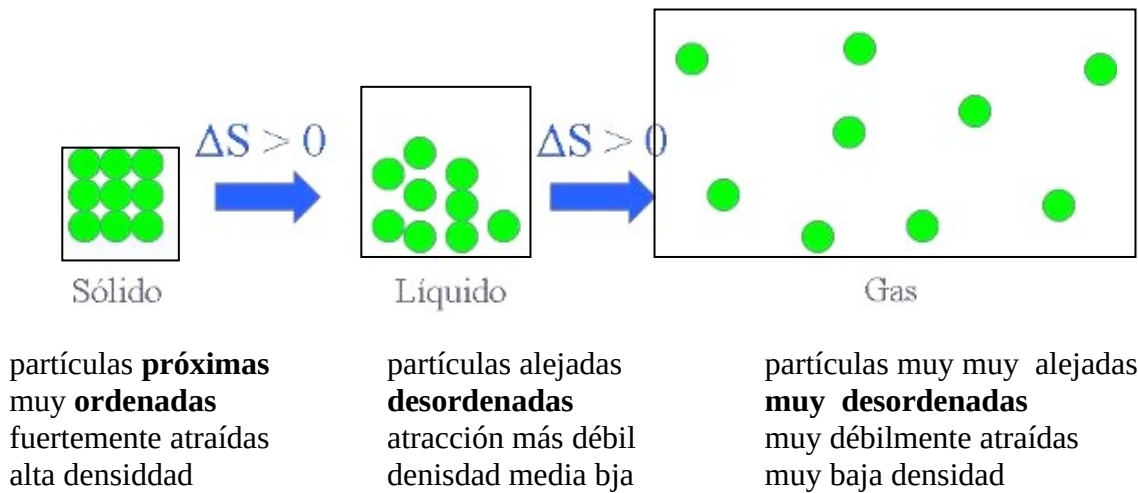


PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS

- **ESTADO FÍSICO**

Se refiere al estado en que aparece la sustancia en condiciones normales. $P=1 \text{ atm}$ y 25°C



- **TEMPERATURA DE FUSIÓN**

Esta directamente relacionada con la magnitud de la fuerza con que las partículas están unidas en el sólido, cuanto mayor sea ésta mayor es la temperatura de fusión.

- **TEMPERATURA DE EBULLICIÓN**

Análogamente, para un líquido la temperatura a la que hierve esta relacionada directamente con la fuerza de atracción entre las partículas del mismo.

- **SOLUBILIDAD**

Proceso por el cual una sustancia es capaz de formar una mezcla homogénea con otra, es decir, las partículas del soluto se dispersan entre las del disolvente.

- **CONDUCCIÓN DE LA CORRIENTE ELÉCTRICA**

Para que una sustancia sea conductora es necesario que existan cargas y que éstas puedan moverse a través de la misma.

- Conductores de primera especie, ohmicos: son los metales. Prácticamente las únicas sustancias que conducen en estado sólido. Las partículas que se mueven son los electrones.
- Conductores de segunda especie: electrolitos (disoluciones de ácidos, bases o sales), las partículas que se mueven son cationes y aniones.

- **PROPIEDADES MECÁNICAS** (DUREZA, MALEABILIDAD, FRAGILIDAD, ETC). Solo para sólidos

LAS PROPIEDADES FÍSICAS SON FUNCIÓN DEL **TIPO DE UNIÓN** ENTRE LAS PARTÍCULAS QUE CONSTITUYEN LA SUSTANCIA.

- **ENLACE:** unión entre átomos (iónico, covalente o metálico)
- **Fuerza intermolecular:** unión entre moléculas de sustancias covalentes, (responsables de que algunas sean líquidos o sólidos y de que los gases puedan llegar a condensar).

