

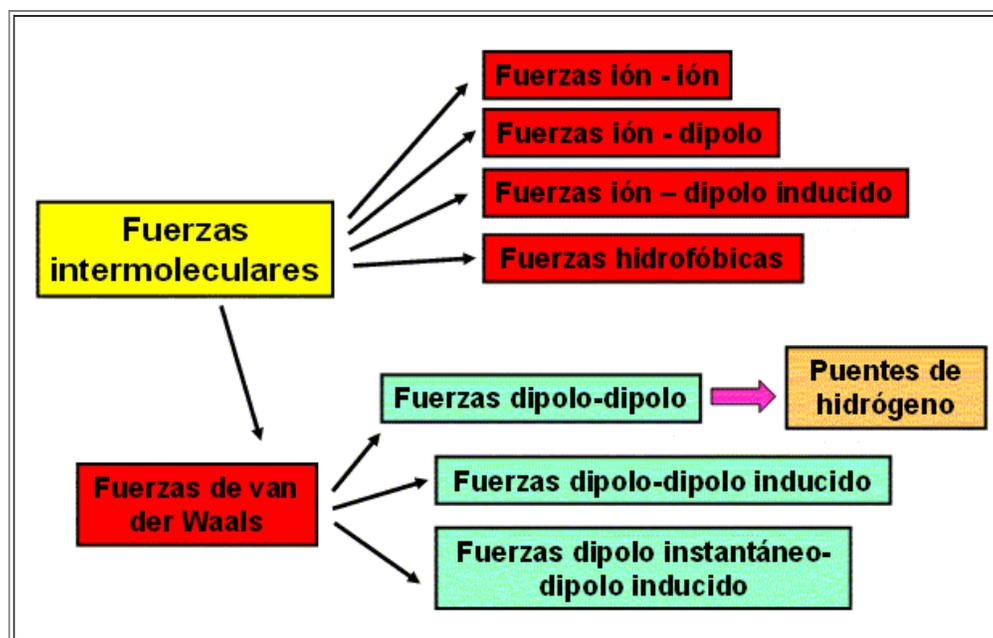
[\[PORTADA\]](#)

## FUERZAS INTERMOLECULARES

Dentro de una molécula, los átomos están unidos mediante **fuerzas intramoleculares** (enlaces iónicos, metálicos o covalentes, principalmente). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. Son estas fuerzas, por tanto, las que **determinan las propiedades químicas** de las sustancias.

Sin embargo existen otras **fuerzas intermoleculares** que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que **determinan las propiedades físicas** de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc.

Por lo general son fuerzas débiles pero, al ser muy numerosas, su contribución es importante. La figura inferior resume los diversos tipos de fuerzas intermoleculares. Pincha en los recuadros para saber más sobre ellas.

[Tema 2](#)[top](#)[Índice](#)

## ENLACES

[Interacciones no covalentes](#) (Javier Corzo, Universidad de La Laguna)

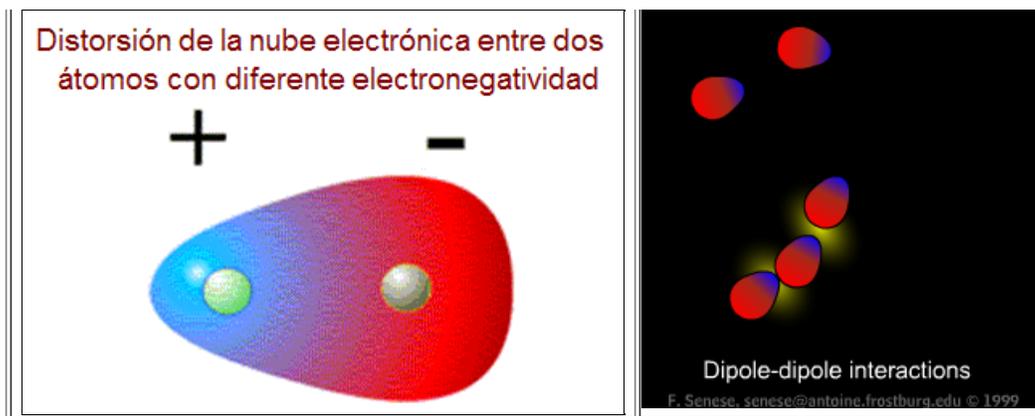
## FUERZAS DE POLARIDAD (DIPOLO-DIPOLO)

---

Una molécula es un **dipolo** cuando existe una **distribución asimétrica de los electrones** debido a que la molécula está formada por **átomos de distinta electronegatividad**. Como consecuencia de ello, los electrones se encuentran preferentemente en las proximidades del átomo más electronegativo. Se crean así dos regiones (o polos) en la molécula, una con carga parcial negativa y otra con carga parcial positiva (Figura inferior izquierda).

