies Does not expand to fill container Is virtually incompressible Diffusion within a liquid occurs slowly Flows readily
Solid	Retains its own shape and volume Is virtually incompressible Diffusion within a solid occurs extremely slowly Does not flow

Si las interacciones entre partículas son más fuertes que la energía térmica la sustancia condensa.

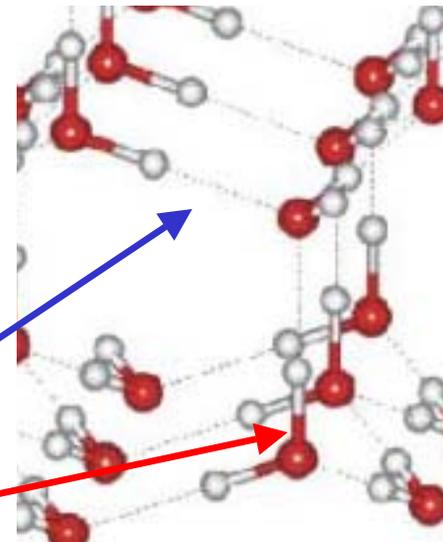
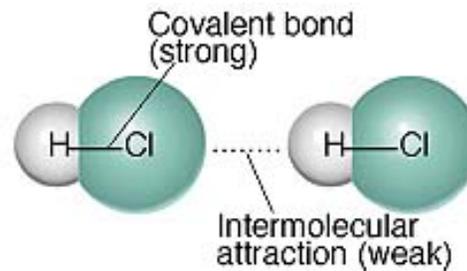
Al bajar la temperatura la energía térmica disminuye y las sustancias condensan pudiendo llegar a solidificar.

En sustancias covalentes moleculares hay que distinguir entre fuerzas **intramoleculares** (o **de enlace**) y fuerzas **entre moléculas** (**intermoleculares**).

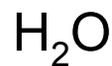
Las fuerzas **intramoleculares** son las responsables de la **estabilidad de las moléculas individuales**;

mientras que las fuerzas **intermoleculares** son responsables de las **propiedades macroscópicas** de la materia (de un **conjunto de moléculas**)

En general las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las intramoleculares (en general menores que el 15% de un enlace covalente).



Ej:



$\Delta H_{\text{vaporización}} (\text{H}_2\text{O}) =$

$E_{\text{enlace}} (\text{O}-\text{H}) =$

$41 \text{ KJmol}^{-1}$

$930$

# Tipos de fuerzas intermoleculares.

## Fuerzas ion-dipolo

Se producen entre un **ión** y una **molécula polar**.

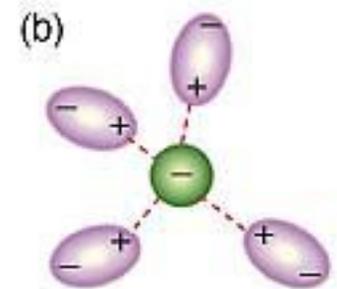
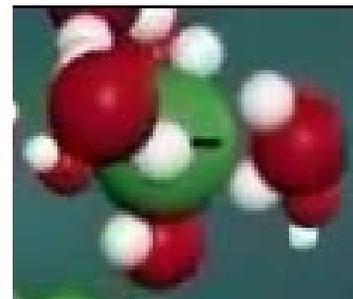
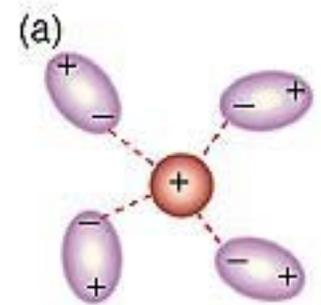
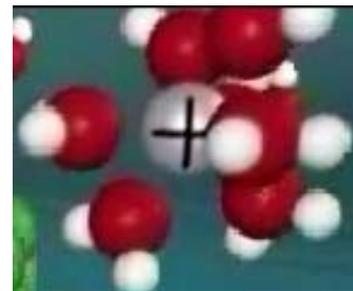
Son responsables de la disolución de compuestos iónicos en disolventes polares (solvatación o HIDRATACIÓN).

