

# Tema 3: Estados de agregación de la materia: interacciones intermoleculares

## 3.1 Fuerzas intermoleculares

3.1.1 Origen de las fuerzas intermoleculares

3.1.2 Clasificación

3.1.3 Interacciones ión-ión

3.1.4 Interacciones ion-dipolo

3.1.5 Interacciones entre dipolos: fuerzas de Van der Waals

3.1.6 Fuerzas de dispersión

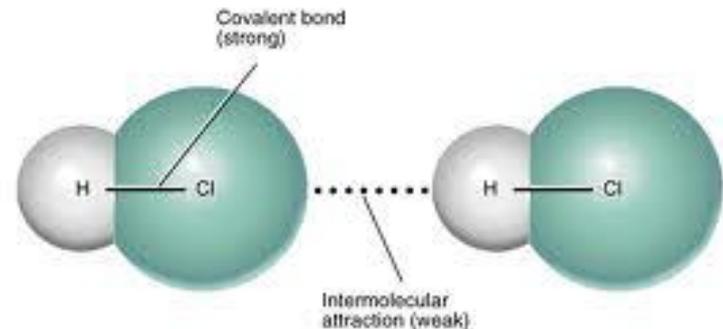
## 3.2 El enlace de hidrógeno

3.2.1 HF, H<sub>2</sub>O y NH<sub>3</sub>

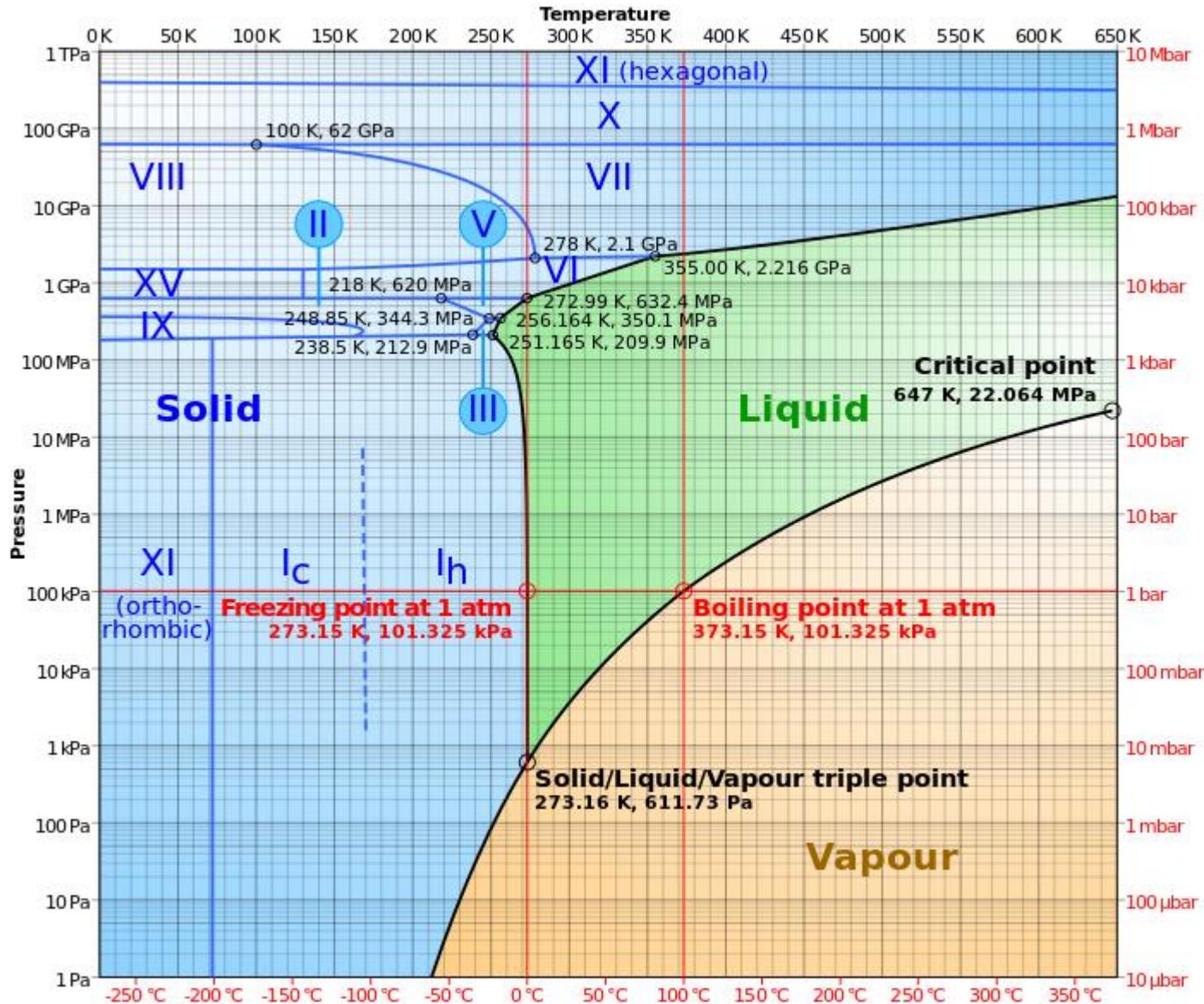
3.2.2 Formación del hielo

## 3.3 Energía de las fuerzas intermoleculares

## 3.4 Otras interacciones



# Diagrama de fases del agua



Cmglee - Own work

El estado de agregación de una sustancia depende bastante del tipo de interacciones intermoleculares que se establezcan

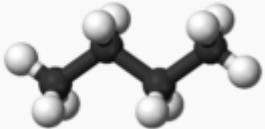
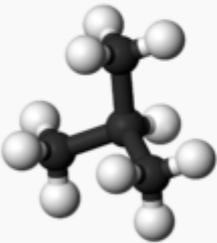
¿Cómo explicar la variación en los puntos de ebullición y fusión de diferentes sustancias y su comportamiento general frente a los cambios de temperatura?

Dos factores principales:

A) Las fuerzas intermoleculares

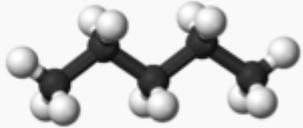
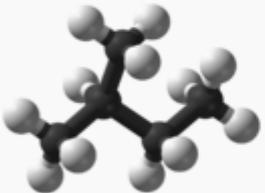
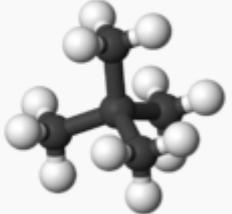
B) La masa molecular

# Variación de los puntos de ebullición de algunos alcanos

Comparison of butane isomer boiling points		
Common name	<i>n</i> -butane	isobutane
IUPAC name	butane	2-methylpropane
Molecular form		
Boiling Point (°C)	-0.5	-11.7

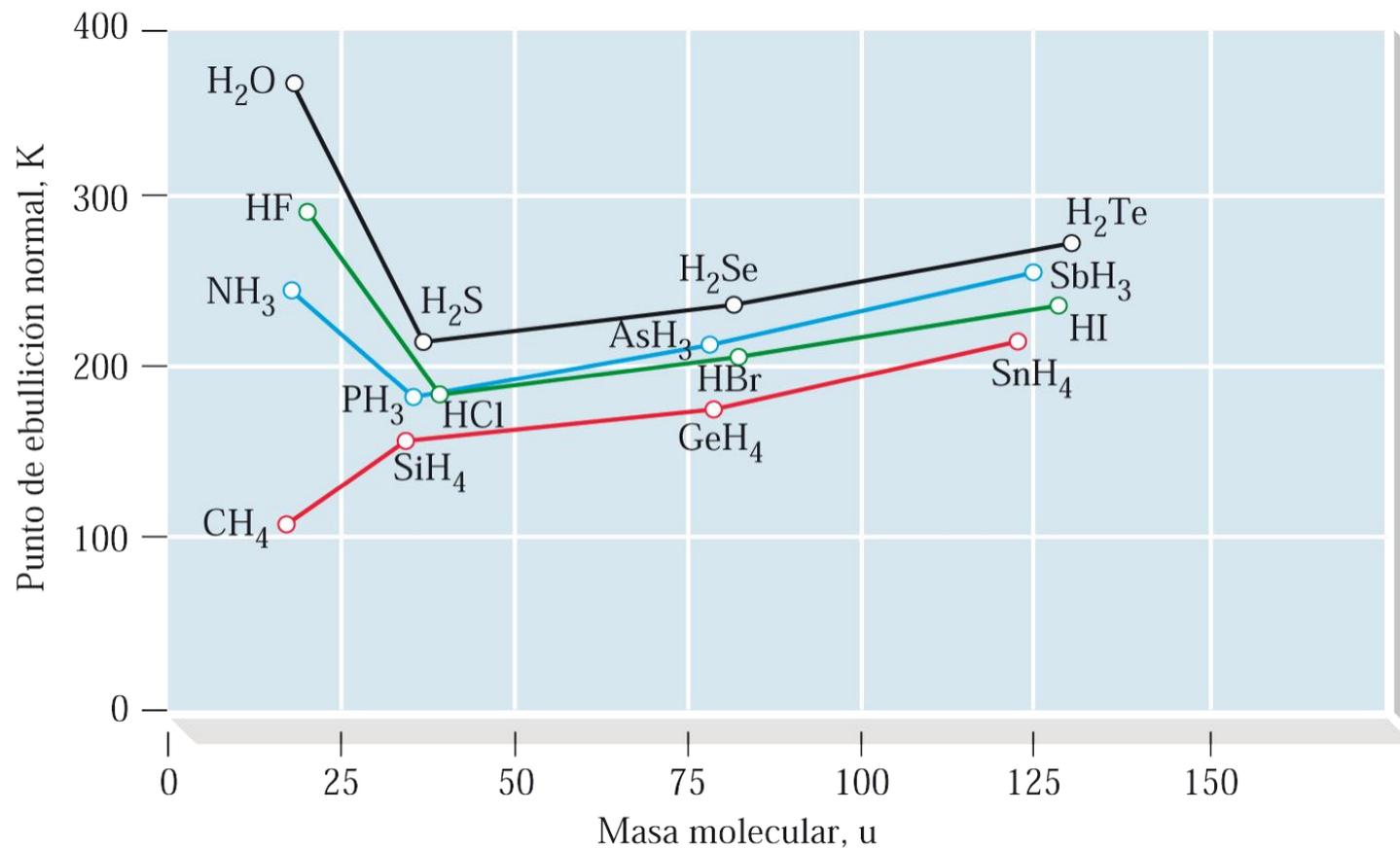
→ Misma masa molecular

Fuente: [http://en.wikipedia.org/wiki/Boiling\\_point](http://en.wikipedia.org/wiki/Boiling_point)