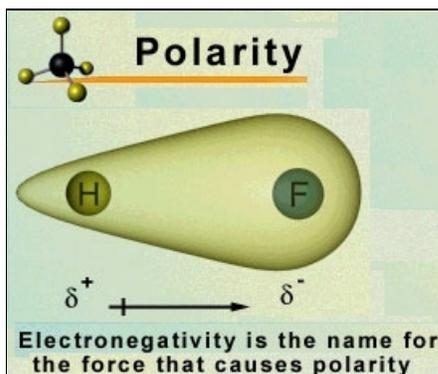
Cuando dos moléculas polares (dipolos) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares o, dicho de otra forma, cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados (Figura inferior derecha).





Los enlaces serán tanto **más polares** cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados (ver tabla inferior).

Electronegatividad de algunos elementos				La electronegatividad en la Tabla Periódica	
Element	Electronegat.	Element	Electronegat.	<p>Highly reactive because of their strong tendency to capture electrons.</p> <p>Highly reactive because they yield electrons easily.</p> <p>Low Ionization Energy</p> <p>The highly reactive corners of the Periodic Table</p>	
F	4.0	Cu	1.9		
O	3.5	Fe	1.8		
Cl	3.0	Co	1.8		
N	3.0	Ni	1.8		
Br	2.8	Mo	1.8		
S	2.5	Zn	1.6		
C	2.5	Mn	1.5		
I	2.5	Mg	1.2		
Se	2.4	Ca	1.0		
P	2.1	Li	1.0		
H	2.1	Na	0.9		
		K	0.8		

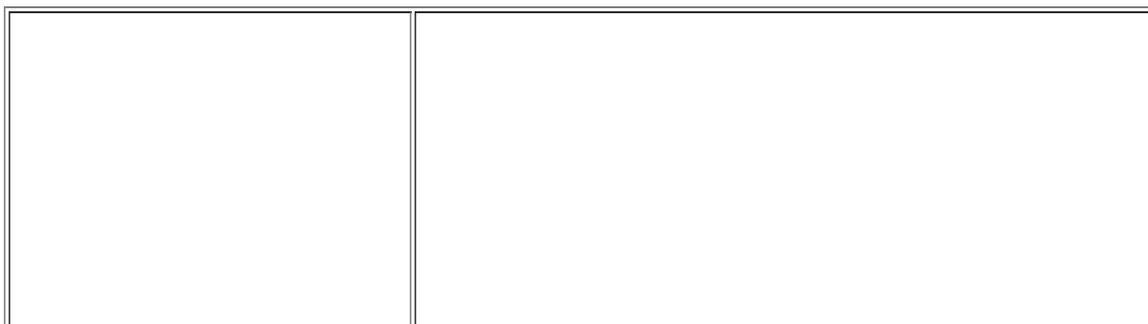


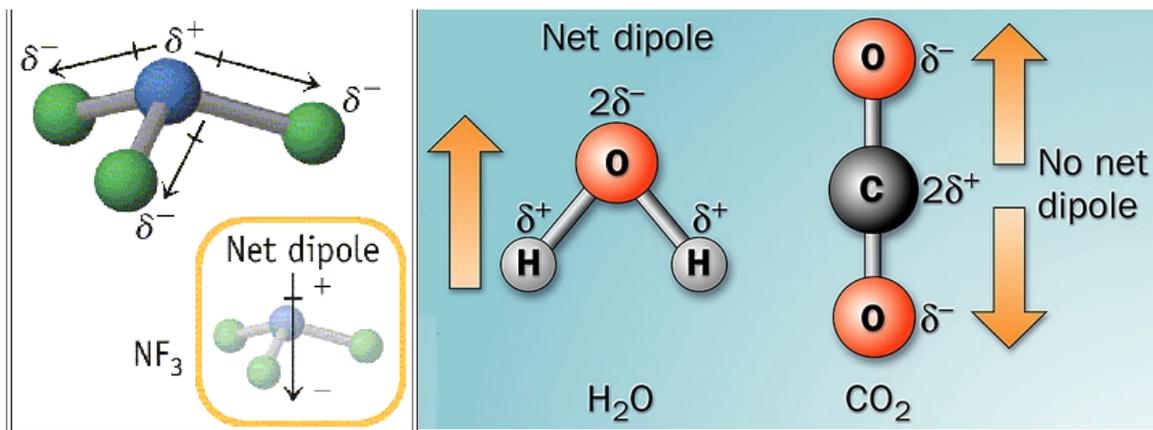
En el **fluoruro de hidrógeno**, por ejemplo, el F es más electronegativo que el H porque su núcleo, con 9 cargas positivas, atrae a los e<sup>-</sup> compartidos con el H con más fuerza que el núcleo del H, con una sólo carga positiva.

Por lo tanto, los e<sup>-</sup> compartidos por covalencia estarán más próximos al F que al H y la molécula forma un **dipolo permanente** (Figura de la izquierda).

Un ejemplo particularmente interesante de las interacciones dipolo-dipolo son los **puentes de hidrógeno**.

El **momento dipolar** ( $\mu$ ) es un vector (orientado hacia la carga negativa y cuya magnitud depende de la intensidad de la carga y de la distancia entre los átomos) que permite cuantificar la asimetría de cargas en la molécula (Figura inferior izquierda). La forma de la molécula también afecta al momento dipolar (Figura inferior derecha).