$$E = \frac{-1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|Z_{\pm}| \mu_D}{r^2}$$

La magnitud de la interacción ión-dipolo depende de:

Tamaño y carga del ión

Momento dipolar molecular

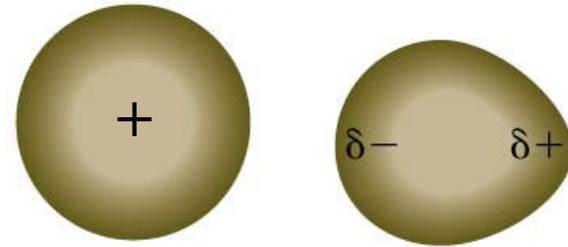


# Fuerzas ion-dipolo inducido

Se producen entre un **ión** y una **molécula apolar**.

Se deben a distorsión producida por el ión sobre la nube electrónica de la molécula, lo que origina una separación de carga (**polarización**) de la molécula.

$$E = \frac{-1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|Z_{\pm}|^2 \alpha}{2 r^4}$$



La magnitud de la interacción ión-dipolo inducido depende de:

**Carga del ión**

**Polarizabilidad de la molécula**

Son responsables de la disolución de compuestos iónicos en disolventes apolares.

# Fuerzas de van der Waals (sustancias covalentes moleculares)

## a) Interacción dipolo-dipolo

Se producen entre dos moléculas polares.

$$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{2\mu_1\mu_2}{r^3}$$

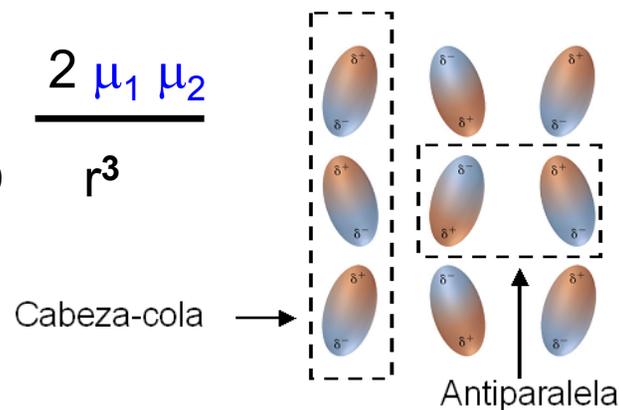


TABLE 11.2 Molecular Masses, Dipole Moments, and Boiling Points of Several Simple Organic Substances

Substance	Molecular Mass (amu)	Dipole Moment, $\mu$ (D)	Boiling Point (K)
Propane, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0.1	231
Dimethyl ether, $\text{CH}_3\text{OCH}_3$	46	1.3	248
Methyl chloride, $\text{CH}_3\text{Cl}$	50	1.9	249
Acetaldehyde, $\text{CH}_3\text{CHO}$	44	2.7	294
Acetonitrile, $\text{CH}_3\text{CN}$	41	3.9	355

La interacción depende de:

Los momentos dipolares moleculares

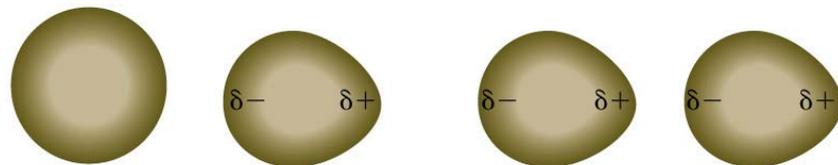
## b) Interacción dipolo-dipolo inducido

Se producen entre una molécula polar y otra apolar.