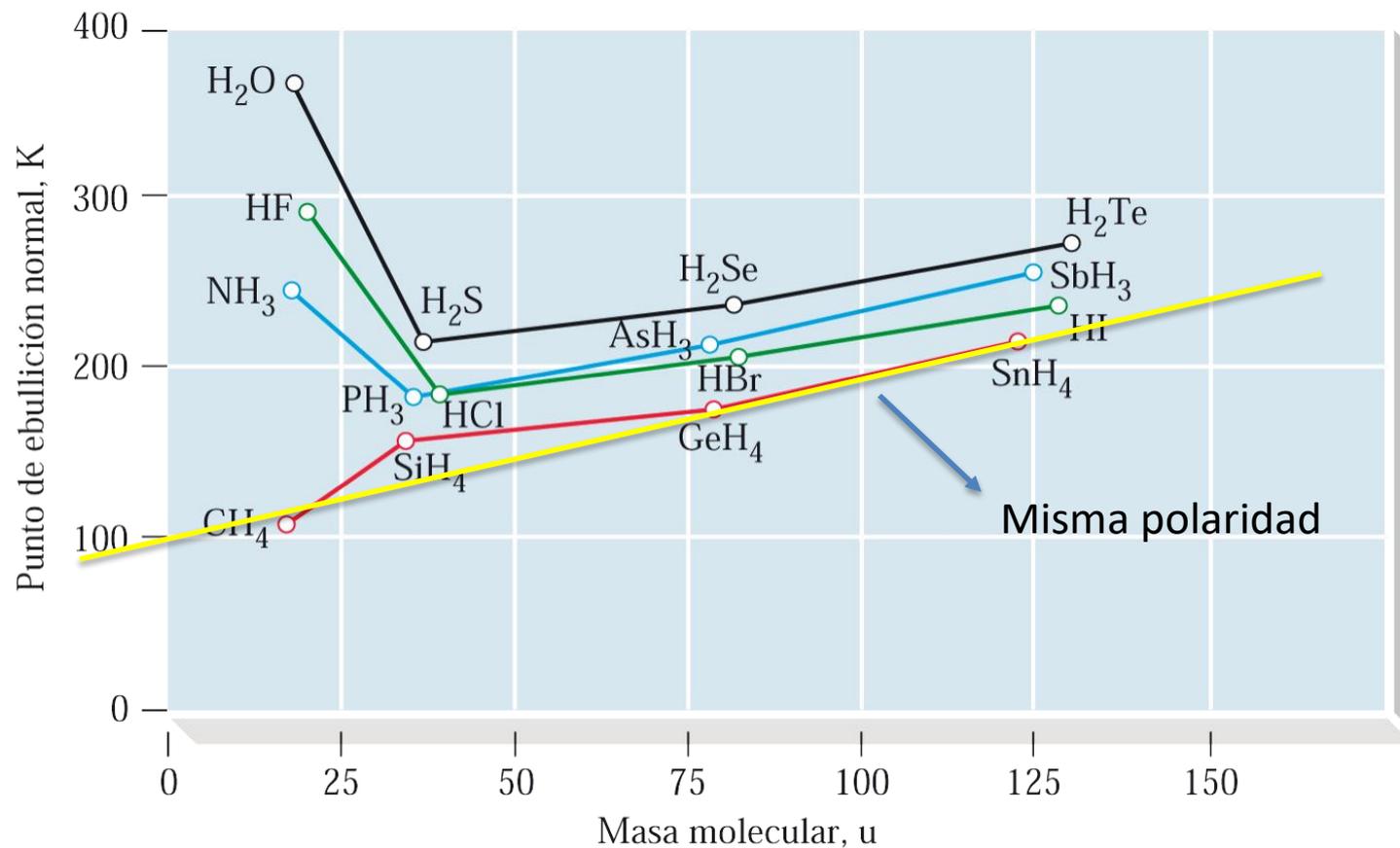
Comparison of pentane isomer boiling points			
Common name	<i>n</i> -pentane	isopentane	neopentane
IUPAC name	pentane	2-methylbutane	2,2-dimethylpropane
Molecular form			
Boiling Point (°C)	36.0	27.7	9.5

→ Misma masa molecular

## Variación de los puntos de ebullición de los hidruros de los Grupos 14, 15, 16 y 17



# Variación de los puntos de ebullición de los hidruros de los Grupos 14, 15, 16 y 17



## Interacciones débiles (intermoleculares no covalentes)

Las fuerzas que mantienen unidas las moléculas se denominan, de forma general, **fuerzas o interacciones intermoleculares**. La energía puesta en juego es mucho menor que para un enlace típico, aunque este tipo de interacciones juegan un papel relevante en las propiedades físicas de las sustancias. Son particularmente importantes en términos de cómo interaccionan las moléculas biológicamente.

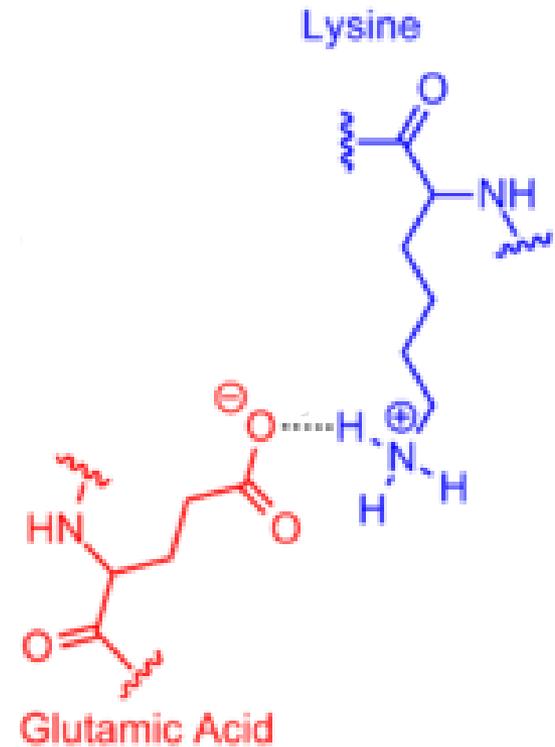
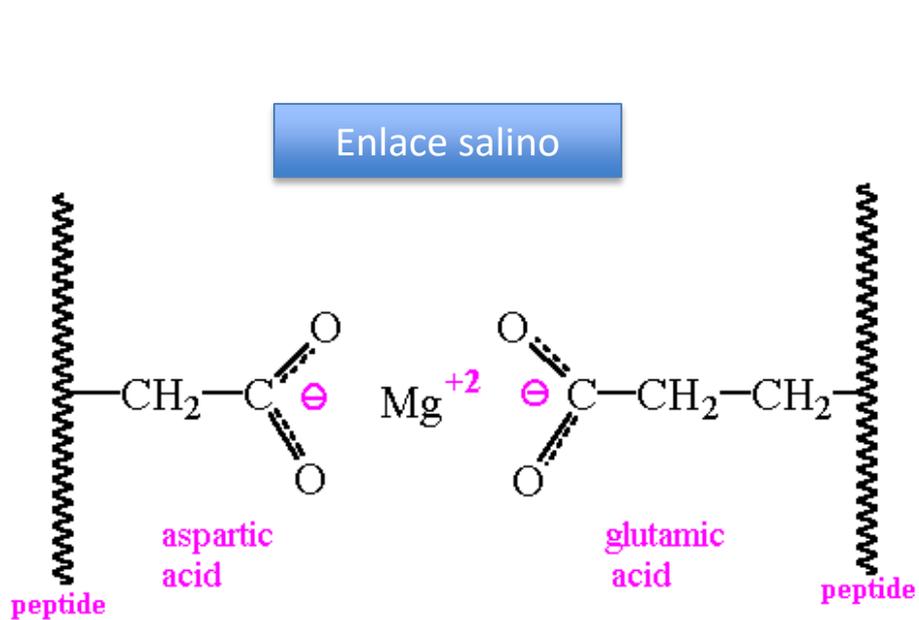
# Interacciones débiles (intermoleculares no covalentes)

Aunque hay diferentes clasificaciones, podemos diferenciar 5 categorías principales.

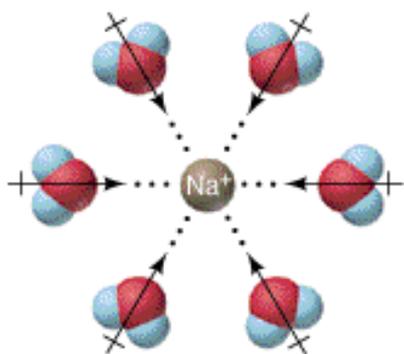
- 1) Interacción ión-ión (enlace salino)
- 2) Ión-dipolo
- 3) Ión-dipolo inducido
- 4) Fuerzas de Van der Waals
  - a) Dipolo-dipolo
  - b) Dipolo-dipolo inducido
  - c) Dipolo instantáneo-dipolo inducido y dipolo inducido-dipolo inducido (dispersión)
- 5) Enlace de hidrógeno

Nota.- Cuando se habla solo de 'dipolo' se entiende un dipolo permanente, es decir, una molécula o especie molecular polar.

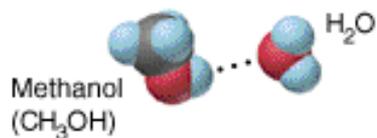
# Tipos de interacciones intermoleculares



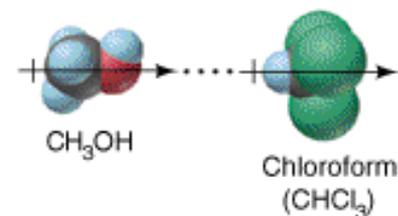
# Tipos de interacciones intermoleculares



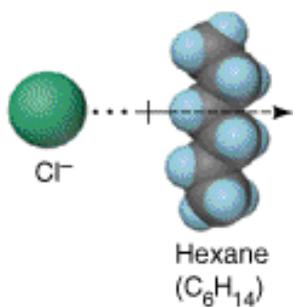
Ion-dipole



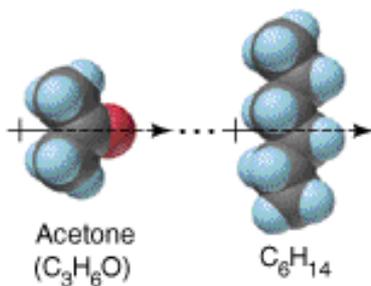
H bond



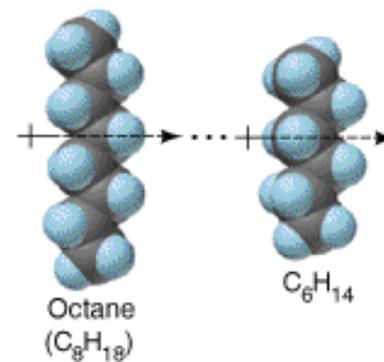
Dipole-dipole



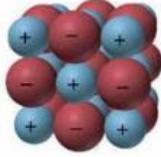
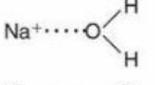
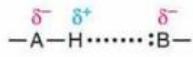
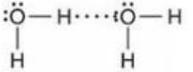
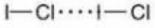
Ion-induced dipole



Dipole-induced dipole



Dispersion

Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
<b>Bonding</b>				
Ionic		Cation–anion	400–4000	NaCl
Covalent		Nuclei–shared e <sup>-</sup> pair	150–1100	H—H
Metallic		Cations–delocalized electrons	75–1000	Fe
<b>Nonbonding (Intermolecular)</b>				
Ion-dipole Salt bridge		Ion charge– dipole charge	40–600 20–200	
H bond		Polar bond to H– dipole charge (high EN of N, O, F)	10–40	
Dipole-dipole		Dipole charges	5–25	
Ion–induced dipole		Ion charge– polarizable e <sup>-</sup> cloud	3–15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipole–induced dipole		Dipole charge– polarizable e <sup>-</sup> cloud	2–10	$\text{H}-\text{Cl} \cdots \text{Cl}-\text{Cl}$
Dispersion (London)		Polarizable e <sup>-</sup> clouds	0.05–40	$\text{F}-\text{F} \cdots \text{F}-\text{F}$

# Enlaces químicos vs. interacciones intermoleculares

## Enlaces químicos:

1. No son muy dependientes de la temperatura.
2. Son bastante más fuertes que las fuerzas intermoleculares.
3. La distancia de unión es muy pequeña, a nivel de Å.
4. Las uniones están fuertemente direccionadas.
5. Hay una estequiometría dependiente de los electrones que se comparten.

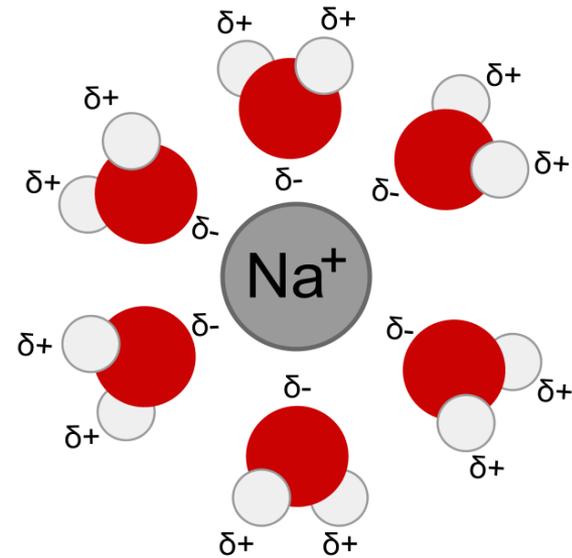
## Fuerzas intermoleculares:

1. Son muy dependientes de la temperatura (kT): un aumento de temperatura produce un decremento en las interacciones intermoleculares exhibidas.
2. Son mas débiles que los enlaces químicos, del orden de 100 veces menor.
3. La distancia de unión es a nivel de varios Å.
4. Las uniones no están tan direccionadas ni presentan una estequiometría definida.