**Tema 2**

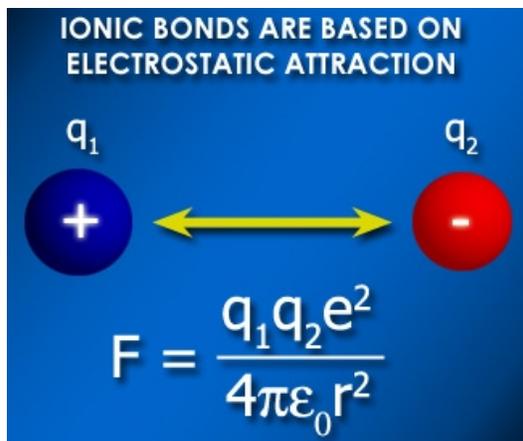


**Índice**

## ENLACES

[Momentos dipolares](#) (en inglés)

## FUERZAS ELECTROSTÁTICAS (IÓN-IÓN)



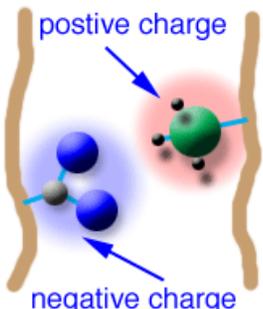
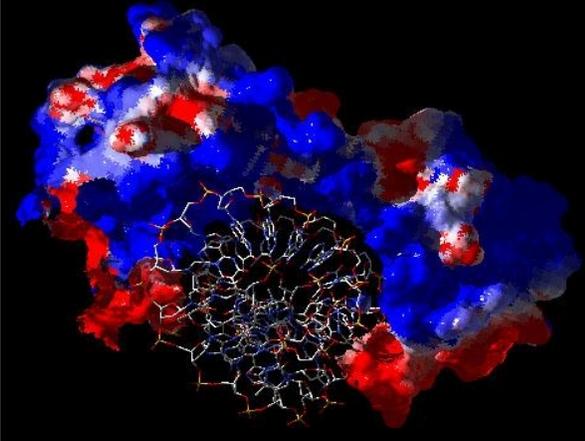
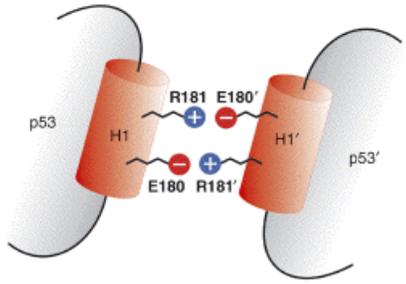
Son las que **se establecen entre iones** de igual o distinta carga:

- Los iones con cargas de signo opuesto se atraen
- Los iones con cargas del mismo signo se repelen

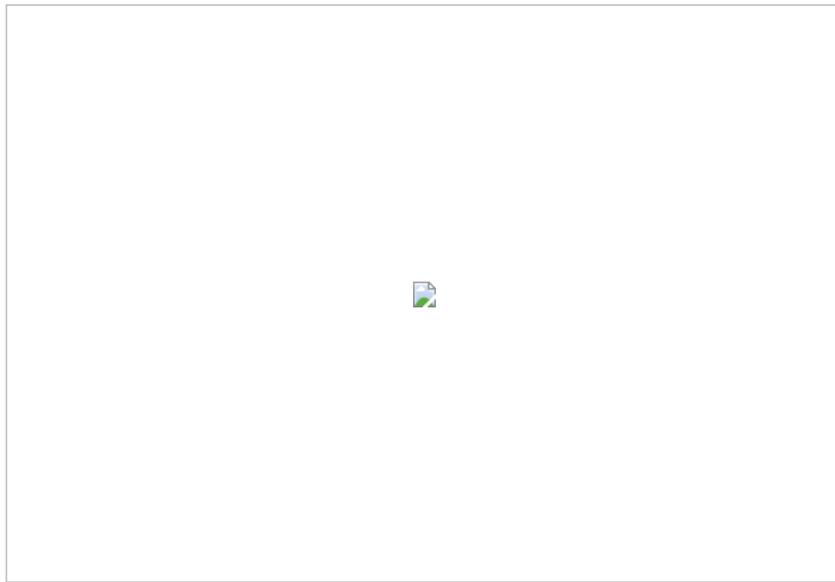
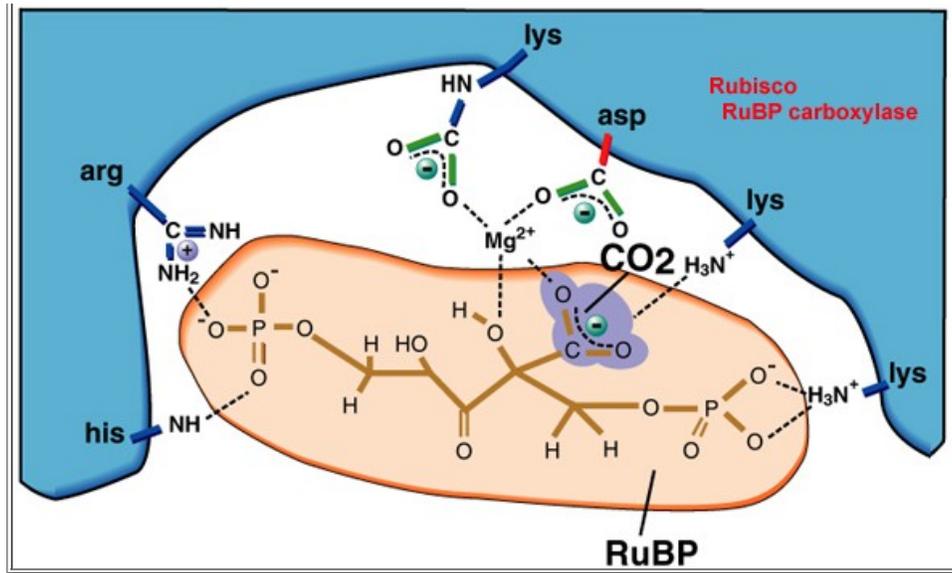
La magnitud de la fuerza electrostática viene definida por la **ley de Coulomb** y es directamente proporcional a la magnitud de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa (Figura de la izquierda).