La magnitud de la interacción depende de:

Momento dipolar de la molécula polar

Polarizabilidad de la molécula apolar

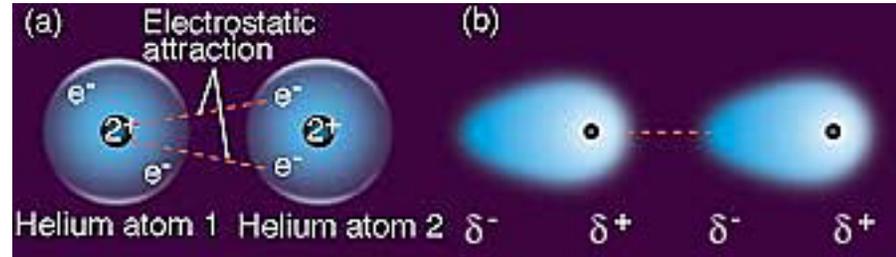


$$E = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{\mu_D^2 \alpha}{r^6}$$

## c) Interacción **dipolo instantaneo-dipolo inducido**

Se denominan también **fuerzas de dispersión de London** y aparecen en todas las sustancias moleculares (polares o apolares).

$$E = \frac{-1}{4\pi\epsilon_0} \frac{3 |\alpha|^2}{4 r^6}$$



La aparición de un dipolo instantaneo en una molécula debido al movimiento de los electrones induce un dipolo en la molécula contigua

La magnitud de la interacción depende de:

### Energía de Ionización molecular

### Polarizabilidad de la molécula

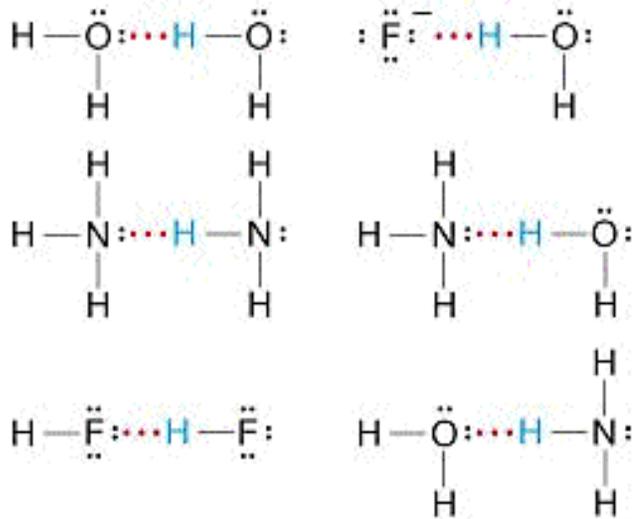
Son responsables de la condensación de sustancias apolares.

TABLE 11.3 Boiling Points of the Halogens and Noble Gases

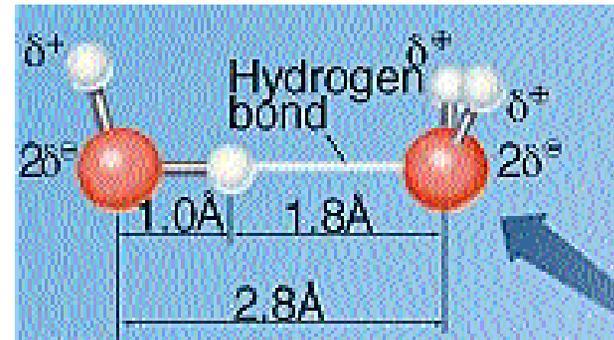
Halogen	Boiling Point (K)	Noble Gas	Boiling Point (K)
F <sub>2</sub>	85.1	He	4.6
Cl <sub>2</sub>	238.6	Ne	27.3
Br <sub>2</sub>	332.0	Ar	87.5
I <sub>2</sub>	457.6	Kr	120.9
		Xe	166.1

# Enlace de hidrógeno

El enlace de hidrógeno consiste en **interacción electrostática** entre el **átomo de H** de un enlace **polar H-X** y un **átomo muy electronegativo** como **F, O o N**