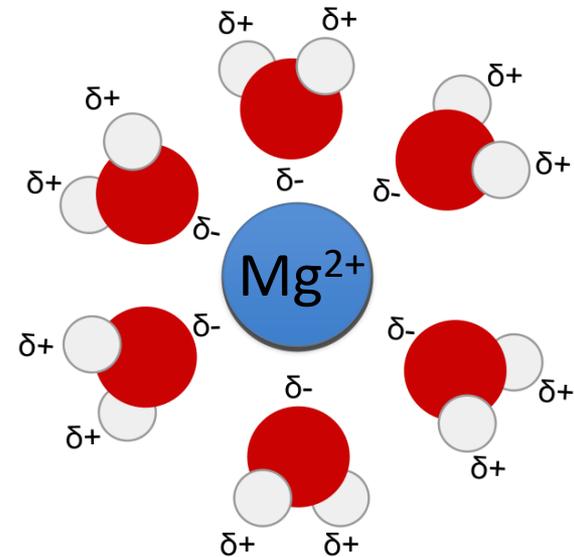
## Interacción ión-dipolo: solvatación

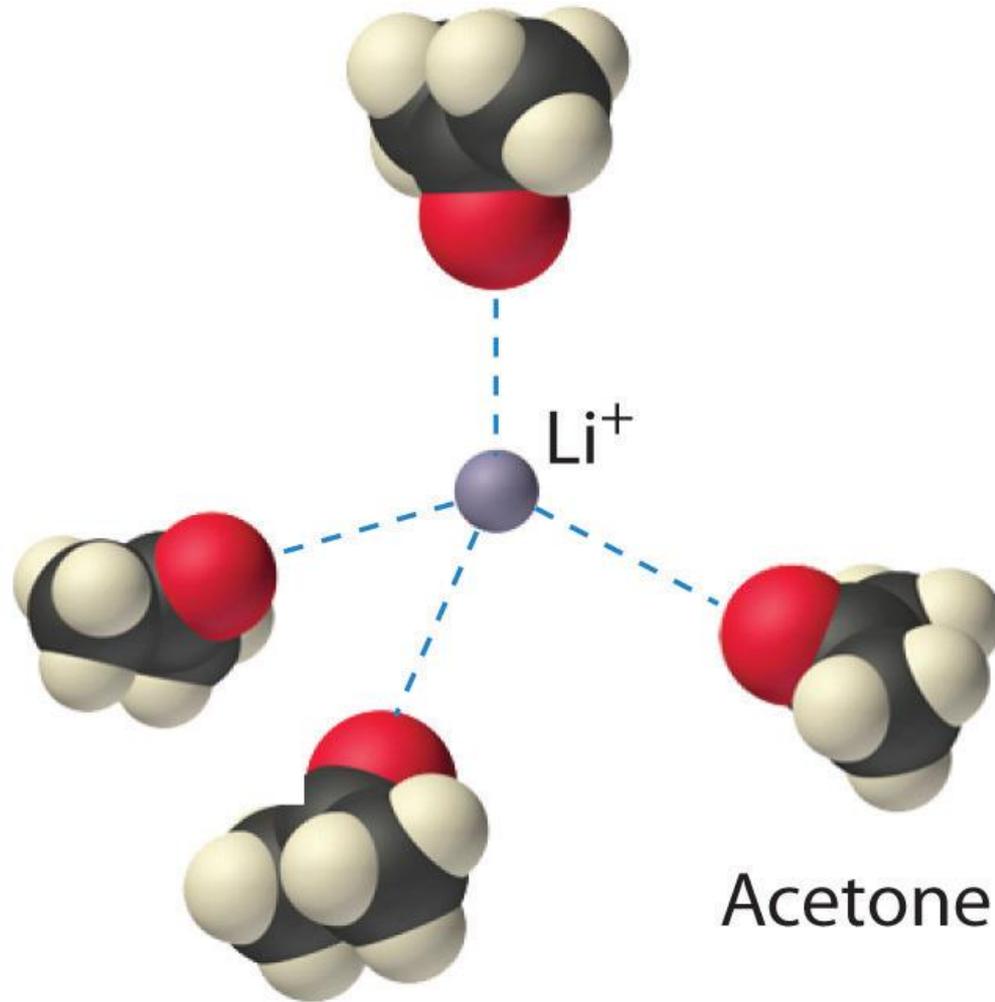
La densidad de carga en los cationes suele ser mucho mayor que en los aniones, al ser estos más grandes. En consecuencia, con una carga de igual magnitud, un catión experimenta una interacción mayor con un dipolo que un anión.

La hidratación que sufren los iones en disolución es un ejemplo de interacción ion-dipolo. El calor de hidratación es el resultado de la interacción favorable entre los cationes y aniones de un compuesto iónico con el agua, que tiene un gran momento dipolar (1.87 D). Por ejemplo, en el caso del  $\text{Na}^+$  y del  $\text{Mg}^{2+}$ , como el  $\text{Mg}^{2+}$  tiene mayor carga y un tamaño más pequeño, su interacción con las moléculas de agua será mayor (-405 kJ/mol y -1926 kJ/mol respectivamente).

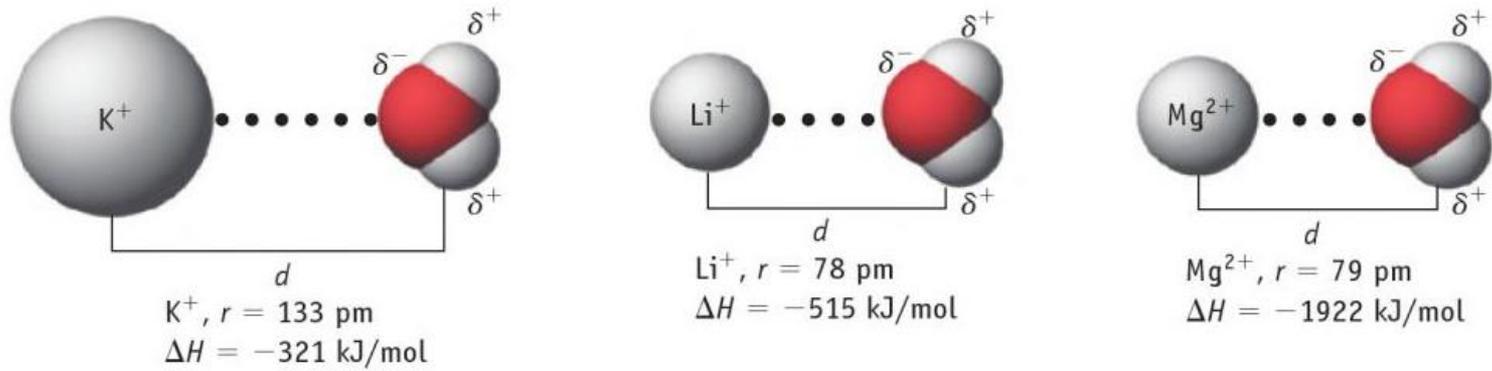


Taxman - <http://bio.winona.edu/berg/ILLUST/Na+H2O.gif>





Todo ión interaccionará con algún dipolo permanente o podrá polarizar alguna molécula apolar.



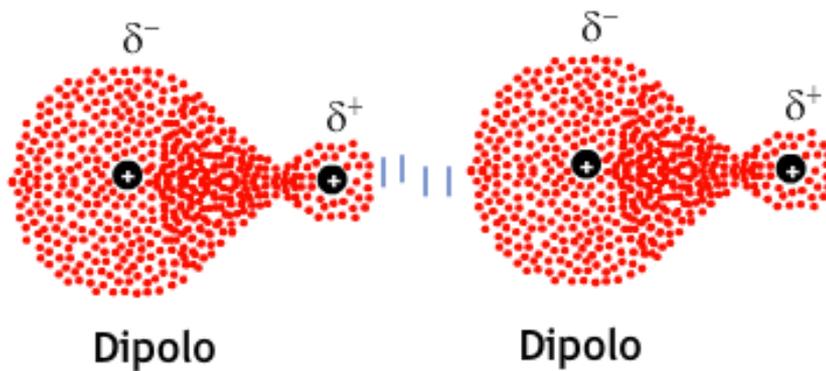
Increasing force of attraction; more exothermic enthalpy of hydration

La entalpía de hidratación del protón es -1090 KJ/mol. Un valor muy alto dado que su pequeño tamaño da lugar a una elevada densidad de carga positiva.

CATION	ION RADIUS (pm)	ENTHALPY OF HYDRATION (kJ/mol)
$Li^+$	78	-515
$Na^+$	98	-405
$K^+$	133	-321
$Rb^+$	149	-296
$Cs^+$	165	-263

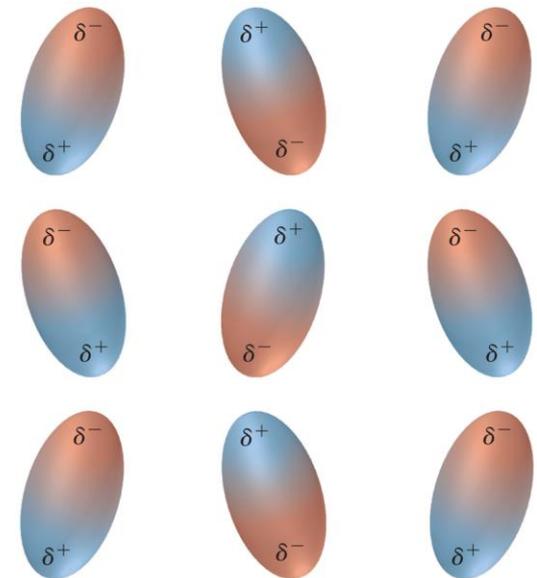
# Dipolos instantáneos e inducidos

## Interacción entre dipolos permanentes



La interacción entre dipolos permanentes confiere a las moléculas una cierta organización espacial. Esta cambia constantemente microscópicamente hablando, pero macroscópicamente se revela como homogénea.

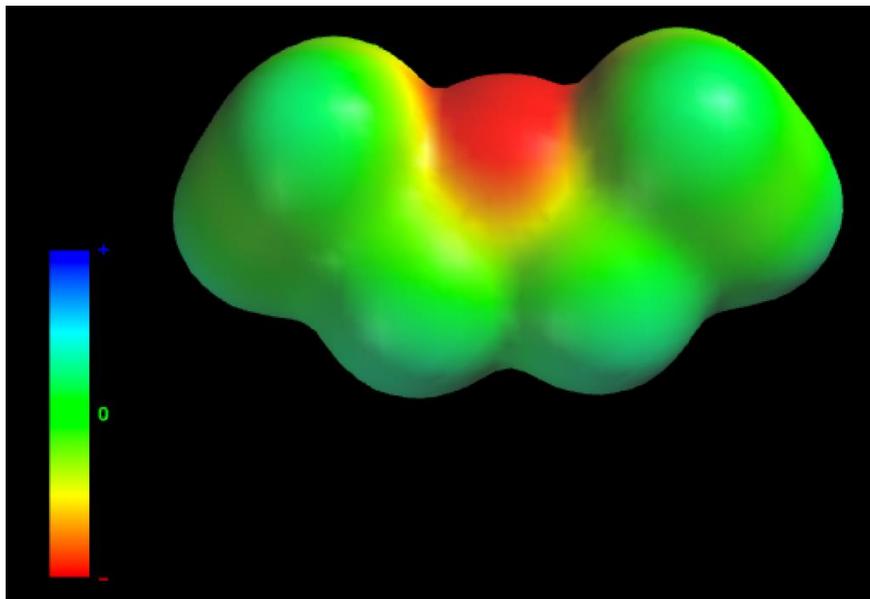
## Ordenamiento de dipolos



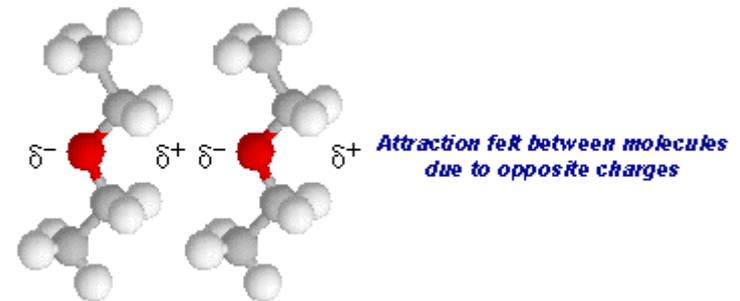
Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

# Interacción dipolo-dipolo

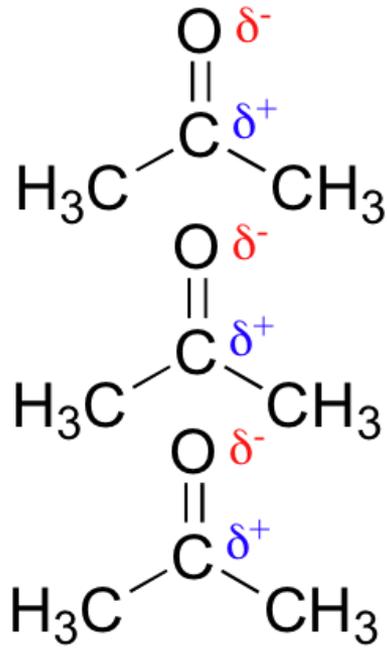
El éter (dietiléter, PM = 46.07 g/mol) y la acetona (propanona, PM = 58.08 g/mol) pesan bastante más que el agua (2.5 y 3.2 veces, respectivamente). Sin embargo, sus puntos de ebullición son solo 34,6 y 56,2 °C, respectivamente. El 1-propanol, de igual peso molecular que la acetona, presenta también un elevado punto de ebullición (97 °C). Esto se explica porque las fuerzas intermoleculares en estos casos han de ser más pequeñas que para el agua o el propanol.