Con frecuencia, este tipo de interacción recibe el nombre de **punto salino**. Son frecuentes entre una enzima y su sustrato, entre los aminoácidos de una

proteína o entre los ácidos nucleicos y las proteínas (Figuras inferiores).

<p>Los aminoácidos cargados de una proteína pueden establecer enlaces iónicos (puentes salinos) dentro de una proteína o entre proteínas distintas</p>	<p>Las cargas positivas de la proteína (en azul) se disponen en torno a la hélice del DNA cargada negativamente</p>
	
	

La unión de una enzima a su sustrato puede estar gobernada por interacciones electrostáticas, como en el caso de la Ribulosa-bifosfato-carboxilasa



Tema 2



top

Índice

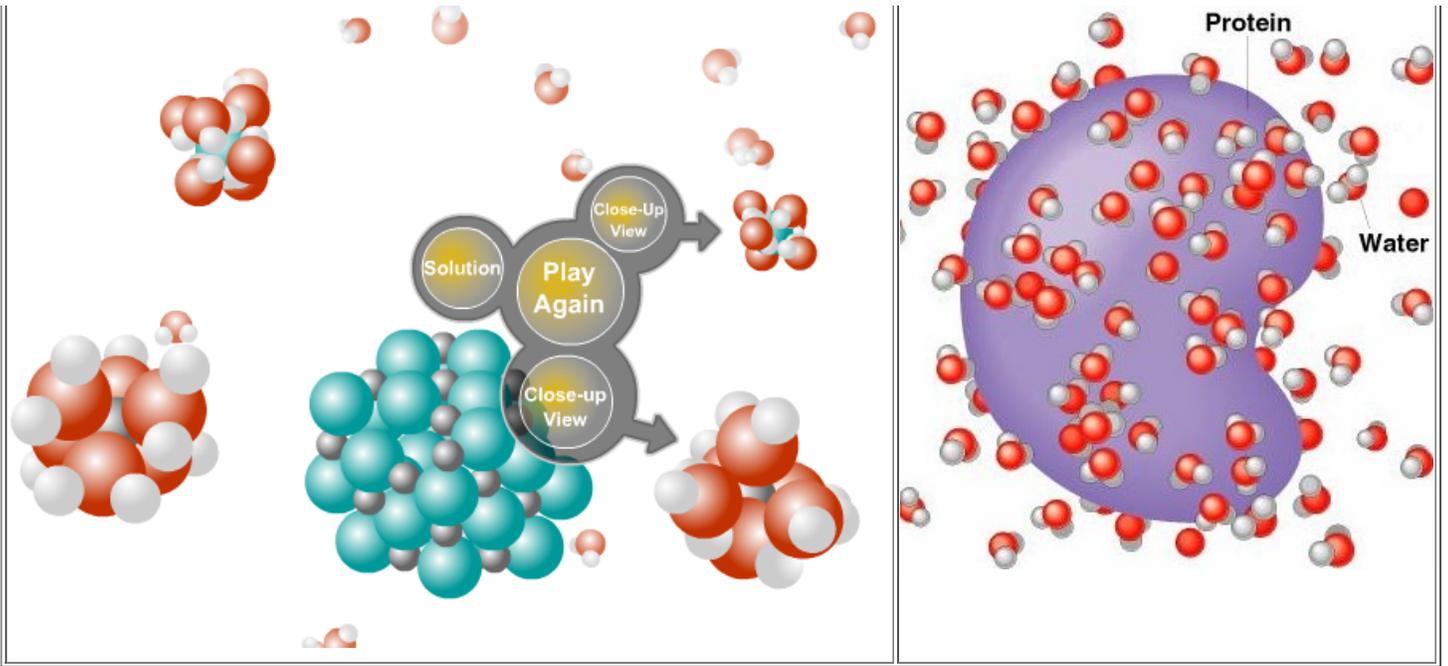
## FUERZAS IÓN-DIPOLO

---

Son las que se establecen **entre un ión y una molécula polar**.

