



En el mundo material, además de los enlaces entre átomos existen otras interacciones, más débiles, pero lo suficientemente intensas para que sus efectos sean notorios. Son las llamadas **interacciones moleculares** (ya que a menudo se dan entre moléculas) o **interacciones de no enlace** (término más general que incluye interacciones entre átomos neutros, cadenas de átomos o macromoléculas).

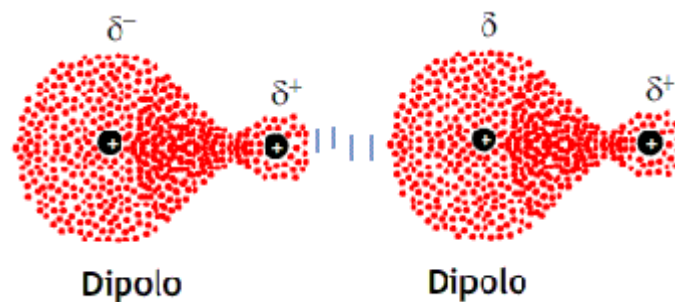
Las interacciones de no enlace se suelen dividir tradicionalmente en dos grupos:

- ✓ **Fuerzas de van der Waals**
- ✓ **Enlaces de hidrógeno**

Fuerzas de van der Waals

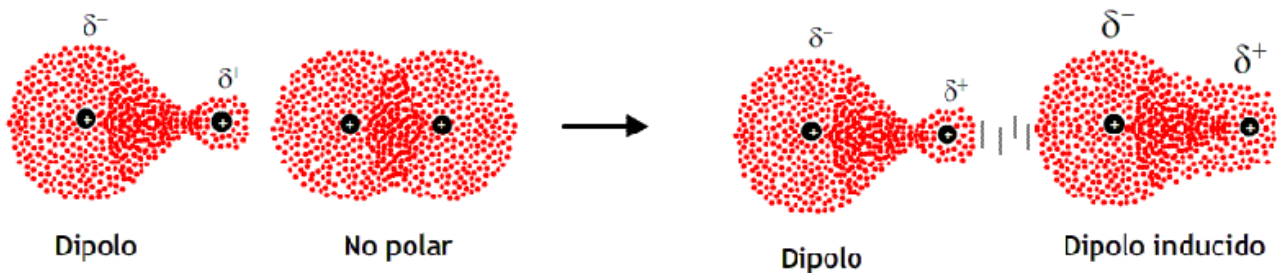
La fuerzas de van der Waals son fuerzas de tipo electrostático (entre cargas de signo distinto).

No es difícil de entender que existirán interacciones de este tipo entre las moléculas polares (HCl, por ejemplo). Son las llamadas **interacciones dipolo-dipolo** (fuerzas de Keeson).



Sin embargo existen fuerzas de van der Waals, incluso cuando las moléculas no son polares.

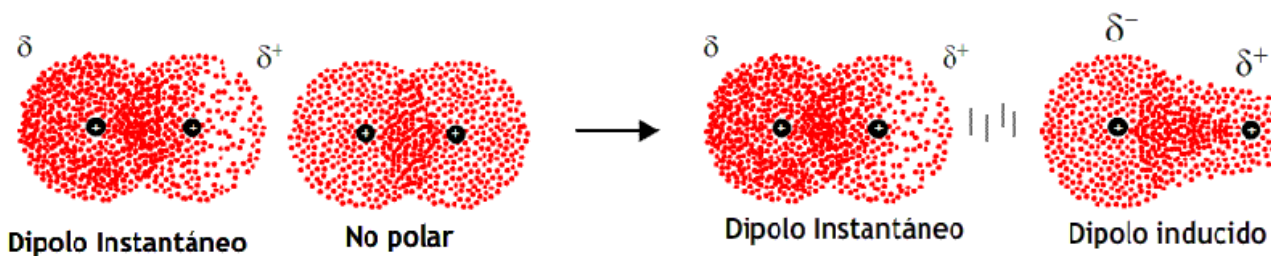
Unas veces estas interacciones se deben a que las moléculas polares inducen dipolos en las no polares, estableciéndose **interacciones dipolo-dipolo inducido** (fuerzas de Debye). Estas interacciones son las que ocurren, por ejemplo, en una mezcla de HCl (polar) y CH₄ (no polar).



Aún si no existen dipolos permanentes pueden existir fuerzas de van der Waals debido a la aparición de **dipolos instantáneos**.

La formación de dipolos instantáneos en moléculas no polares es un efecto cuántico.