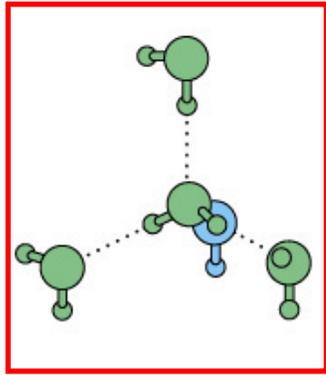


Enlaces de H en el agua



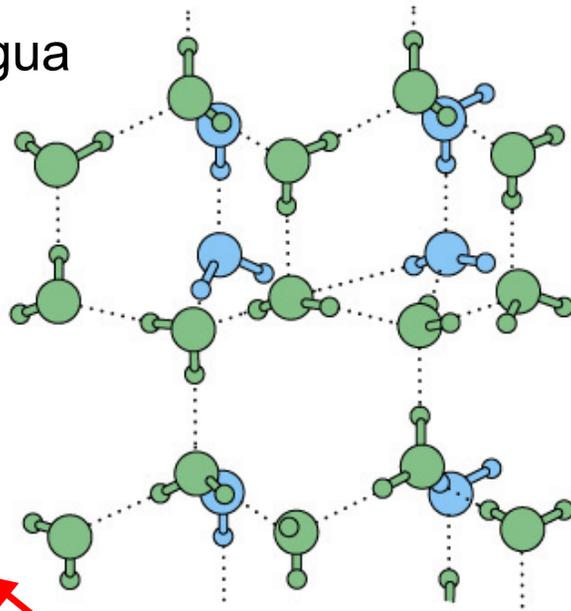
La energía del enlace de hidrógeno es bastante mayor que la de la interacción dipolo-dipolo.

# Enlaces de H en el agua



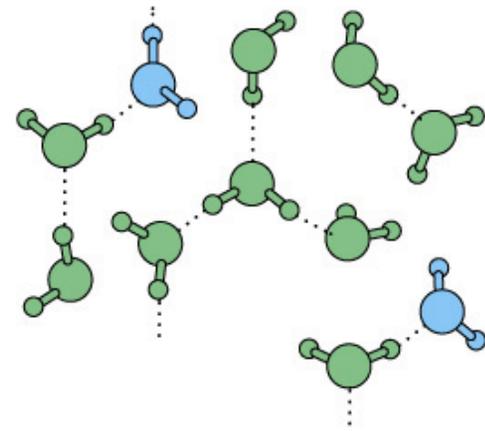
(a)

Alrededor de una molécula



(b)

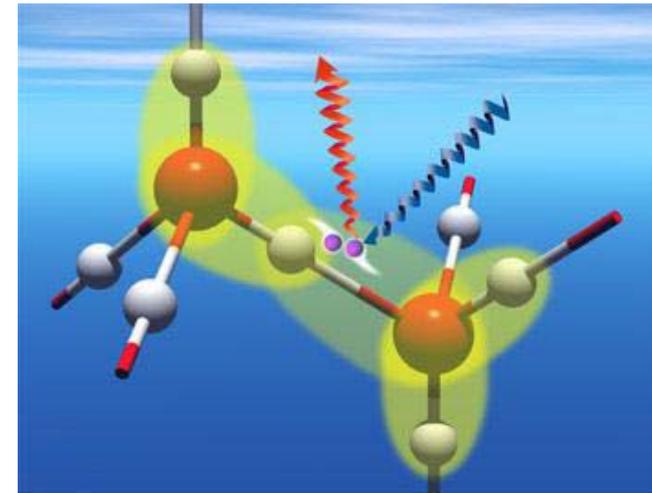
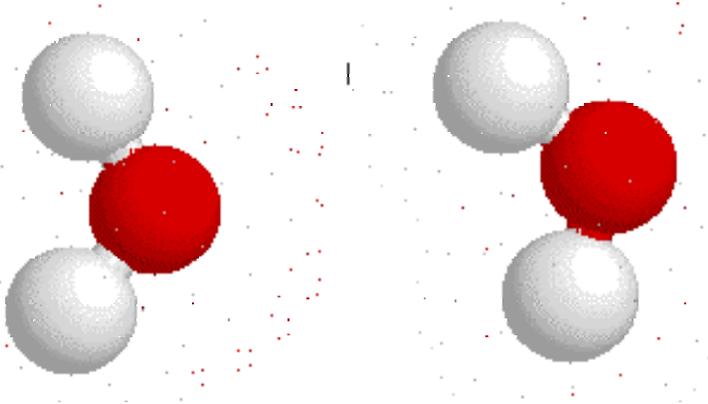
en sólido



(c)