Por ejemplo, el NaCl se disuelve en agua por la atracción que existe entre los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  y los correspondientes polos con carga opuesta de la molécula de agua. Esta **solvatación** de los iones es capaz de vencer las fuerzas que los mantienen juntos en el estado sólido (Figura inferior izquierda).

La capa de **agua de hidratación** que se forma en torno a ciertas proteínas y que resulta tan importante para su función también se forma gracias a estas interacciones (Figura inferior derecha).



[Tema 2](#)



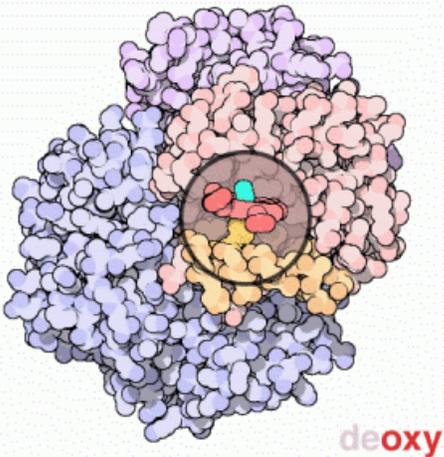
[top](#)

[Índice](#)

## FUERZAS IÓN-DIPOLO INDUCIDO

Tienen lugar **entre un ión y una molécula apolar**. La proximidad del ión provoca una distorsión en la nube electrónica de la molécula apolar que convierte (de modo transitorio) en una molécula polarizada. En este momento se produce una atracción entre el ión y la molécula polarizada.

Un ejemplo de esta interacción es la interacción entre **el ión  $\text{Fe}^{++}$  de la hemoglobina y la molécula de  $\text{O}_2$** , que es apolar. Esta interacción es la que permite la unión reversible del  $\text{O}_2$  a la hemoglobina y el transporte de  $\text{O}_2$  desde los pulmones hacia los tejidos (ver tabla inferior).

Unión reversible del $\text{O}_2$ a la hemoglobina	Quitando y poniendo el cursor en la figura inferior se ven las diferencias entre las formas oxigenada y no oxigenada de la hemoglobina
	

[Tema 2](#)[Índice](#)

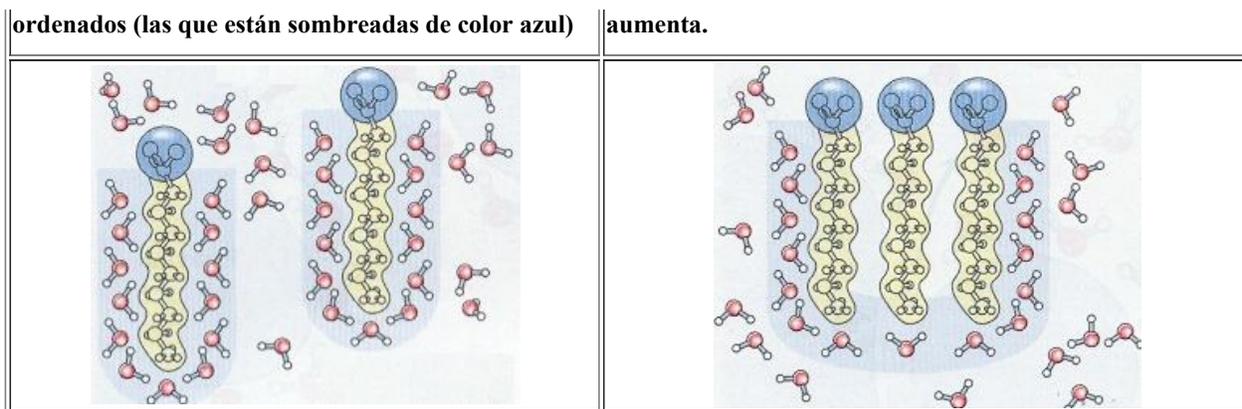
## INTERACCIONES HIDROFÓBICAS

---

En un medio acuoso, las moléculas hidrofóbicas tienden a asociarse por el simple hecho de que evitan interactuar con el agua. Lo hace por razones termodinámicas: las moléculas hidrofóbicas se asocian para **inimizar el número de moléculas de agua que puedan estar en contacto con las moléculas hidrofóbicas** (ver tabla inferior).