**Dietiléter**

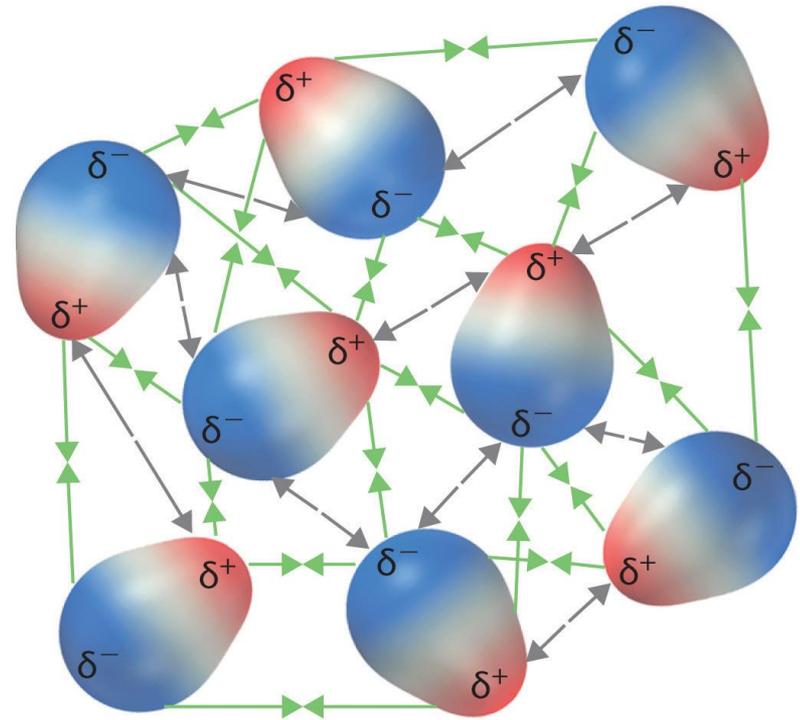


# Interacción dipolo-dipolo



Momento dipolar permanente en la **acetona**

Agregación de moléculas de un gas con Dipolo permanente para formar un líquido

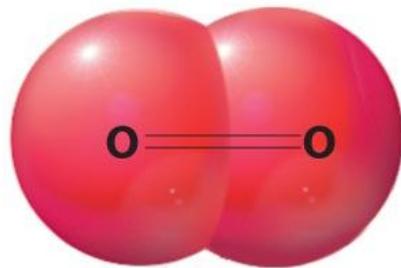


Attraction   
Repulsion 

Toda molécula polar tiene un momento dipolar permanente, que puede interactuar con otros dipolos o polarizar molécula apolares.

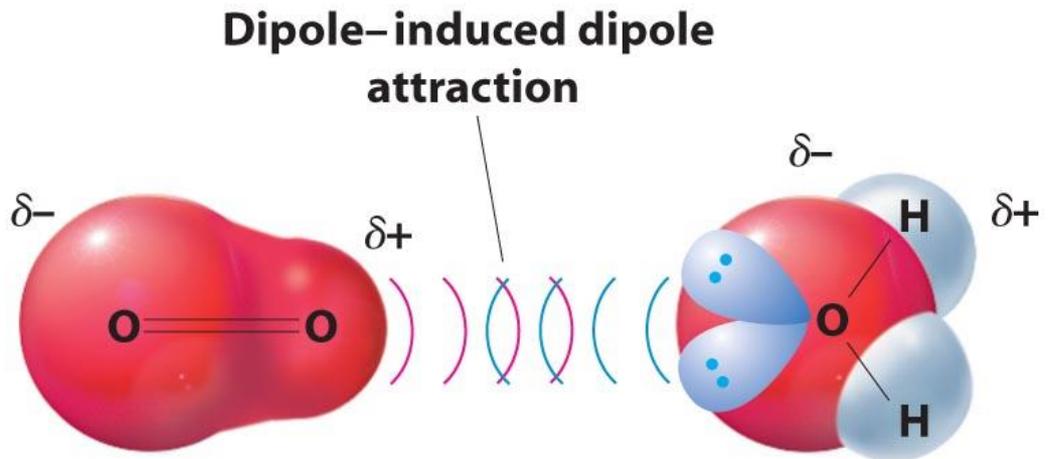
# Dipolos inducidos

Polarización inducida por la presencia de un dipolo permanente



Isolated oxygen molecule  
(nonpolar)

(a)



Induced dipole  
(oxygen molecule)

(b)

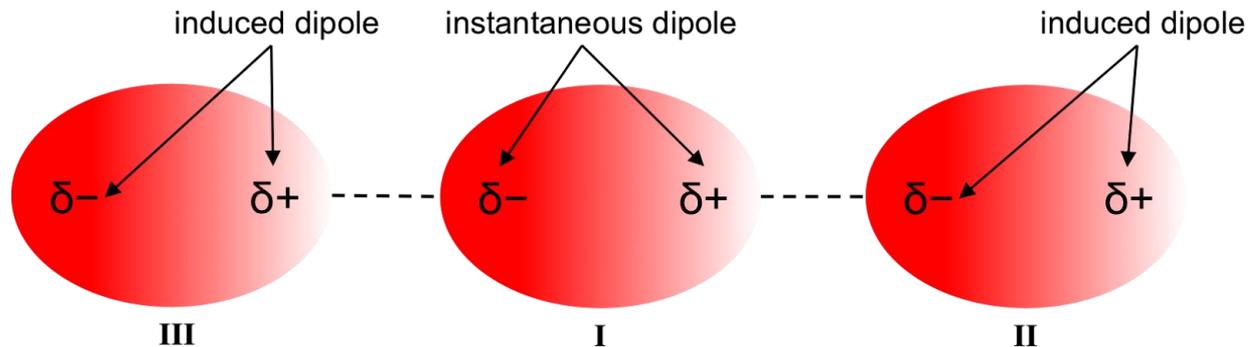
Permanent dipole  
(water molecule)

Copyright © 2007 Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Addison-Wesley.

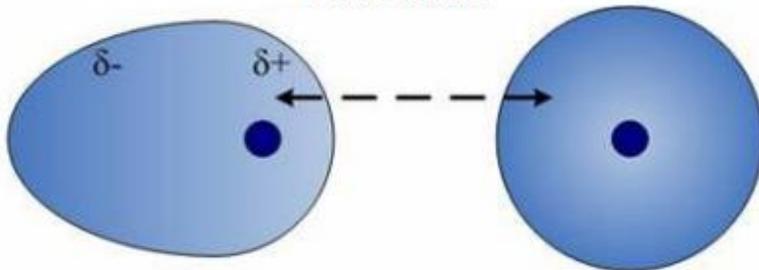
Toda molécula apolar puede polarizarse con algún momento dipolar permanente, o bien presentar un momento dipolar instantáneo que puede inducir otros dipolos por polarización. La magnitud de la polarización dependerá de la polarizabilidad de la nube electrónica de la molécula en particular.

# Dipolos instantáneos e inducidos (dispersión)

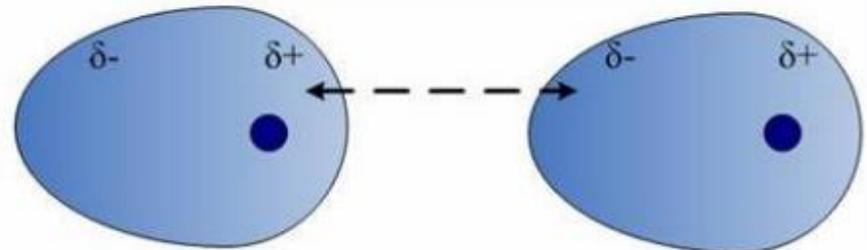
Polarización por la generación de un dipolo instantáneo



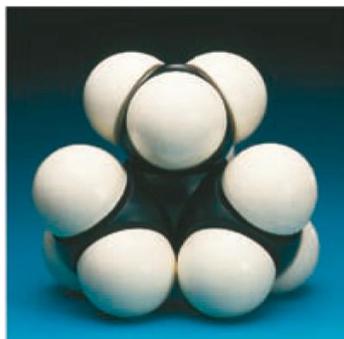
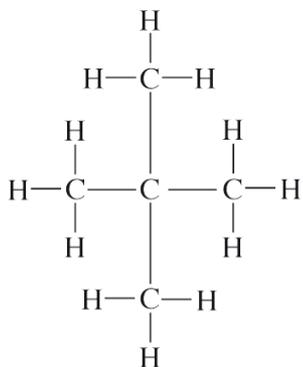
Un átomo de argón puede tener un dipolo instantáneo. Las cargas parciales en un átomo causan distorsión de la nube electrónica en el átomo vecino.



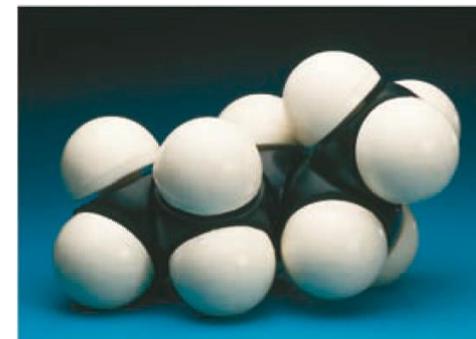
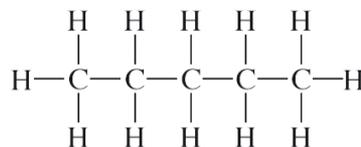
Atracción entre cargas parciales opuestas de dipolos inducidos vecinos causan que los átomos permanezcan unidos por un pequeño momento.



# Efecto del momento dipolar sobre los puntos de ebullición



(a) Neopentano  
pe = 9,5 °C



(b) Pentano  
pe = 36,1 °C

Dado que a) es más isotrópica (formalmente apolar), la resultante del momento dipolar será mucho más pequeña, y, por tanto, el punto de ebullición será más bajo al existir interacciones intermoleculares de menor energía.

De ahí que los alcanos ramificados presenten puntos de ebullición más bajos que sus isómeros menos ramificados.

# Efecto de la masa molecular sobre los puntos de ebullición

COMPOUND	MOLAR MASS (g/mol)	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$ (kJ/mol)†	BOILING POINT (°C) (VAPOR PRESSURE = 760 mm Hg)
<i>Nonpolar Compounds</i>			
CH <sub>4</sub> (methane)	16.0	8.2	-161.5
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (ethane)	30.1	14.7	-88.6
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (propane)	44.1	19.0	-42.1
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (butane)	58.1	22.4	-0.5
<i>Monatomic Elements</i>			
He	4.0	0.08	-268.9
Ne	20.2	1.7	-246.1
Ar	39.9	6.4	-185.9
Xe	131.3	12.6	-108.0
<i>Diatomic Elements</i>			
H <sub>2</sub>	2.0	0.90	-252.9
N <sub>2</sub>	28.0	5.6	-195.8
O <sub>2</sub>	32.0	6.8	-183.0
F <sub>2</sub>	38.0	6.6	-188.1
Cl <sub>2</sub>	70.9	20.4	-34.0
Br <sub>2</sub>	159.8	30.0	58.8

Dos factores:  
El flúor es menos polarizable  
y está rodeado de un mayor  
número de electrones libres

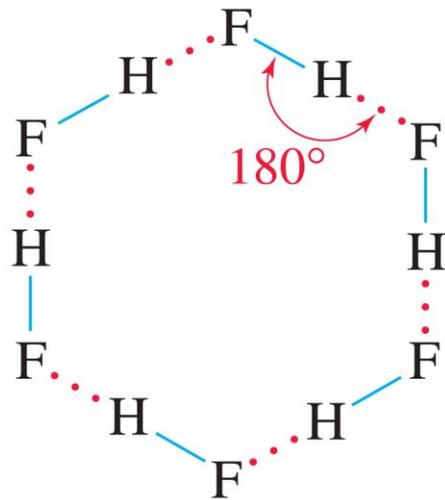
Data taken from D. R. Lide: *Basic Laboratory and Industrial Chemicals*, Boca Raton, FL, CRC Press, 1993.

$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$  is measured at the normal boiling point of the liquid.