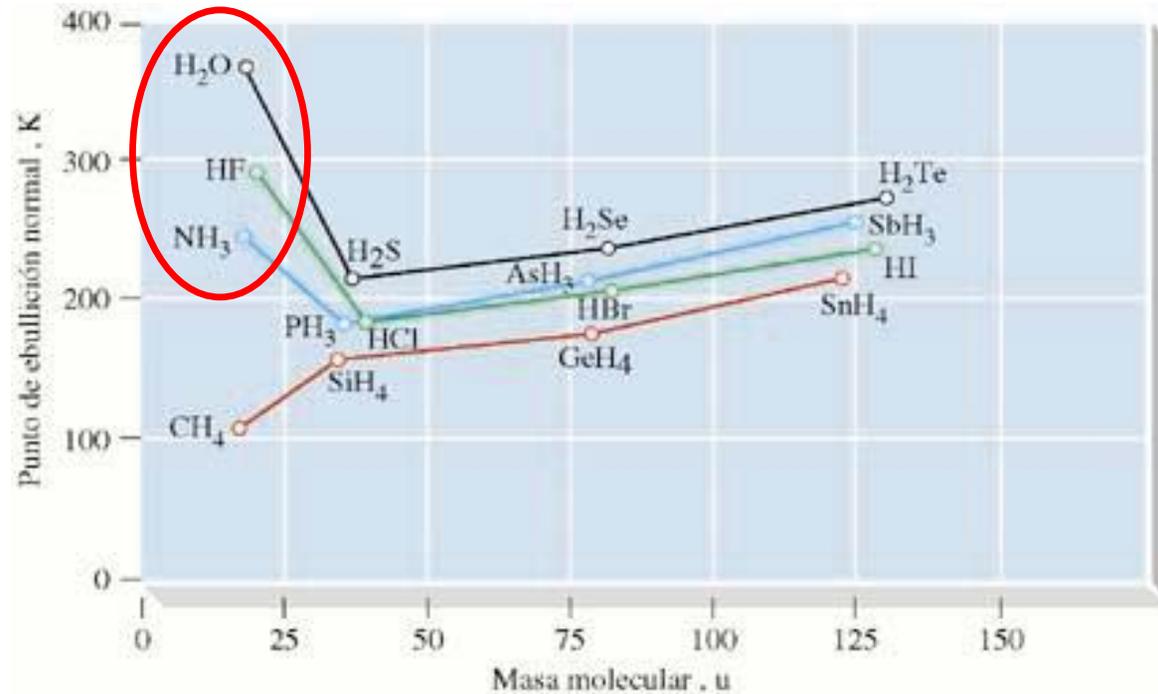
en el líquido

Los enlaces de H son **direccionales**



La existencia de **enlaces de hidrógeno** se puso de manifiesto por la **variación anómala del punto de ebullición en series de compuestos similares**.

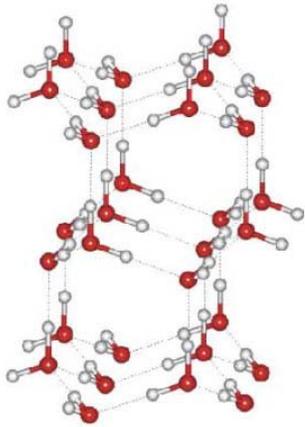
(Ej: **Hidruros de elementos de los grupos 14, 15, 16 y 17**)



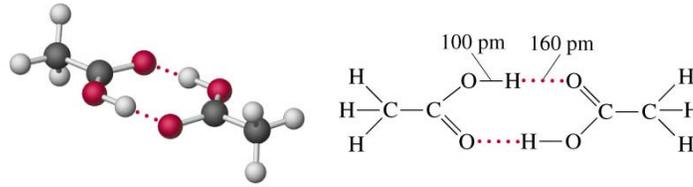
En cada una de las series de los grupos 15, 16 y 17 el hidruro más ligero (NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O y HF) tienen punto de ebullición más alto, contrariamente a lo esperado en función de las masas moleculares.