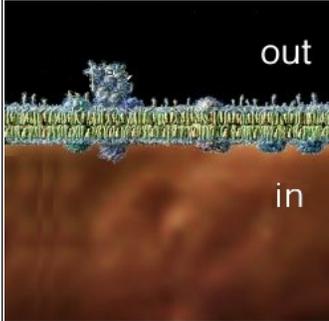
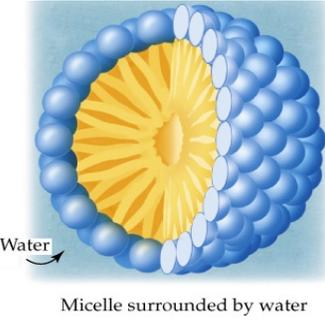
En medio acuoso, cada molécula de lípido obliga a las moléculas de agua vecinas a adoptar estados más

Cuando las moléculas de lípido se agregan, sólo están más ordenadas las moléculas de agua que están en contacto directo con el agregado. Al ser menos, la entropía



Este fenómeno se denomina **efecto hidrofóbico** y es el responsable de que determinados lípidos formen agregados supramoleculares. Son ejemplos de fuerzas hidrofóbicas:

- las que se establecen entre los fosfolípidos que forman las membranas celulares (forman bicapas)
- las que se establecen en el interior de una micela durante la digestión de los lípidos
- las que hacen que los aminoácidos hidrofóbicos se apiñen en el interior de las proteínas globulares

La membrana celular es una bicapa lipídica	Micela formada por moléculas anfipáticas	Apiñamiento de aminoácidos apolares (azul) en el interior de una proteína globular
		

Tema 2



Índice

## ENLACES

[Lípidos anfipáticos - El efecto hidrofóbico](#) (Curso de Biomoléculas)

[Aminoácidos hidrofóbicos en el interior de una proteína](#) (Script de Chime)

## FUERZAS DE VAN DER WAALS

---

Cuando se encuentran a una distancia moderada, las moléculas se atraen entre sí pero, cuando sus nubes electrónicas empiezan a solaparse, las moléculas se repelen con fuerza (Figura de la derecha).

El término "**fuerzas de van der Waals**" engloba colectivamente a las **fuerzas de atracción** entre las moléculas. Son fuerzas de atracción débiles que se establecen entre moléculas eléctricamente neutras (tanto polares como no polares), pero son muy numerosas y desempeñan un papel fundamental en multitud de procesos biológicos.

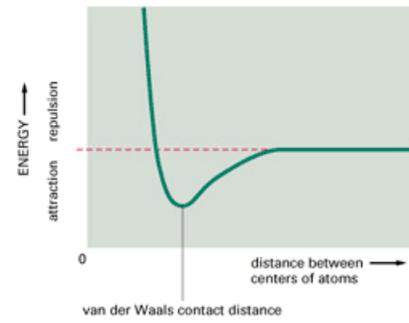
Las fuerzas de van der Waals incluyen:

- **Fuerzas dipolo-dipolo** (también llamadas fuerzas de Keesom), entre las que se incluyen los **puentes de hidrógeno**
- **Fuerzas dipolo-dipolo inducido** (también llamadas fuerzas de Debye)
- **Fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido** (también llamadas fuerzas de dispersión o fuerzas de London)



**VAN DER WAALS FORCES**

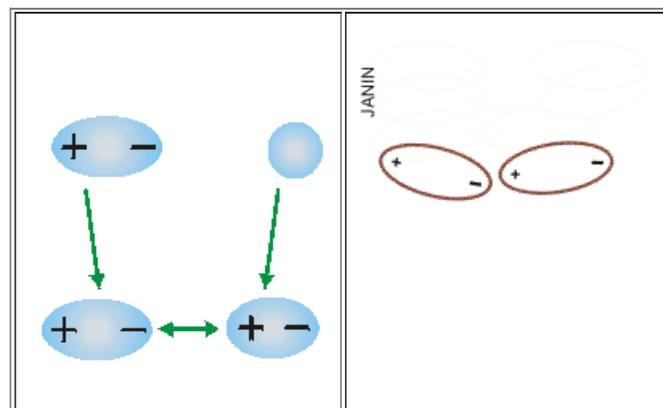
At very short distances any two atoms show a weak bonding interaction due to their fluctuating electrical charges. If the two atoms are too close together, however, they repel each other very strongly.





## FUERZAS DIPOLO-DIPOLO INDUCIDO

Tienen lugar **entre una molécula polar y una molécula apolar**. En este caso, la carga de una molécula polar provoca una distorsión en la nube electrónica de la molécula apolar y la convierte, de modo transitorio, en un dipolo. En este momento se establece una fuerza de atracción entre las moléculas.





Gracias a esta interacción, **gases apolares como el O<sub>2</sub>, el N<sub>2</sub> o el CO<sub>2</sub> se pueden disolver en agua.**