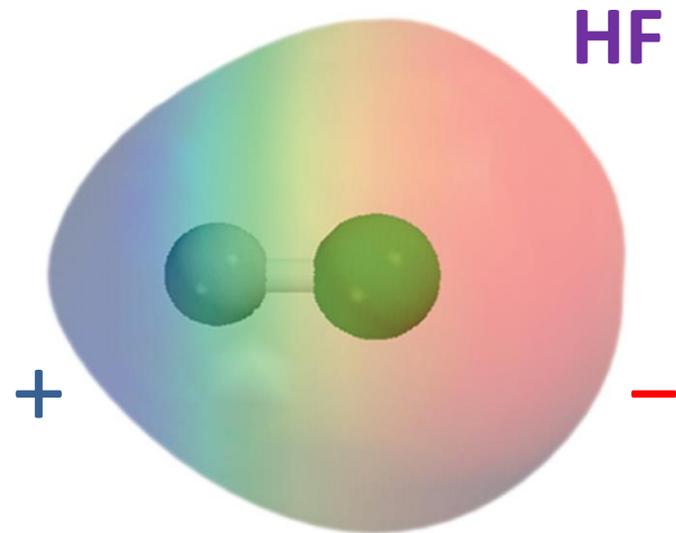
# Enlaces de hidrógeno

Caso particular de interacción dipolo-dipolo que se establece entre una alta densidad de carga negativa (átomo ligero, muy electronegativo) e hidrógeno con una alta densidad de carga positiva (unido a un átomo muy electronegativo).

Resumiendo, se establece con hidrógenos situados entre dos átomos muy electronegativos. Por tanto, formalmente existe en moléculas conteniendo F, O y N (excepcionalmente, y de forma más débil, Cl y S).



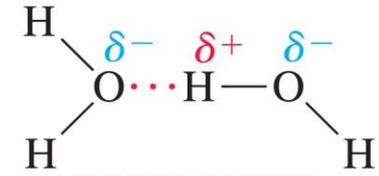
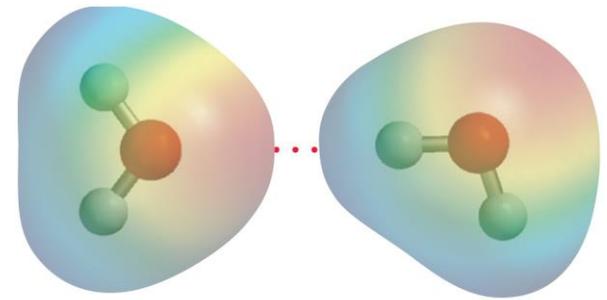
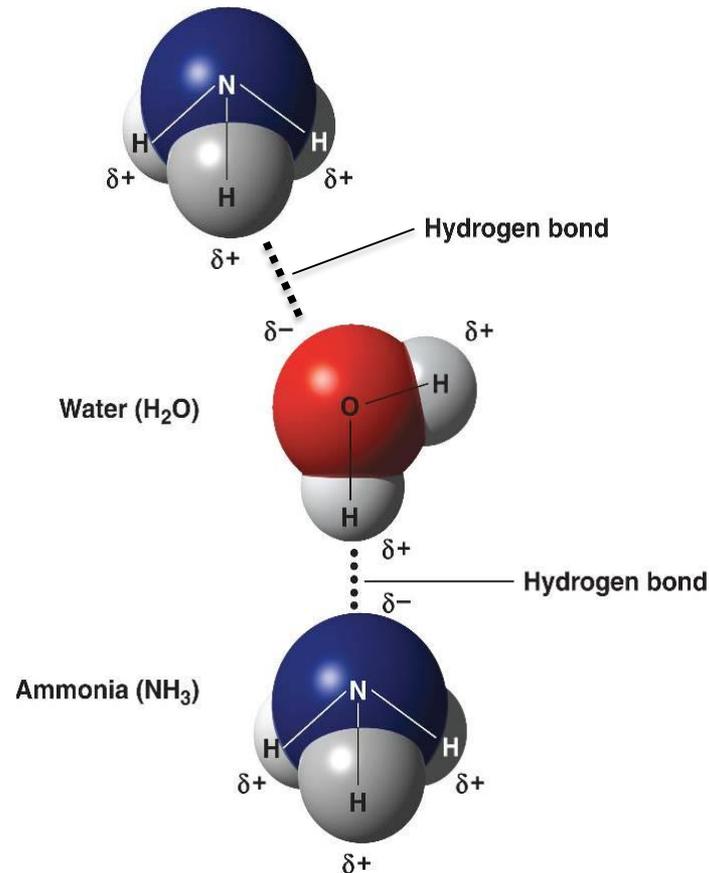
Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



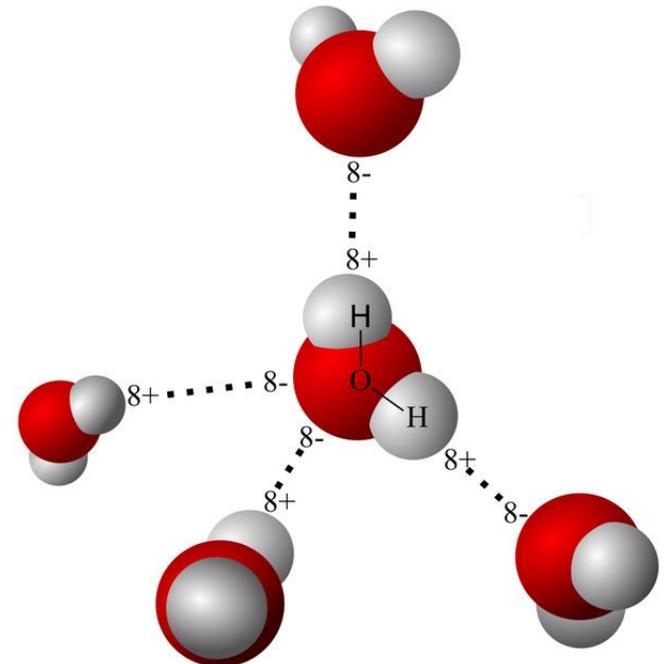
Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

# Enlaces de hidrógeno con agua

La interacción amoniaco agua se debe principalmente a los Enlaces de hidrógeno, ya que el amoniaco se disocia solo un 0,1% cuando su concentración es 18 M.



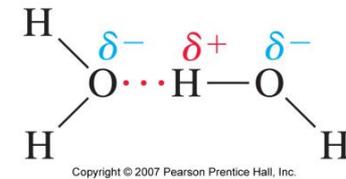
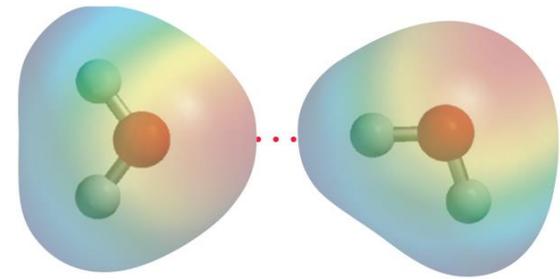
Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



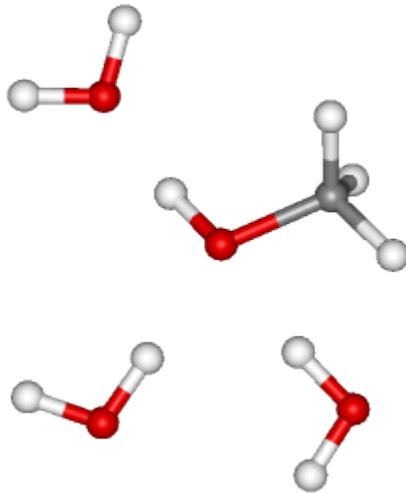
También entre amoniaco-amoniaco, agua-metanol, etanol-etanol, etc.

# Enlaces de hidrógeno con agua

Las interacciones intermoleculares determinan también la solubilidad de una sustancia en otra.



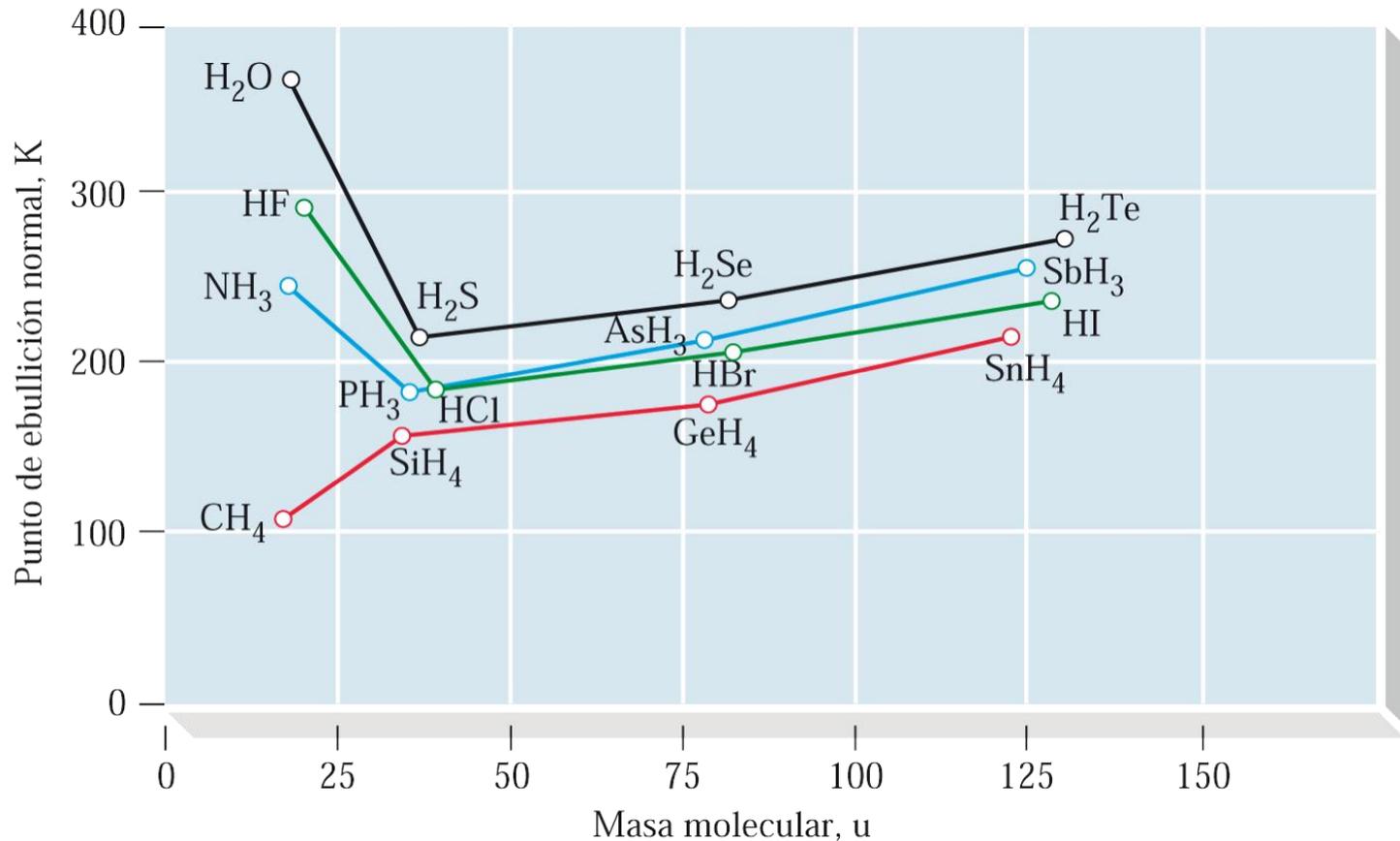
## Agua-metanol



El agua es soluble en metanol (64.7 °C) y en etanol (78.4 °C) en todas proporciones.

El amoníaco (−33.3 °C) y el HCl (−84.8 °C) son muy solubles en agua. A 15,6 °C se disuelven 308 g/L de amoníaco en agua (35% m/v ≈ 18 M). El HCl se disuelve en agua hasta un 38% m/v (452 g/L ≈ 12.4 M). El diclorometano ya sabemos que no es miscible con el agua....

# Variación de los puntos de ebullición de los hidruros de los Grupos 14, 15, 16 y 17



Es, por tanto, el enlace de hidrógeno el responsable de los elevados puntos de ebullición que presentan el agua, HF y  $\text{NH}_3$ .