**Esto se debe a la formación de enlaces de hidrógeno en estos compuestos.**

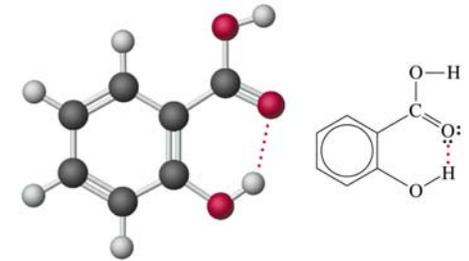
Existen **enlaces de hidrógeno** en muchas sustancias **inorgánicas, orgánicas** y **bioquímicas**.



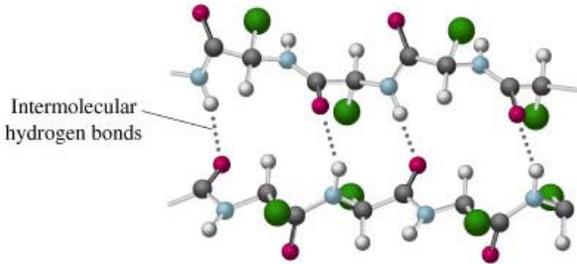
**Hielo**



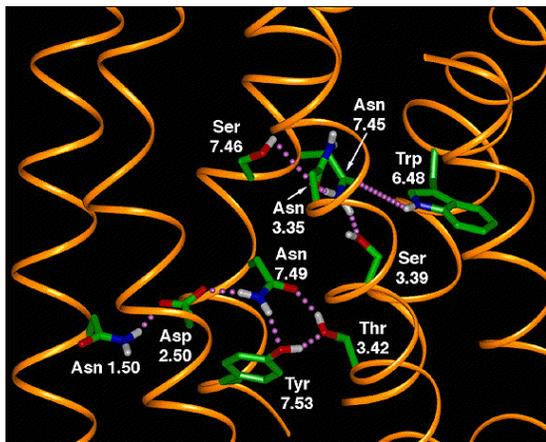
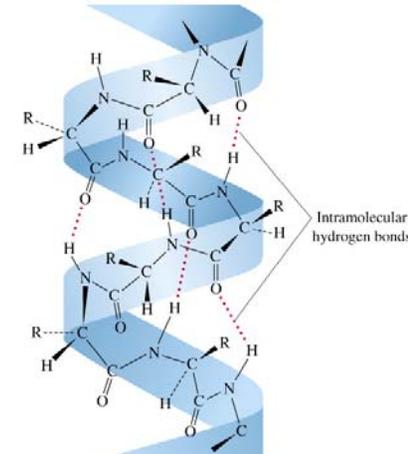
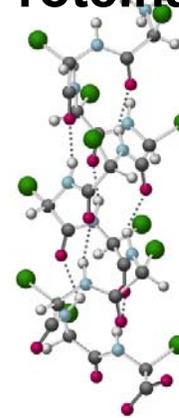
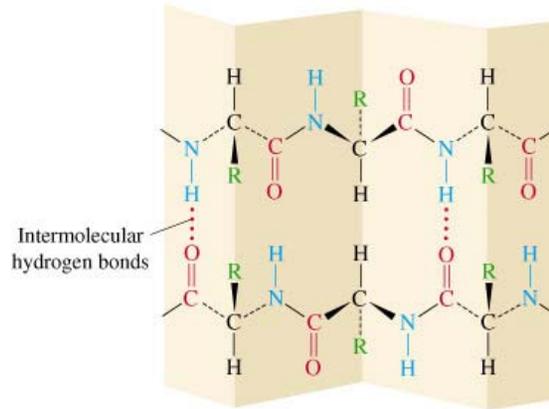
**Acido acético**