**Tema 2**



**Índice**

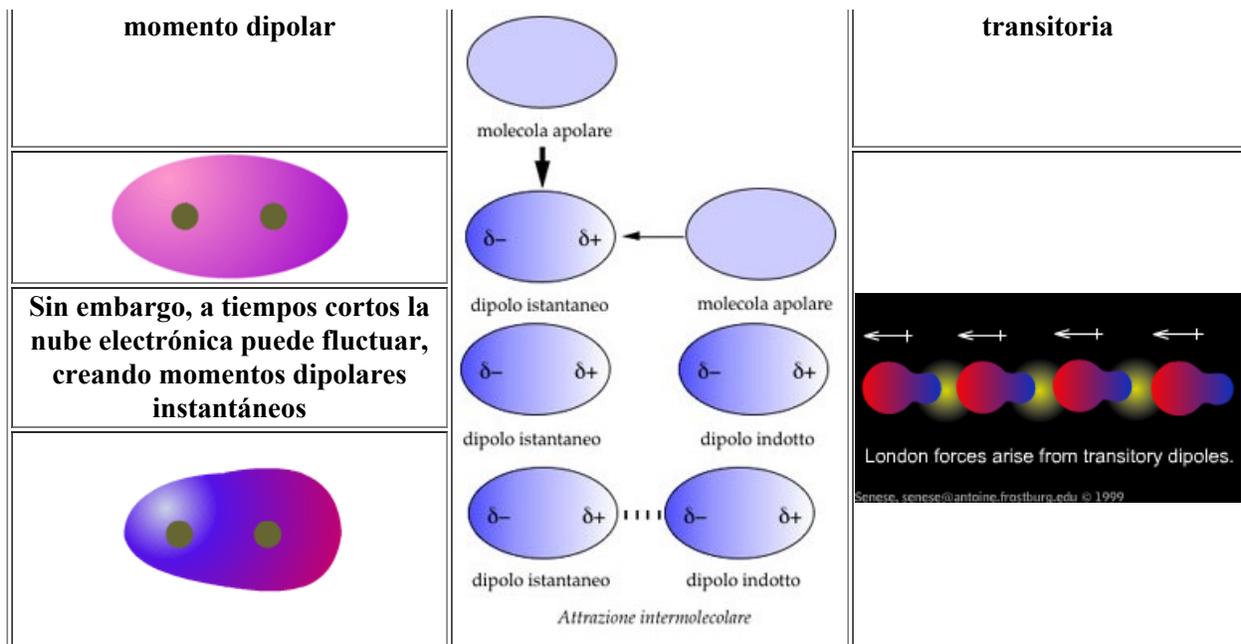
## FUERZAS DIPOLO INSTANTÁNEO-DIPOLO INDUCIDO

También se llaman **fuerzas de dispersión** o **fuerzas de London**. En muchos textos, se identifican con las fuerzas de van der Waals, lo que puede generar cierta confusión.

Las fuerzas de dispersión son **fuerzas atractivas débiles** que se establecen fundamentalmente entre sustancias no polares, aunque también están presentes en las sustancias polares. Se deben a las irregularidades que se producen en la nube electrónica de los átomos de las moléculas por efecto de la proximidad mutua. La formación de un **dipolo instantáneo** en una molécula origina la formación de un **dipolo inducido** en una molécula vecina de manera que se origina una débil fuerza de atracción entre las dos (ver tabla inferior).

**En promedio, la distribución de cargas en torno a una molécula apolar es simétrica y no hay**

**Las fuerzas de London son fuerzas de atracción entre dipolos que surgen de forma**



Estas fuerzas **son mayores al aumentar el tamaño y la asimetría de las moléculas**. Son mínimas en los gases nobles (He, Ne), algo mayores en los gases diatómicos (H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>) y mayores aún en los gases poliatómicos (O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>).

**Tema 2**

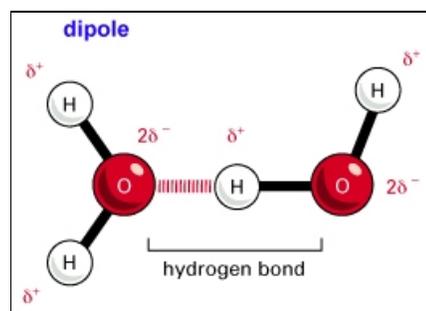


**Índice**

## PUENTES DE HIDRÓGENO

Los puentes de hidrógeno constituyen un caso especial de interacción dipolo-dipolo (Figura de la derecha). Se producen **cuando un átomo de hidrógeno está unido covalentemente a un elemento** que sea:

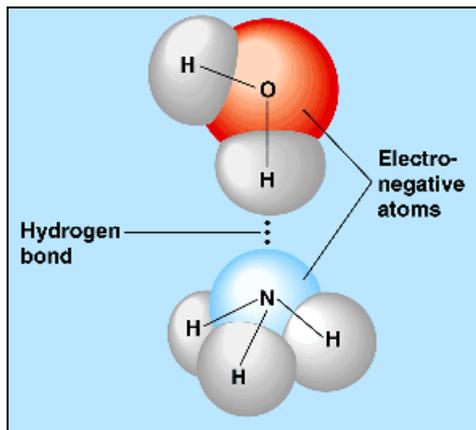
- **muy electronegativo y con dobletes electrónicos sin compartir**
- **de muy pequeño tamaño** y capaz, por tanto, de aproximarse al núcleo del hidrógeno



Estas condiciones se cumplen en el caso de los

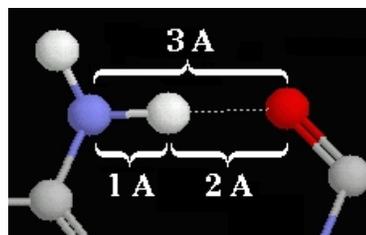
**átomos de F, O y N.**

El enlace que forman con el hidrógeno es muy polar y el átomo de hidrógeno es un centro de cargas positivas que será atraído hacia los pares de electrones sin compartir de los átomos electronegativos de otras moléculas (Figura de la izquierda). Se trata de un **enlace débil** (entre 2 y 10 Kcal/mol). Sin embargo, como son muy abundantes, su contribución a la cohesión entre



biomoléculas es grande.