Tipo de enlace	IONICO	COVALENTE		METÁLICO
ESTRUCTURA	RED (o CRISTAL)	REDES ATÓMICAS	MOLÉCULAS	RED METÁLICA
Tipo de partícula	iones  y iones 	Átomos neutros	Molécula • POLARES • APOLARES	iones + y electrones libres
Tipo de unión	<i>Fuerza electrostática entre iones</i> Enlace ionico	<i>Comparticion de electrones</i> Enlace covalente	<i>F. electrostática entre dipolos</i> Fuerzas intermoleculares	<i>Electrones deslocalizados por toda la red</i> Enlace metálico
Energía kJ/mol	700- 3500	125-800	2- 20 (40)	300-800
Tª fusión/ebull.	Alta	Muy alta	Baja	Media-alta
Solubilidad(en agua)	Si	No	Polares si Apolares no	No
Conducción corriente e	Solido. No Fundido o disuelto.si	NO	NO	SI
P. mecánicas	Fragiles, duros	Fragiles muy duros		Maleables, tenaces

Propiedades de las sustancias ionicas.

Son función de:

- **Su estructura:** cationes y aniones alternados dando lugar a una red tridimensional ordenada, que corresponde a la situación de mínima energía (se minimizan las repulsiones y se maximizan las atracciones). El tipo de red depende de las cargas de cation y anion y tamaños de los iones.
- **La energía de red, U** (energía que hay que aportar para separar la red en los iones que la integran) Como los iones son partículas cargadas que se sitúan tangentes la fuerza de atracción/repulsión entre ellos viene dada por la ley de Coulomb:

$$F = k \frac{Q_{\text{cation}} \cdot Q_{\text{anion}}}{d^2} \quad d = r_{\text{cation}} + r_{\text{anion}}, \quad \text{y la energía potencial} \quad Ep = k \frac{Q_{\text{cation}} \cdot Q_{\text{anion}}}{d}$$

Si se contabilizan todas las repulsiones entre iones de la misma carga y las atracciones entre iones de carga opuesta de toda la red se obtiene la siguiente expresión para la energía de red, U:

$$U_{\text{red}} = A \cdot N_A \cdot K \frac{Q_{\text{cation}} \cdot Q_{\text{anion}}}{d} (1 - 1/n)$$

N_A = numero de Avogadro

K = constante de Colulomb

A = constante de Madelung , depende del tipo de red y varia entre 1,67 y 4,17

n=factor de compresibilidad depende de la configuraicon elctronica de los iones varia entre 5 y 12

Los factores que mas afectan al valor de la U_{red} son la carga de los iones y el tamaño de los mismos (ya que d es la suma del radio del cation y el del anion), de forma que:

- Si los iones que forman el compuesto tienen carga elevada la U_{red} es mayor
- Cuanto menor sea el radio de los iones mayor es la U_{red}

Para fundir el compuesto ionico o para disolverlo hay que deshacer la red cristalina, cuanto mas alta sea la U_{red} mayor sera la temperatura de fusión y menor la solubilidad.

La conductividad se explica por la existencia de iones, cuando la sustancia esta fundida o dsuelta, los iones están separados, pueden moverse y por eso conducen la corriente, en estado solido por el contrario los iones ocupan posiciones fijas, no pueden desplazarse y el solido no conduce

TIPOS DE FUERZAS INTERMOLECULARES

1. FUERZAS DE VAN DER WAALS

Son fuerzas de atracción débiles que se establecen entre moléculas eléctricamente neutras tanto polares como no polares

1. **Dipolo instantáneo -dipolo inducido.** FUERZAS DE DISPERSION o de LONDON

Son las únicas que pueden darse entre **moléculas apolares**.

Aunque la molécula sea neutra y los electrones igualmente retenidos por ambos átomos, debido al movimiento al azar de los e⁻ pueden coincidir en un instante en una misma zona de la molécula generando una carga negativa y por tanto una positiva en el extremo opuesto: aparece un **dipolo instantáneo**, este induce la formación de otro dipolo en una molécula vecina, el **dipolo inducido**, lo que permite que se atraigan débilmente entre ellas.