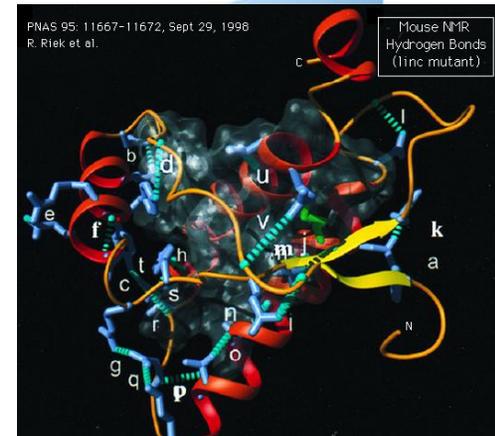
**Acido salicílico**



**Estructura secundaria Proteinas**



**Estructura terciaria y cuaternaria Proteinas**



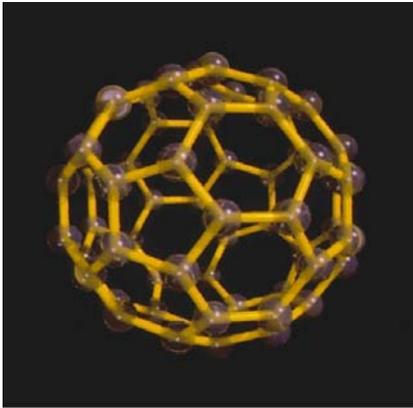
PNAS 95: 11667-11672, Sept 29, 1998  
R. Riek et al.

# Tipos de Compuestos Covalentes.

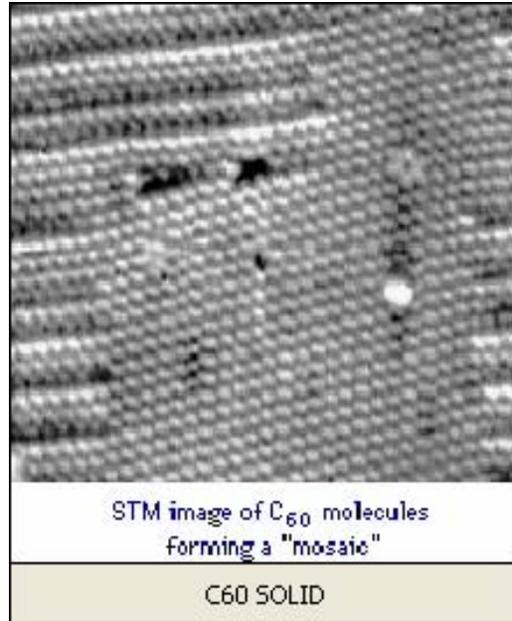
Existen dos tipos de compuestos covalentes: los moleculares y los reticulares

**Compuestos covalentes moleculares:** están formados por moléculas discretas cuyos átomos están unidos por enlaces covalentes (intramolecular) y entre las moléculas existen interacciones de van der Waals o enlaces de hidrógeno (intermolecular).

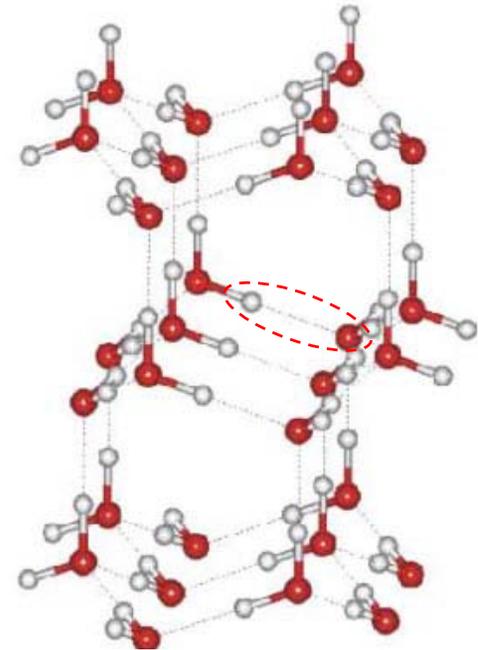
Las sustancias covalentes moleculares tienen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos porque las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que los enlaces iónicos, covalentes o metálico.