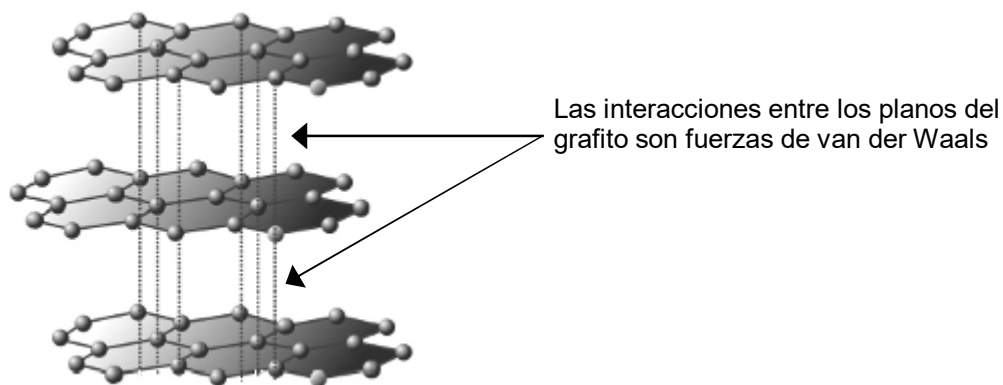
Recordemos que los electrones se sitúan alrededor de los núcleos formando una nube de probabilidad (orbital). Puede ocurrir que en determinado instante la distribución de probabilidad de los electrones no sea simétrica, existiendo una mayor probabilidad de encontrar al electrón en un extremo que en el otro, lo que provoca la aparición instantánea de cargas parciales. **Se forman dipolos instantáneos**. Estos dipolos pueden provocar la aparición de dipolos inducidos en moléculas próximas provocando una **interacción entre dipolos instantáneos y dipolos inducidos** (fuerzas de London)



Las fuerzas de van der Waals son de corto alcance (disminuyen rápidamente al aumentar la distancia) y la interacción se produce a una distancia de equilibrio en la que la atracción entre dipolos iguala a la fuerza de repulsión entre las nubes de electrones.

Las interacciones de van der Waals son importantes cuando los átomos son grandes, debido a que son más fácilmente polarizables.

El enlace covalente es, aproximadamente, 5000 veces más estable que una interacción de van der Waals



El yodo es una sustancia sólida a temperatura ambiente debido a interacciones de van der Waals.

Las interacciones entre las moléculas de I_2 son del tipo dipolo instantáneo- dipolo inducido.

El gran tamaño de los átomos de yodo facilita la polarización de las moléculas.

La debilidad de las interacciones es patente ya que el yodo funde a $113,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ y hierve a $184,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, dando un característico vapor violeta, lo que demuestra la debilidad de las interacciones entre moléculas. La pequeña cantidad de líquido formado desaparece rápidamente. De ahí la creencia de que el yodo sublima.



Ejemplo 1 (Oviedo. 2010-2011)

Los valores de los puntos de ebullición normales del Cl_2 y del I_2 son 239 y 457 K, respectivamente. Explique la diferencia observada en estos valores de los puntos de ebullición normales.

Solución:

La diferencia en las temperaturas de ebullición de más de 200 grados hace pensar en la existencia de fuerzas intermoleculares mucho más intensas en el yodo que en el cloro.

Efectivamente el yodo es un átomo mayor que el cloro. Debido a esto es mucho más polarizable.

Aunque tanto el Cl_2 como el I_2 están formados por moléculas no polares, podemos pensar que se formen dipolos instantáneos que, a su vez, provocarán la aparición de dipolos inducidos. **Habrà en consecuencia fuerzas entre las moléculas tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London).**

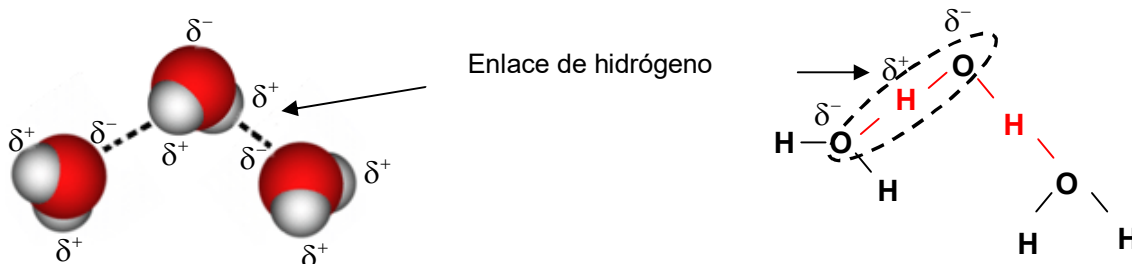
La existencia de las interacciones dipolo instantáneo - dipolo inducido será mucho más notable en el caso del I_2 que del Cl_2 , ya que debido al mayor tamaño de los átomos de yodo, serán más fácilmente polarizables (los electrones están más lejos del núcleo y están, por tanto, más débilmente ligados). Debido a esto las interacciones intermoleculares serán más intensas en el caso del yodo que del cloro, lo que se traducirá en un punto de ebullición más elevado.