Polarizabilidad: la magnitud de esta fuerza depende de la facilidad con que la nube electrónica puede distorsionarse por acción de un campo eléctrico externo y generar el dipolo, esta propiedad es mayor

- Cuantos mas electrones tenga la molécula
- Cuanto mayor sea el tamaño de la misma

Cuanto mayor sea la Masa molar, mayor será la polarizabilidad, y mayor la magnitud de la fuerza de dispersión.

(Observar tabla de datos como hay una relación directa entre la temperatura de ebullición y la masa molar)

2. **Dipolo- dipolo.**

En las moléculas polares hay una asimetría de la distribución de cargas, una zona con carga negativa y otra con carga positiva, es decir, un **dipolo**.

Se produce una interacción electrostática entre los dipolos

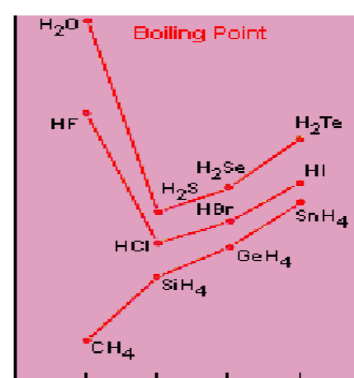
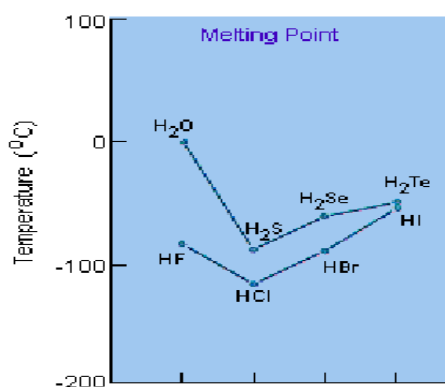
- Las sustancias polares tienen por ello puntos de ebullición mas altos que las apolares de similar masa molar
- Cuanto mayor sea el valor del momento dipolar mas intensa es la fuerza

3. **Enlace de hidrógeno.**

Se puede comprobar en la gráfica que el agua tiene una temperatura de ebullición muy superior a los otros hidruros del grupo 16.

¿Por qué el agua es la excepción a la regla? un punto de ebullición alto nos indica que las fuerzas de atracción presentes son muy intensas, en consecuencia, en el agua debe existir una fuerza de atracción muy fuerte y que no está presente en los otros compuestos de la serie.

Se les llama **puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno**.



Los puentes de hidrógeno constituyen un caso especial de interacción dipolo-dipolo

Se producen cuando un **átomo de hidrógeno** está unido a un elemento que sea:

- *Muy electronegativo y con pares 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.

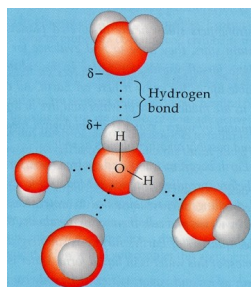
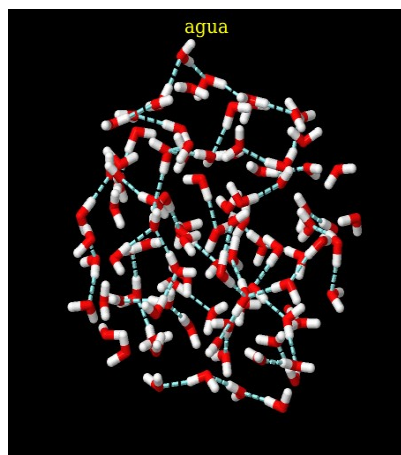
El enlace que forman con el hidrógeno es muy polar y el átomo de hidrógeno es un centro de cargas positivas que será atraído hacia los pares de electrones sin compartir de los átomos electronegativos de otras moléculas. El tamaño pequeño de los elementos involucrados y la gran diferencia de electronegatividades producen valores grandes de cargas parciales.