Ejercicio - ordena por puntos de ebullición los siguientes compuestos:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{LiCl}$  y  $\text{SiBr}_4$

# Efecto de la masa y las interacciones intermoleculares sobre los puntos de ebullición

COMPOUND	MOLAR MASS (g/mol)	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$ (kJ/mol)†	BOILING POINT (°C) (VAPOR PRESSURE = 760 mm Hg)
<i>Polar Compounds</i>			
HF	20.0	25.2	19.7
HCl	36.5	16.2	-84.8
HBr	80.9	19.3	-66.4
HI	127.9	19.8	-35.6
NH <sub>3</sub>	17.0	23.3	-33.3
H <sub>2</sub> O	18.0	40.7	100.0
SO <sub>2</sub>	64.1	24.9	-10.0
<i>Nonpolar Compounds</i>			
CH <sub>4</sub> (methane)	16.0	8.2	-161.5
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (ethane)	30.1	14.7	-88.6
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (propane)	44.1	19.0	-42.1
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (butane)	58.1	22.4	-0.5
<i>Monatomic Elements</i>			
He	4.0	0.08	-268.9
Ne	20.2	1.7	-246.1
Ar	39.9	6.4	-185.9
Xe	131.3	12.6	-108.0
<i>Diatomic Elements</i>			
H <sub>2</sub>	2.0	0.90	-252.9
N <sub>2</sub>	28.0	5.6	-195.8
O <sub>2</sub>	32.0	6.8	-183.0
F <sub>2</sub>	38.0	6.6	-188.1
Cl <sub>2</sub>	70.9	20.4	-34.0
Br <sub>2</sub>	159.8	30.0	58.8

El HF pesa más y el flúor es más electronegativo, pero la molécula de agua hierve a mucha más temperatura

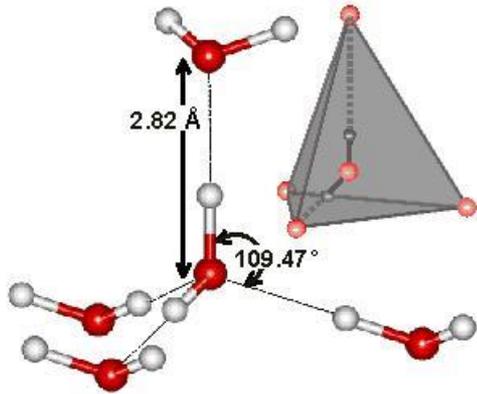
?

Nótese la diferencia en masa para un mismo valor de punto de ebullición. Es el poder de las fuerzas intermoleculares.

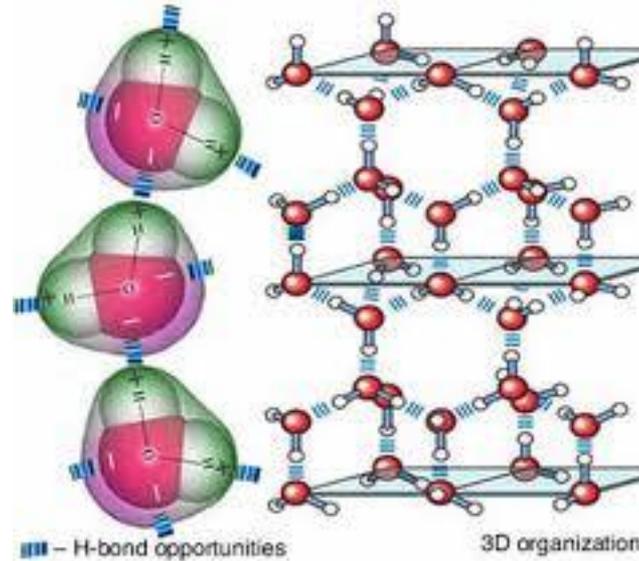
Data taken from D. R. Lide: *Basic Laboratory and Industrial Chemicals*, Boca Raton, FL, CRC Press, 1993.

$\Delta_{\text{vap}}H^\circ$  is measured at the normal boiling point of the liquid.

# Enlaces de hidrógeno con agua: el hielo

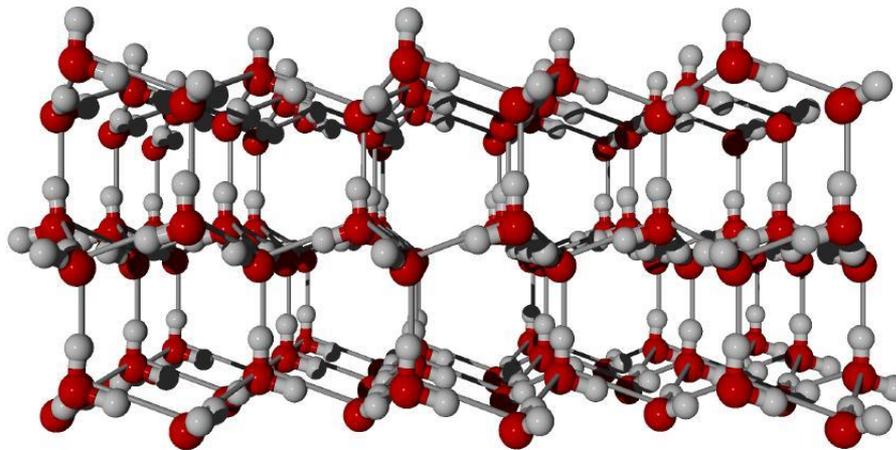


Arreglo local en forma líquida



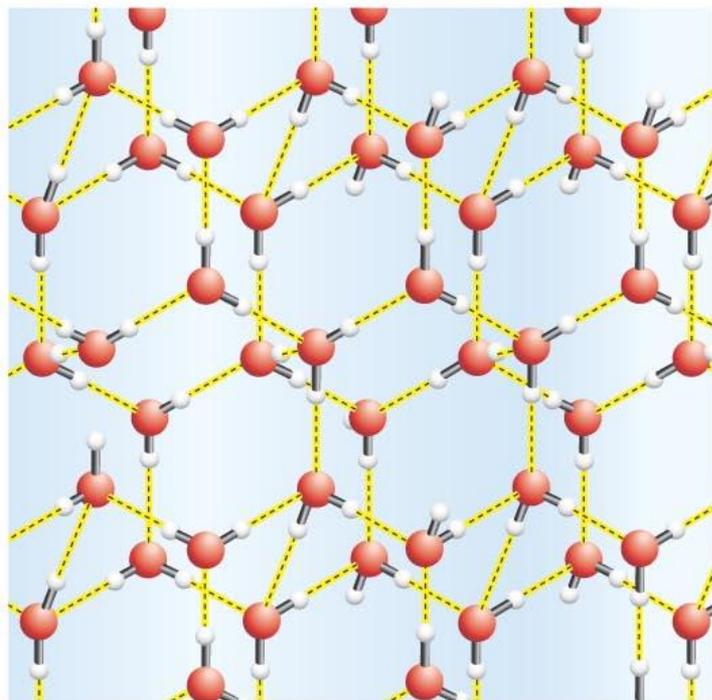
Extensión 3D en forma cristalina (hielo)

Hielo I<sub>h</sub>

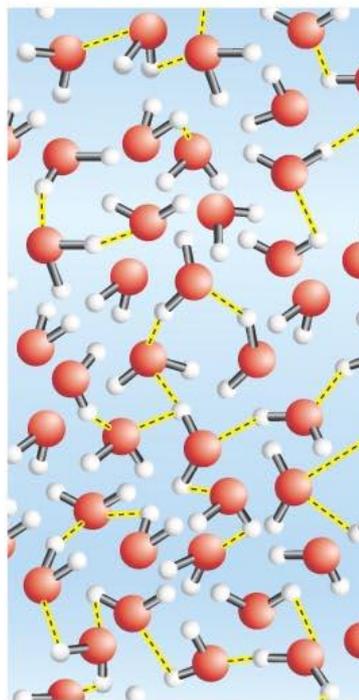


# Estructuras del hielo y agua líquida

(a) In ice, water molecules form a crystal lattice.



(b) In liquid water, no crystal lattice forms.



(c) Liquid water is denser than ice. As a result, ice floats.



Copyright © 2008 Pearson Benjamin Cummings. All rights reserved.

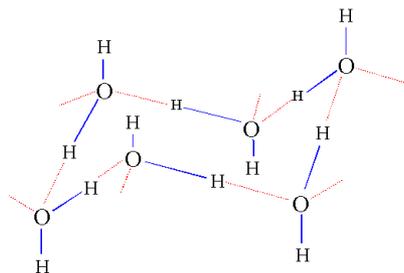
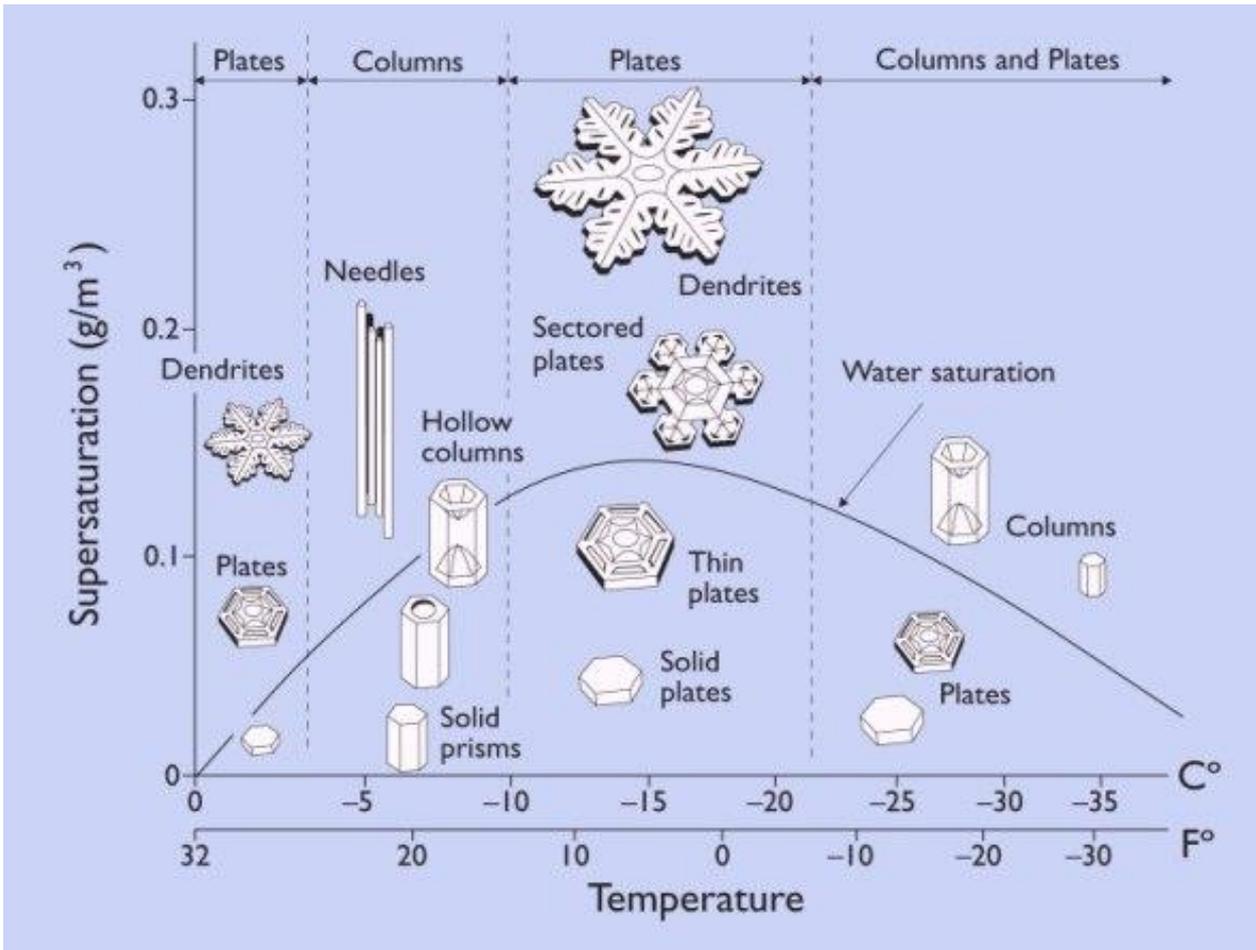
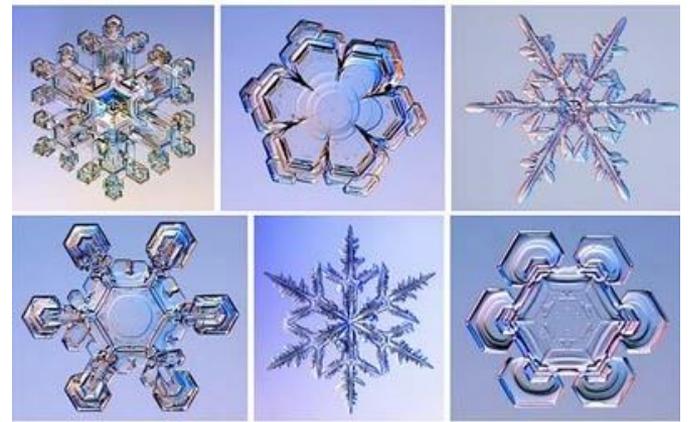