Enlace de Hidrógeno

Aunque el llamado **“enlace de hidrógeno”** no llega a la categoría de enlace (es veinte veces más débil que un enlace covalente)⁽¹⁾, y se estudia como un tipo de interacción entre las moléculas, es de gran importancia ya que juega un papel muy importante en química y biología.

El enlace de hidrógeno es una interacción entre moléculas debida a la polaridad de los enlaces covalentes y se da entre el átomo de hidrógeno, cargado positivamente, y un átomo electronegativo pequeño como el oxígeno, nitrógeno o flúor.

El átomo de oxígeno de una molécula de agua tiene una carga parcial negativa que es atraída por la carga parcial positiva del hidrógeno de una molécula vecina. De esta manera ambas moléculas quedan “unidas” mediante el átomo de hidrógeno que hace de “puente” entre ambas.

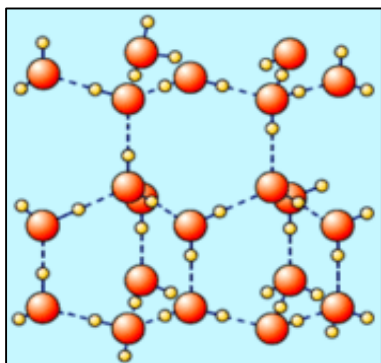


El oxígeno (esfera roja) tiene cierta carga parcial negativa, mientras que el hidrógeno (esfera blanca) tiene carga parcial positiva, produciéndose una **atracción electrostática entre ambas**. El átomo de hidrógeno hace de “puente” entre ambas moléculas.

El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada, y pequeños, tales como O, N y F (situados en el segundo periodo), están unidos al H.

Los enlaces de hidrógeno son los responsables de que el agua tenga un punto de ebullición anormalmente alto, ya que para que el agua líquida pase a gas es necesario romper multitud de enlaces de hidrógeno, lo que implica suministrar una energía suplementaria.

⁽¹⁾ La energía de un enlace covalente típico es de unos 400 kJ/mol, mientras que la de un enlace de hidrógeno H-O es de unos 20 kJ/mol, lo que sitúa al enlace de hidrógeno en la frontera que tradicionalmente separa las interacciones fuertes (enlace) de las débiles (fuerzas de no enlace).



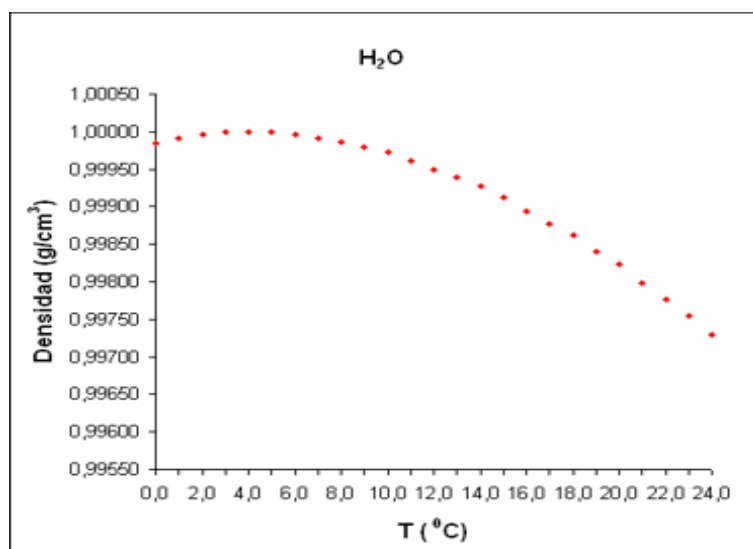
Moléculas de agua unidas mediante enlaces de hidrógeno

Al bajar la temperatura se favorece la formación de nuevos enlaces de hidrógeno y cuando el agua se vuelve sólida se sabe que cada molécula de agua se coordina tetraédricamente con otras cuatro moléculas (ver figura) **formando una estructura muy abierta con grandes espacios entre las moléculas.**

Esto determina que la densidad del agua sólida sea menor que la del agua líquida, razón por la cual el agua sólida (hielo) flota sobre el agua líquida.