Además de en HF, H₂O y NH₃, ya mencionadas, muchas otras sustancias presentan enlaces de hidrógeno:

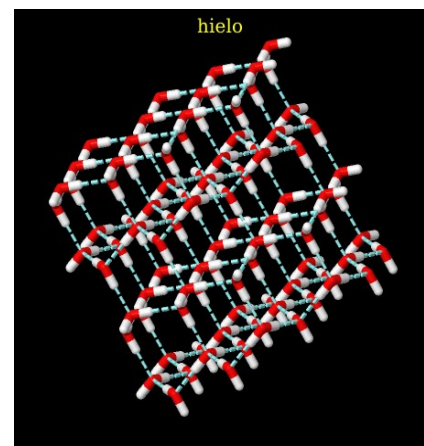
- Alcoholes . R-**OH**
- Ácidos: R-CO **OH**
- Aminas. R-**NH₂**
- Las moléculas de gran tamaño, y con varios grupos funcionales (como proteínas o ADN), pueden llegar a presentar incluso enlaces de hidrógeno *intramoleculares*:
 - La *alfa hélice* está estabilizada por enlaces de hidrógeno entre los nitrógenos y los grupos carbonilo de los enlaces peptídicos
 - la *guanósina* se empareja con la *citidina* mediante 3 enlaces de hidrógeno.

Muchas de las propiedades físicas y químicas del agua se deben a los puentes de hidrógeno:

<http://biomodel.uah.es/agua/index.htm>



Cada molécula de agua es capaz de formar 4 puentes de hidrógeno, esto explica :



Su **elevado punto de ebullición**, ya que es necesario romper gran cantidad de enlaces de hidrógeno para que el agua pase al estado gaseoso.

[Animacion fusion hielo Jmol](#)

La **baja densidad del hielo**, menor que la del agua líquida,

En estado sólido las moléculas están ordenadas formando una red hexagonal muy poco compacta, por lo que las moléculas están más separadas que en el líquido.

Cada lado del hexágono consiste de un enlace covalente O-H (0,98Å) y de un enlace de hidrógeno (2,75Å). Como resultado los **cristales de nieve muestran una simetría hexagonal**.

Se trata de un *enlace* débil (comparado con la magnitud de un enlace covalente), sin embargo, como son muy abundantes, su contribución a la cohesión entre biomoléculas es grande.

2. Otras fuerzas intermoleculares

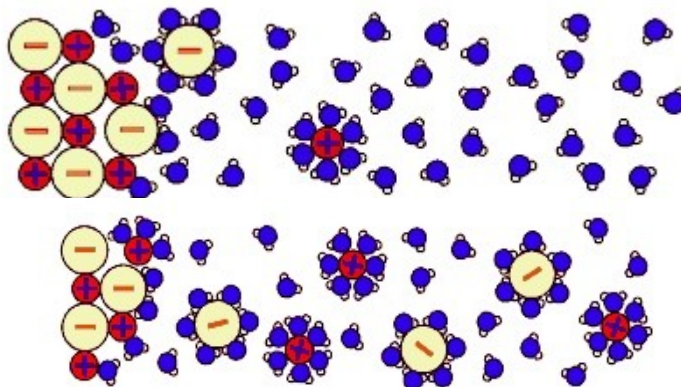
2.1. ion -dipolo

Se establece cuando un compuesto iónico (como NaCl) entra en contacto con una sustancia polar (como el agua).

Los dipolos de agua orientan su zona negativa hacia los cationes de la red cristalina y otros dipolos orientan su zona positiva hacia los aniones.

Si la atracción que ejercen las moléculas de agua sobre un ion es mayor que la que ejerce la red sobre él, este pasa a la disolución rodeado de dipolos: **se solvata**.

El proceso continúa con otros iones, la red se va deshaciendo y finalmente todos los iones quedan rodeados de dipolos: el compuesto se disolvió.