Imagen de ibchem.com

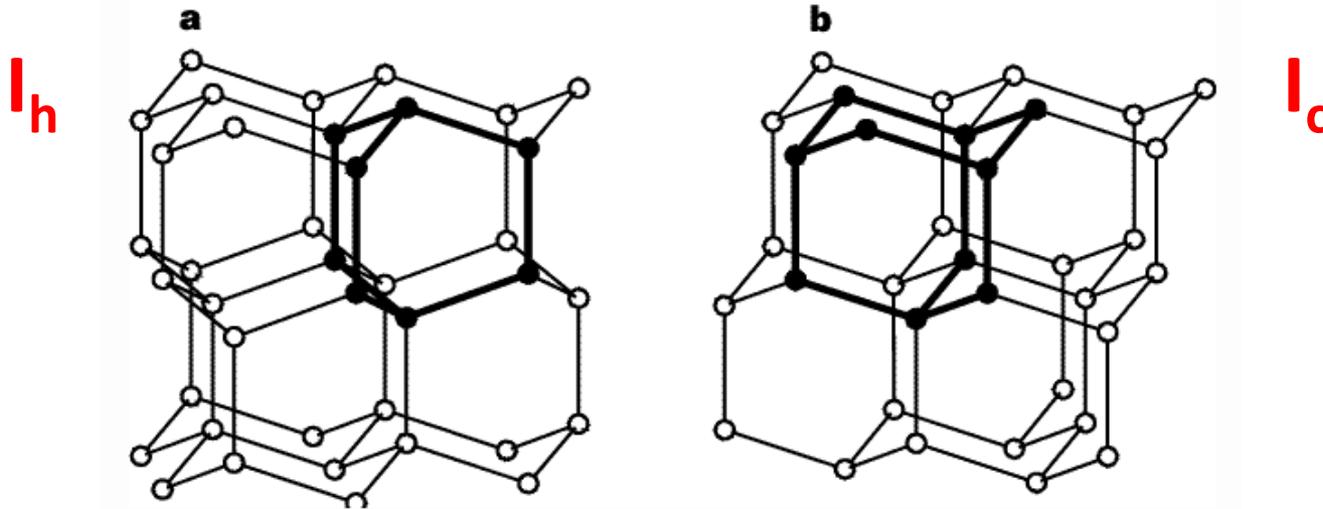
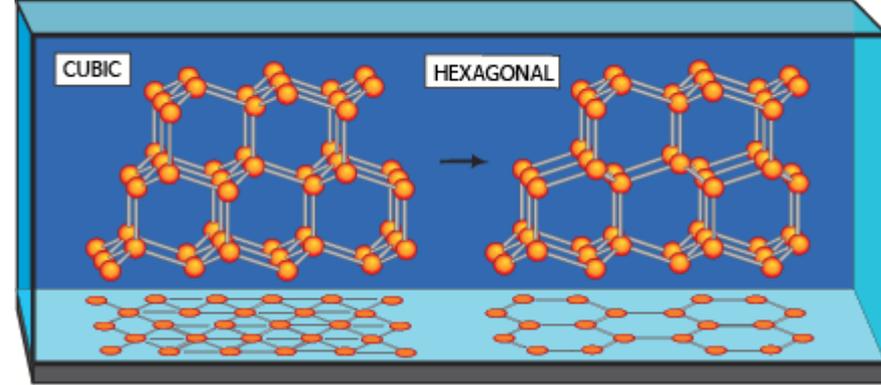
Las moléculas de agua en el hielo están ordenadas de tal forma que ocupan un mayor volumen, de ahí una menor densidad para el hielo que hace que flote en el agua líquida, cuya máxima densidad tiene lugar a 4 °C.

# Hielo I<sub>h</sub>



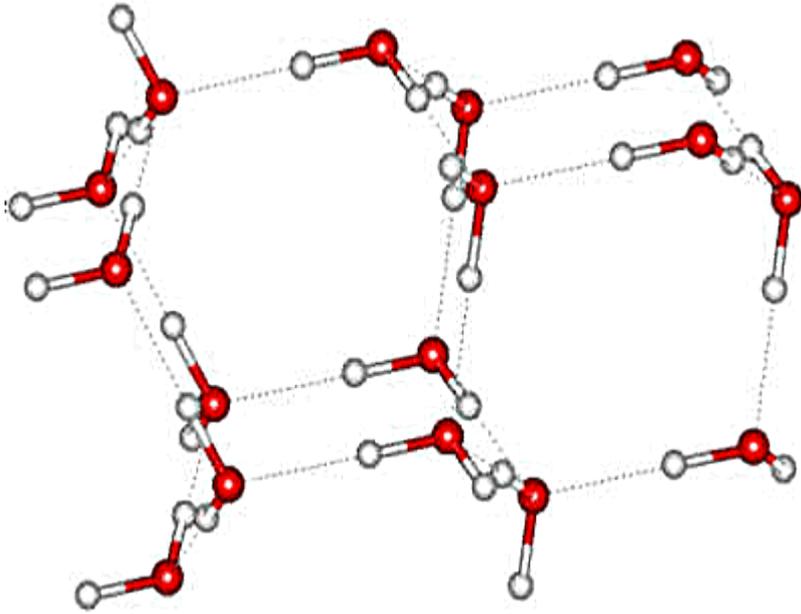
# Hielo $I_h$ (hexagonal) vs. hielo $I_c$ (cúbico)

*Nature* **393**, 671-673 (18 June 1998) | doi:10.1038/31441



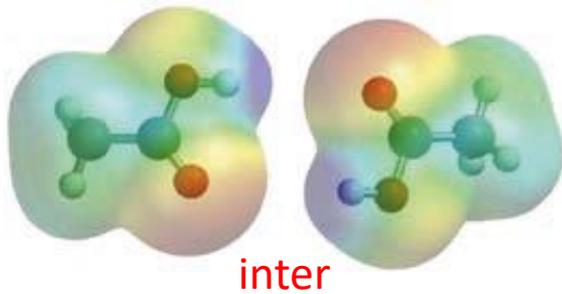
Oxygen atoms are shown as circles and hydrogen bonds are represented as lines. The darkened portions depict the smallest representative structural motif in each case. The hexagonal phase  $I_h$  is formed when water is cooled below its freezing point at atmospheric pressure. The cubic phase  $I_c$  can be formed by condensation of water vapour below  $-80\text{ }^\circ\text{C}$ , or via a phase transition from vitreous ice or ices II, III or V. Above  $-80\text{ }^\circ\text{C}$ , ice  $I_c$  itself transforms irreversibly to ice  $I_h$ . In both instances, each oxygen atom is situated at the centre of a tetrahedral arrangement of its four nearest-neighbour molecules. Its hydrogen atoms and lone pairs of electrons are directed towards these neighbours, thus facilitating the formation of four hydrogen bonds per water molecule, with each molecule acting as a double donor as well as a double acceptor. In each case, the lattice consists of two-dimensional layers of hexagonal rings in the chair conformation. These puckered sheets are stacked on one another, and are interconnected by the formation of hexagonal rings composed of three molecules each from adjacent layers. The two forms of ice I differ only in the stacking sequence of the puckered layers relative to one another, such that the interconnecting rings are in the boat conformation in ice  $I_h$ , while they assume the chair conformation in ice  $I_c$ .

## Hielo de apilamiento desordenado: $I_{sd}$

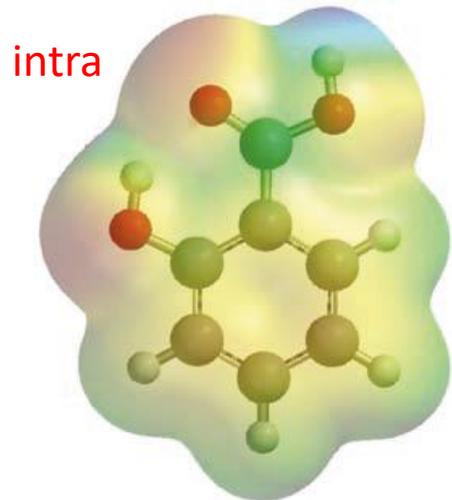


Se forma en nubes altas o en las estelas de los aviones y tiene capas alternas o aleatorias de hielo cúbico y hexagonal. Su estabilidad relativa se sitúa entre ambos, siendo  $I_h > I_{sd} > I_c$ .

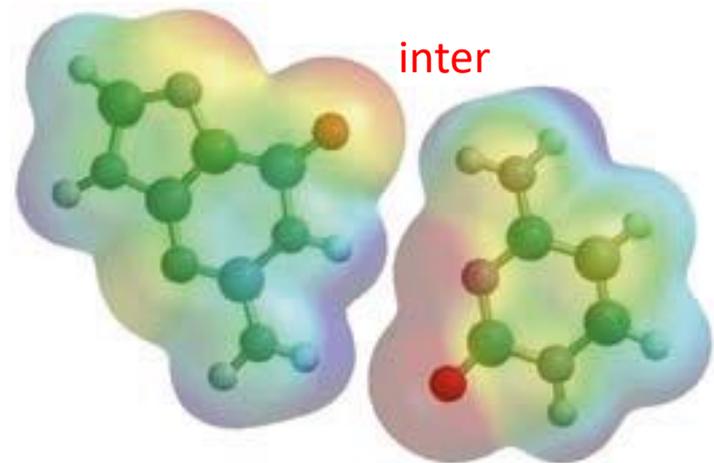
# Enlace de hidrógeno *inter-* e *intramolecular*



Dímero de ácido acético



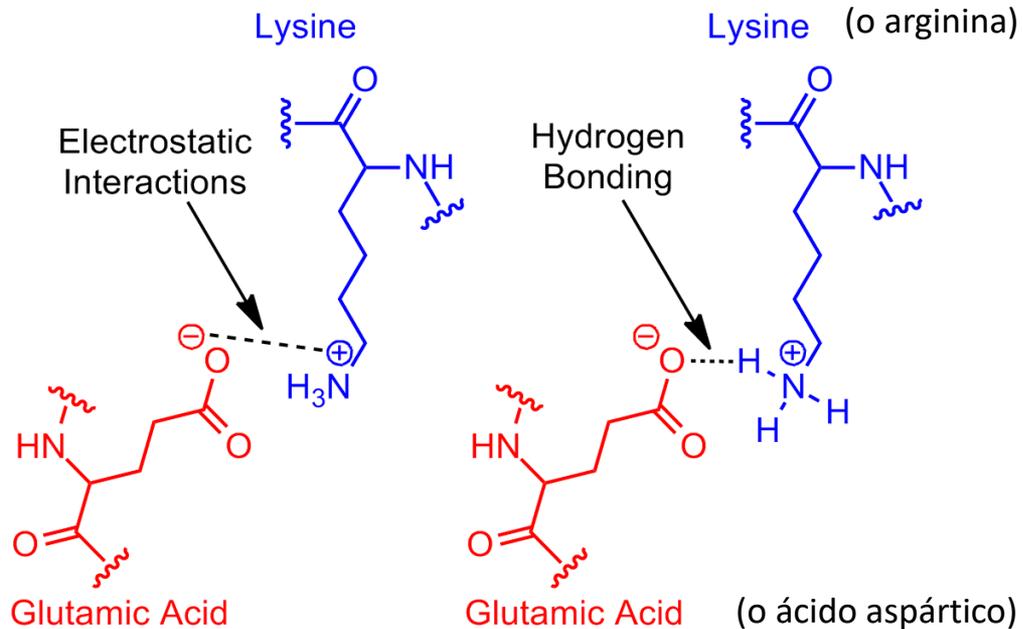
Ácido *orto*-hidroxibenzoico (ácido salicílico)



Enlaces de hidrógeno entre guanina (izqda) y citosina (dcha) en el ADN

# Interacción ión-ión + enlace de hidrógeno

Como ya se ha visto, las interacciones electrostáticas entre cargas no son exclusivas del enlace iónico. En particular, el caso de los enlaces salinos en proteínas entre restos de aminoácidos es particularmente interesante. Adicionalmente, pueden establecerse también enlaces de hidrógeno que amplifican la interacción entre este tipo de unidades, que estarían sometidas, por tanto, a una mezcla de dos tipos de interacciones: enlace de hidrógeno e interacción electrostática pura, entre cargas. Esto hace que sean enlaces de hidrógeno especialmente fuertes.

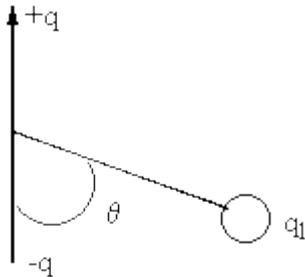


# Energía de las interacciones débiles

a) La interacción en el **enlace salino** puede fácilmente determinarse a través de la interacción electrostática entre dos cargas de distinto signo separadas una distancia  $r$ .

$$V(q^+, q^-) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q^+ \cdot q^-}{r}$$

b) La interacción en el caso de **un ión y un dipolo** puede determinarse como la interacción electrostática entre un dipolo y una carga formando un ángulo. La distancia  $r$ , puede aproximarse a la suma del radio del ión y el del dipolo considerado como una esfera.