Molécula  $C_{60}$



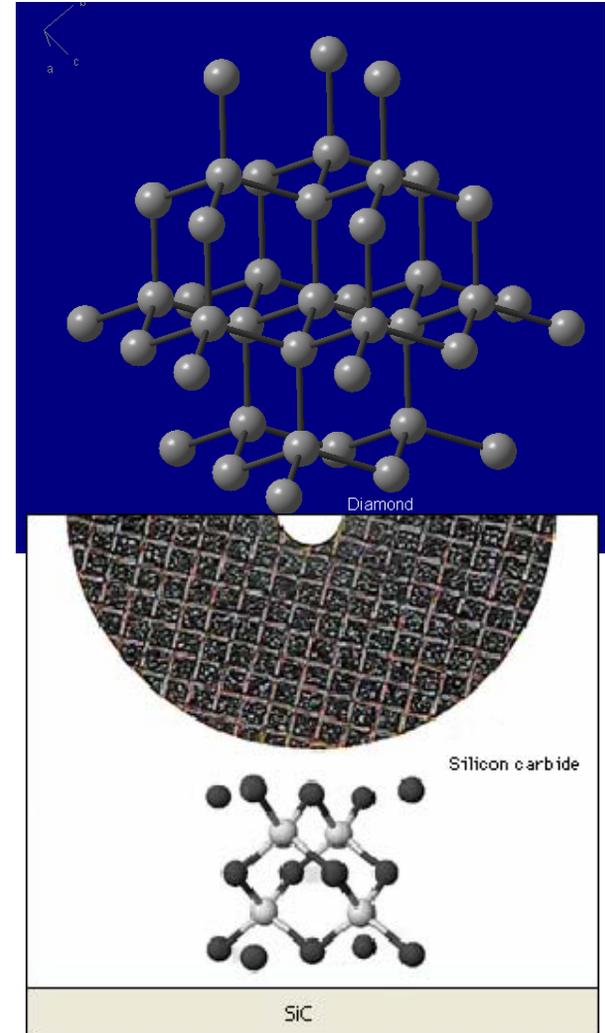
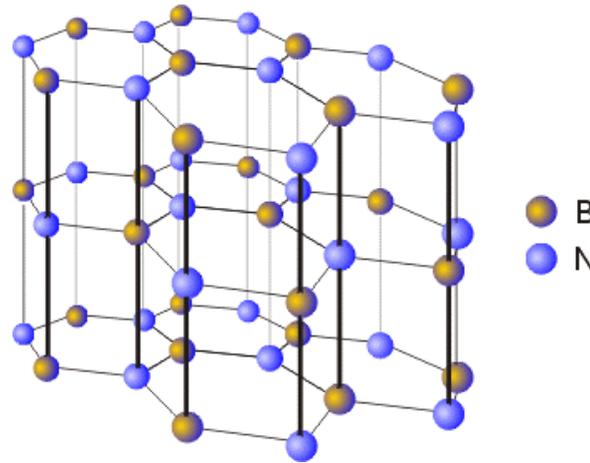
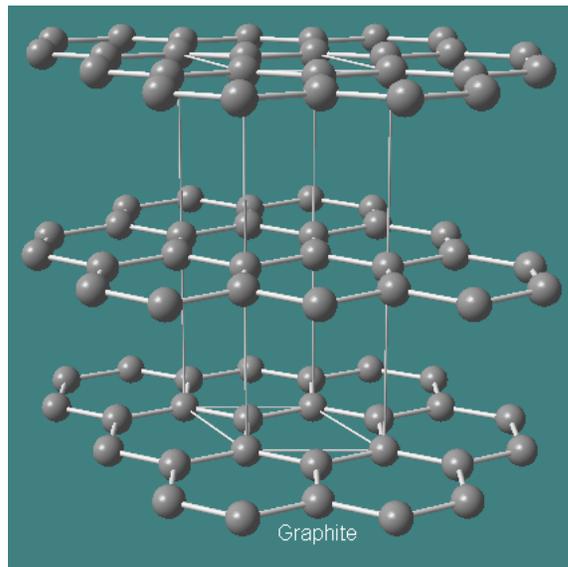
Sólido  $C_{60}$



Hielo

**Compuestos covalentes reticulares:** los átomos que los forman están unidos por enlaces covalentes que se extienden en dos o tres direcciones del espacio.

Las sustancias covalentes reticulares tienen puntos de fusión y ebullición muy elevados (refractarios) porque para fundirlos o evaporarlos hay que romper un elevado número de enlaces covalentes fuertes. Son sustancias muy duras.



# Fuerzas de cohesión y tipos de compuestos.