Animación 7 de elaboración propia

- ➔ Si la **Ured del solido ionico es muy alta** los dipolos no consiguen vencer las fuerzas atractivas y la sustancia no se disuelve.
- ➔ Si el disolvente es **apolar**, como es el caso de líquidos como el hexano o el benceno, la solubilidad de las sustancias iónicas es muy baja, ya que no hay dipolo.
- ➔ Si el soluto es una molécula polar como el NH_3 o el etanol se disuelven bien en agua, la interacción en ese caso sería entre dipolo (disolvente) - dipolo (soluto).
- ➔ En general las sustancias iónicas y las moléculas polares se disuelven en disolventes polares
Las sustancias apolares se disuelven en disolventes apolares.

2.2. ion – 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.

- Disolución de iones yoduro, I^- , en I_2 (molécula apolar)
- Interacción entre el ión Fe^{++} de la hemoglobina y la molécula de O_2 , que es apolar, es la que permite la unión reversible del O_2 a la hemoglobina y el transporte de O_2 desde los pulmones hacia los tejidos.

COMPUESTOS IONICOS. Energías de red(KJ/mol) y T^a de fusión

BA			BA ₂			BA		
Q+. Q-= (+1) (-1) = 1			Q+. Q- (+2) (-1) = 2			Q+. Q- (+2) (-2) = 4		
Ur	Tf				Tf	Ur	Tf	
NaF	899,6	993°C				MgO	3934,2	2852°C
NaCl	754,8	801°C				MgS	3256,4	2000°C
NaBr	718,7	740°C	CaF ₂		1423°C	CaO	3524,2	2570°C
NaI	672,8	660°C	CaCl ₂	2268	782°C	CaS	3020,0	2500°C

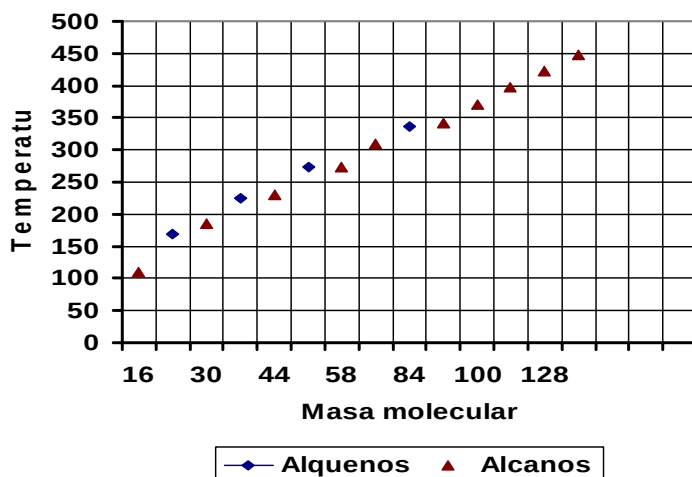
Redes atómicas

	C _(diamante)	C _(grafito)	SiO ₂ (cuarzo)	WC
Tf	3823°C	3925°C	1883°C	3143°C

MOLÉCULAS APOLARES

Halógenos	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
M (g/mol)	38	71	160	254
Tf (°C)	-220	-101	-7	114
Teb (°C).	-188	-34	59	184

Temperatura de ebullición



Polares

	H ₂ O	SH ₂	SeH ₂	TeH ₂
M (g/mol)	18	34	91	130
Teb (°C)	100	-61	-41,5	-2

COMPUESTOS ORGANICOS

	CH ₃ OH	CH ₃ CH ₂ OH	CH ₃ OCH ₃	CH ₃ COCH ₃
M (g/mol)	32	46	46	58
Teb (°C)	65	79	-25	56

Em AZUL sustancias con enlace de hidrogeno.

<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/53-fuerzas-intermoleculares.html>

<http://www.ehu.eus/biomoleculas/moleculas/fuerzas.htm#fu51>

http://e-ucativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio//1000/1164/html/72_disolviendo_sustancias.html