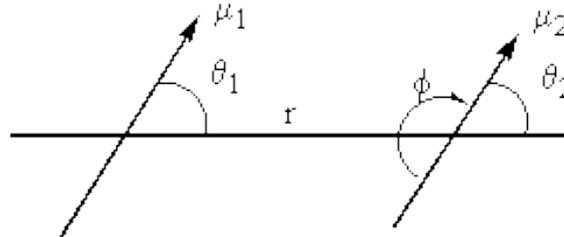


$$V(q^+, \mu, \theta) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q^+ \cdot \mu \cdot \cos\theta}{r^2}$$

Dado que  $k_B T$  (siendo  $k_B$  la constante de Boltzmann) representa la energía térmica a una temperatura dada ( $T$ ), la interacción entre un catión sodio y una molécula de agua a temperatura ambiente es aproximadamente  $40 k_B T$  suponiendo un ángulo de interacción de  $0^\circ$ . Lo que significa que esta unión es lo suficientemente fuerte como para que la temperatura del sistema (energía térmica) no pueda romperla. ( $k = 1,38065 \times 10^{-23} \text{ J/K}$ )  $\longrightarrow$  ¿Qué es  $R$  (cte. de los gases, entonces)?

# Energía de las interacciones débiles

La interacción entre dos dipolos puede calcularse de la siguiente manera:



$$V(\mu_1\mu_2, \theta, \phi) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{\mu_1 \cdot \mu_2 \cdot (2\cos\theta_1\cos\theta_2 - \text{Sen}\theta_1\text{Sen}\theta_2\cos\phi)}{r^3}$$

En este caso, para dos dipolos alineados ( $\theta_1 = \theta_2 = 0^\circ$ ) con una magnitud de 1 D y situados a una distancia de  $3,6 \text{ \AA}$ , la interacción a temperatura ambiente (300 K) es igual a  $k_B T$ , lo que significa que tienen que tener una magnitud bastante mayor para no verse demasiado afectados por la agitación térmica. El agua, por ejemplo presentaría una interacción aproximadamente igual a  $7 k_B T$ .

Debido a la agitación molecular, la orientación de los dipolos sigue realmente una distribución de Boltzmann (estadística). Teniendo esto en cuenta, la energía de interacción entre los dipolos adopta esta forma:

$$V(\mu_1\mu_2) = -\frac{1}{3kT(4\pi\epsilon_0)^2} \frac{\mu_1^2 \cdot \mu_2^2}{r^6} \longrightarrow \text{Interacciones atractivas de tipo Van der Waals}$$

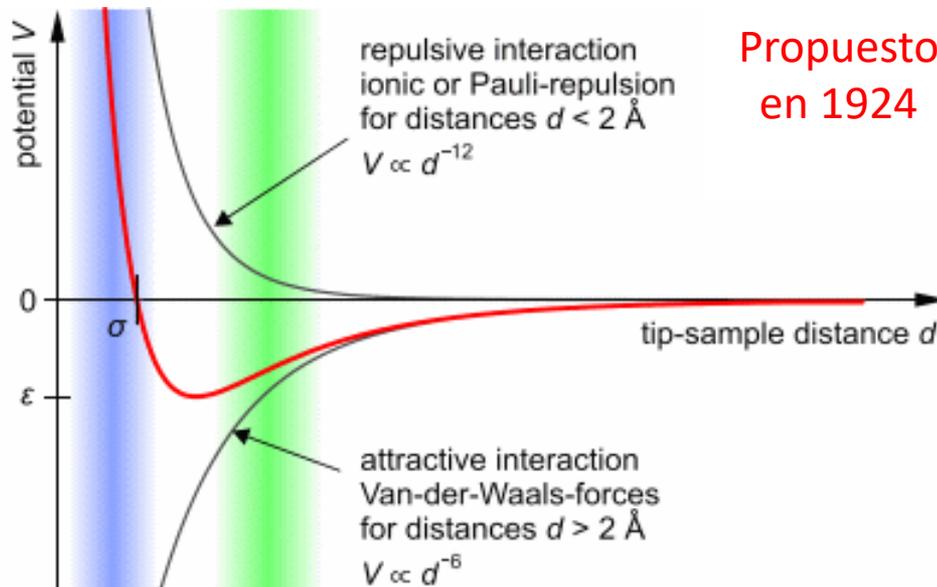
# Interacciones débiles (intermoleculares no covalentes)

Un par de átomos o moléculas neutros están sujetos a dos fuerzas distintas en función de la distancia: una fuerza atractiva, que actuaría a grandes distancias (fuerza o interacción de Van Der Waals) y una fuerza repulsiva actuando a pequeñas distancias (el resultado de la superposición de los orbitales electrónicos, conocido como la repulsión de Pauli).

LENNARD-JONES potential

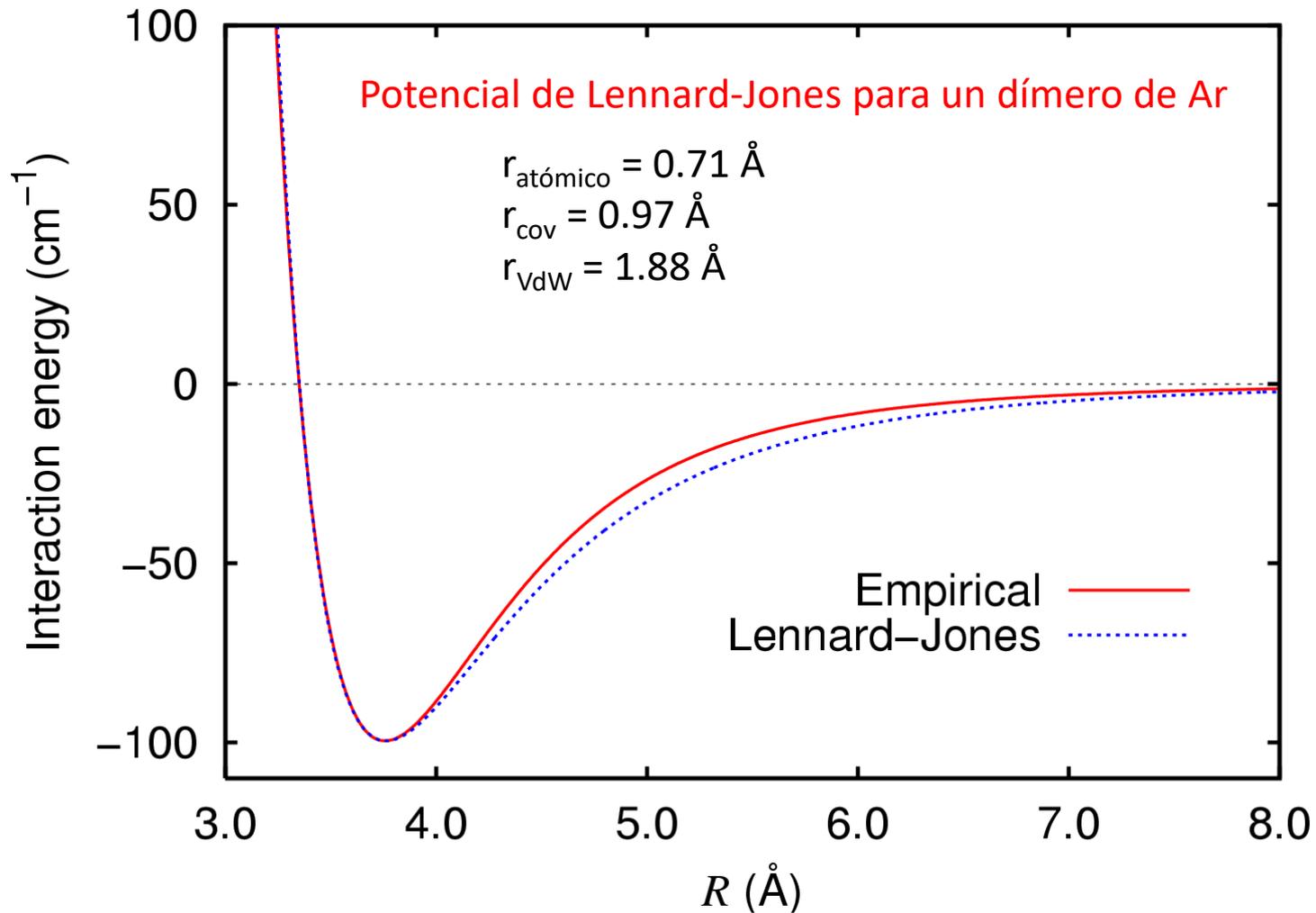
$$V(d) = 4\epsilon \left( \underbrace{\left(\frac{\sigma}{d}\right)^{12}}_{\text{repulsion (short range)}} - \underbrace{\left(\frac{\sigma}{d}\right)^6}_{\text{attraction (long range)}} \right)$$

$$\epsilon, \sigma = \text{const}$$



(Figure by Steve Pawlizak, 2009)

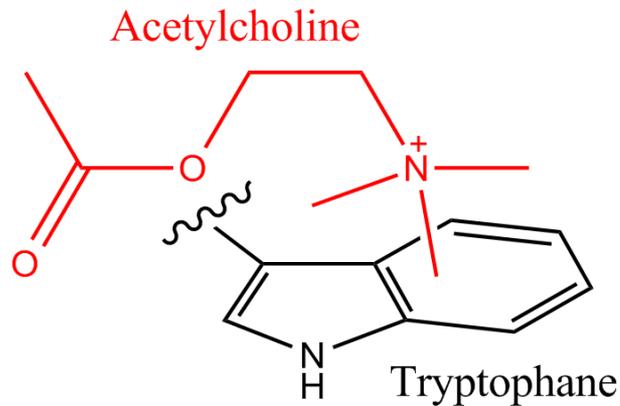
# Interacciones débiles (intermoleculares no covalentes)



## Otras interacciones

Adicionalmente, existen otros tipos de interacciones débiles que son algo más específicas de determinados sistemas: como la **interacción hidrofóbica**, causada por el potencial electrostático del agua cuando se encuentra ante moléculas poco polares que lleva a apelmazarlas (explica la formación de las membranas celulares), o las **interacciones  $\pi$**  (pi), que se establecen para sistemas ricos en electrones, entre las que se encuentran las  $\pi$ - $\pi$  (ej: benceno hierve a 80.1 °C mientras que el hexano, más pesado lo hace a 68.5 °C), catión- $\pi$ , anión- $\pi$ , CH- $\pi$ , etc...

Este tipo de interacciones explican muchas reacciones químicas y gran parte de las estructuras cristalinas de compuestos de coordinación y organometálicos.

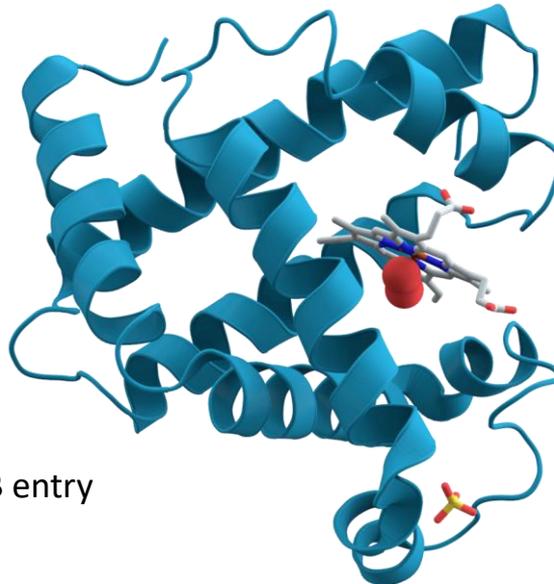


La acetilcolina catiónica se une a un residuo de triptófano del receptor de acetilcolina nicotinamida vía un efecto catión- $\pi$ .

# Interacciones débiles: la adición hace la fuerza

Aparte de la importancia de las interacciones débiles para comprender mejor las propiedades físicas de las sustancias, son una pieza clave desde un punto de vista biológico ya que la forma de las proteínas, la interacción entre las hélices del ADN, la interacción entre un sustrato y una proteína, la acción de un fármaco, las reacciones metabólicas, la respiración celular y un sinnúmero de procesos, solo tienen lugar gracias a este tipo de interacciones débiles. La vida no podría explicarse si no fuera por toda esta combinación de fuerzas que hacen posible que esta impresionante maquinaria se mantenga con éxito. La mayoría de las macromoléculas presentan una gran variedad de este tipo de fuerzas a la vez.

MIOGLOBINA



→AzaToth - self made based on PDB entry