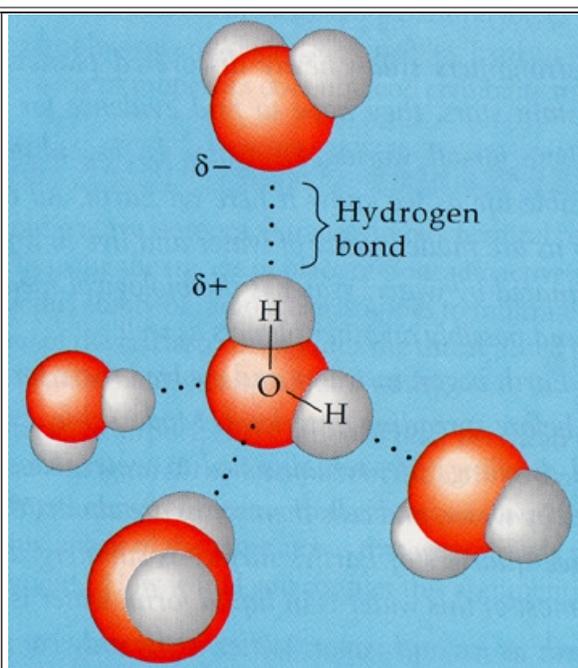
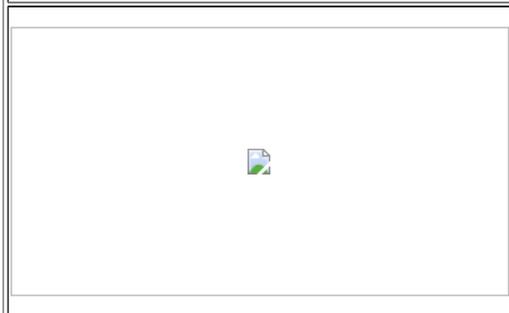
La distancia entre los átomos



electronegativos unidos mediante un puente de hidrógeno suele ser de unos 3 Å. El hidrógeno se sitúa a 1 Å del átomo al que está covalentemente unido y a 2 Å del que cede sus e- no apareados

(Figura de la derecha).

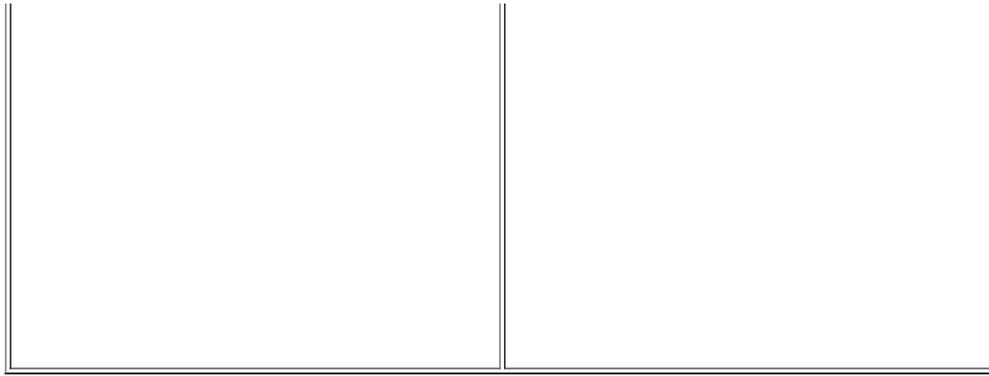
Muchas de las propiedades físicas y químicas del agua se deben a los puentes de hidrógeno. **Cada molécula de agua es capaz de formar 4 puentes de hidrógeno**, lo que explica su elevado punto de ebullición, ya que es necesario romper gran cantidad de puentes de hidrógeno para que una molécula de agua pase al estado gaseoso.



Este enlace es fundamental en bioquímica, ya que:

- condiciona en gran medida la **estructura espacial de las proteínas y de los ácidos nucleicos** y
- está presente en gran parte de las interacciones que tienen lugar entre distintos tipos de biomoléculas **en multitud de procesos** fundamentales para los seres vivos

<p><b>En las hélices <math>\alpha</math> de las proteínas se forman puentes de hidrógeno (en color verde) entre los enlaces peptídicos de aminoácidos que distan 4 posiciones en la secuencia</b></p>	<p><b>Las dos hebras del DNA se mantienen unidas mediante los puentes de hidrógeno (en color amarillo) que se forman entre las bases nitrogenadas (que no se muestran en la figura inferior)</b></p>



[Tema 2](#)



[top](#)

[Índice](#)