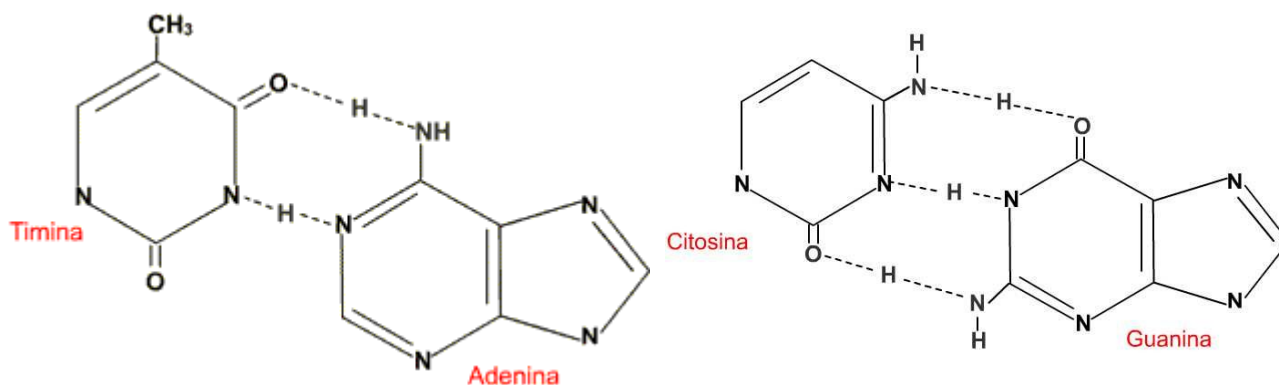
El hecho de que el hielo flote sobre el agua líquida tiene una importancia capital en la vida, ya que el hielo que flota en superficie hace de colchón térmico, impidiendo que la congelación de lagos o mares prosiga. Así el agua se mantiene líquida haciendo posible la vida, cosa que no ocurriría si el hielo tuviera una densidad mayor que la del agua líquida y se hundiera.

Cuando el hielo funde se rompen alrededor del 30 % de los enlaces de hidrógeno, y el agua líquida a temperaturas próximas a 0 °C aún está compuesta por “racimos” de moléculas enlazadas. A bajas temperaturas podríamos decir que aún persiste parte de la estructura del hielo. Si se sigue aumentando la temperatura siguen rompiéndose enlaces y el volumen, en consecuencia, seguirá disminuyendo. A partir de determinada temperatura es de esperar que la expansión térmica del líquido sea superior a la contracción de volumen debido a la rotura de enlaces de hidrógeno. Por eso el agua tiene una densidad máxima (o un volumen mínimo) a 4º C.



Curva que muestra la anómala variación de la densidad del agua con la temperatura. La razón es la existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas

Los enlaces por puente de hidrógeno también son los responsables del emparejamiento adenina-timina (A-T) y citosina-guanina (C-G) en el ADN.



Ejemplo 2 (Oviedo. 2012-2013)

A partir de los siguientes datos:

Propiedad física	Sustancias	
	H ₂ O	H ₂ S
Punto ebullición normal (°C)	100,0	- 60,7
Punto de fusión normal (°C)	0,0	- 85,5

- Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta fuerzas intermoleculares más intensas.
- Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

Solución:

- La enorme diferencia en las temperaturas de fusión y ebullición entre dos compuestos similares como el H₂O y el H₂S es debida a la existencia de enlaces de hidrógeno en el caso del agua, mientras que este tipo de interacción no existe en el H₂S. Esto es debido a que el O tiene mayor electronegatividad que el S, y a su menor tamaño. El enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada y pequeños, tales como O, N y F están unidos al H.
- Las moléculas de agua son polares y a los enlaces de hidrógeno, probablemente tengamos que añadir interacciones dipolo-dipolo, menos intensas.

En el caso del H₂S, al no formarse enlaces de hidrógeno, solo existirán las interacciones dipolo-dipolo debidas a la polaridad molecular. Estas interacciones son del tipo de van der Waals y son mucho menos intensas que los enlaces de hidrógeno. De ahí que a temperatura ambiente el H₂O es un líquido y el H₂S es un gas.

Ejemplo 2 (Oviedo. 2011-2012)

A partir de los siguientes datos:

Propiedad física	Sustancias	
	NH ₃	PH ₃
Punto ebullición normal (K)	240	185
Punto de fusión normal (K)	195	139

- Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta fuerzas intermoleculares más intensas.
- Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

Solución:

- La gran diferencia en las temperaturas de fusión y ebullición entre dos compuestos similares como el amoníaco y el fosfano es debida a la existencia de enlaces de hidrógeno en el caso del amoníaco, mientras que este tipo de interacción no existe en el PH₃. Esto es debido a que el N tiene mayor electronegatividad que el P, y a su menor tamaño.
- Las moléculas de amoníaco son polares (geometría de pirámide trigonal) y a los enlaces de hidrógeno, probablemente tengamos que añadir interacciones dipolo-dipolo, menos intensas.

En el caso del PH₃, al no formarse enlaces de hidrógeno, solo existirán las interacciones dipolo-dipolo debidas a la polaridad molecular (geometría de pirámide trigonal). Estas interacciones son del tipo de van der Waals y son mucho menos intensas que los enlaces de hidrógeno.