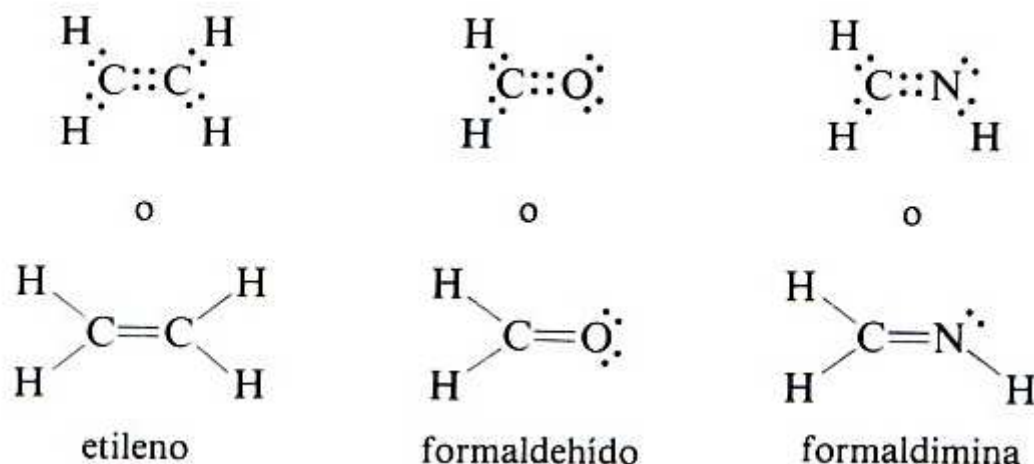
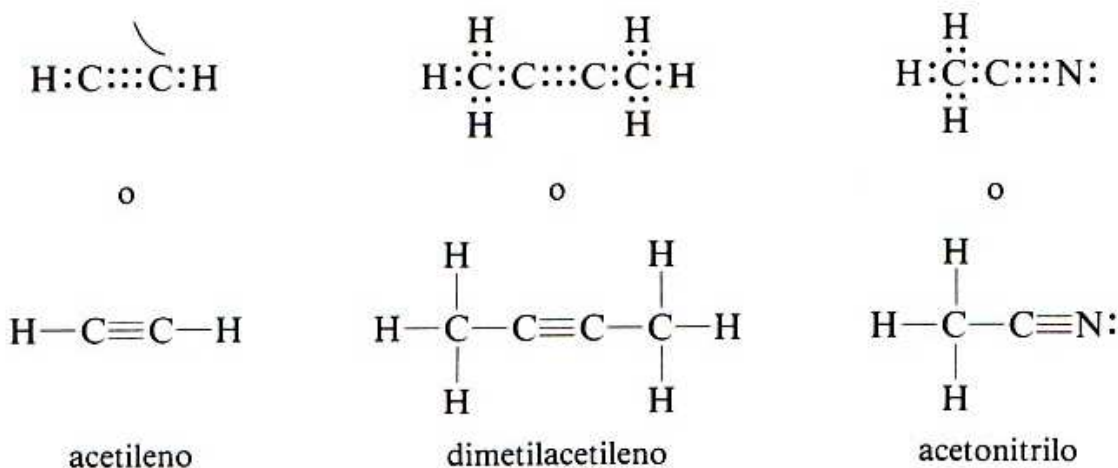


## ENLACES MÚLTIPLES

- EN LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS CUANDO SE COMPARTEN UN PAR DE ELECTRONES ENTRE ÁTOMOS SE TRATA DE UN ENLACE O LIGADURA SIMPLE.
- MUCHAS MOLÉCULAS TIENEN ÁTOMOS ADYACENTES QUE COMPARTEN DOS O HASTA TRES PARES DE ELECTRONES.
- CUANDO SE COMPARTEN DOS PARES DE ELECTRONES SE FORMA UN DOBLE ENLACE. SE USA UNA DOBLE RAYA(=) PARA INDICAR UN DOBLE ENLACE.



- CUANDO SON TRES PARES SE FORMA UN TRIPLE ENLACE. EN ESTOS CASOS SE UTILIZA UN GUIÓN TRIPLE ( $\equiv$ ).

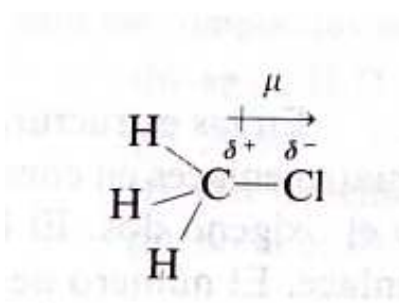


- **NOTAR QUE EL CARBONO FORMA CUATRO ENLACES EN COMPUESTOS NEUTROS. EL NITRÓGENO FORMA TRES ENLACES Y EL OXIGENO DOS. EL HIDRÓGENO Y LOS HALÓGENOS POR LO GENERAL SÓLO FORMA UNO.**

SE AGRADECE INFORMAR (rabolivarc@yahoo.com) DE ERRORES, PROBLEMAS DE REDACCION, ETC., QUE USTED CONSIDERA PUEDEN MEJORAR ESTAS NOTAS. IGUALMENTE CUALQUIER COMENTARIO EN EL MISMO SENTIDO.

## ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE ENLACE.

- UN ENLACE EN EL QUE LOS ELECTRONES ESTÉN COMPARTIDOS POR IGUAL ENTRE DOS ÁTOMOS ENLAZADOS SE LLAMA **ENLACE NO POLAR**, P.E. H<sub>2</sub>, C-C EN EL ETANO.
- EN LA MAYOR PARTE DE LOS ENLACES ENTRE DOS ELEMENTOS DIFERENTES, LOS ELECTRONES DE ENLACE SE ATRAEN CON MAYOR INTENSIDAD HACIA UNO DE LOS DOS NÚCLEOS. A UN PAR DE ELECTRONES DE ENLACE COMPARTIDO DE MANERA DESIGUAL SE LE LLAMA **ENLACE POLAR**.
- EN LA ESTRUCTURA DEL CLOROMETANO SE MUESTRA EL ENLACE POLAR CARBONO-CLORO.



- LA POLARIDAD DEL ENLACE SE MIDE MEDIANTE SU MOMENTO DIPOLAR ( $\mu$ ), QUE SE DEFINE COMO LA CANTIDAD DE DIFERENCIA DE CARGA ( $\delta^+$  Y  $\delta^-$ ) MULTIPLICADA POR LA LONGITUD DEL ENLACE.
- LOS SIMBOLOS ( $\delta^+$  Y  $\delta^-$ ) REPRESENTAN UNA PEQUEÑA CARGA POSITIVA Y NEGATIVA RESPECTIVAMENTE.
- LAS ELECTRONEGATIVIDADES DE LOS DISTINTOS ELEMENTOS SIRVEN DE GUIA PARA PREDECIR SI UN ENLACE DADO ES POLAR Y CUAL ES LA DIRECCIÓN DE SU MOMENTO DIPOLAR-
- LOS ELEMENTOS CON ELECTRONEGATIVIDADES MAYORES TIENEN POR LO GENERAL MAYOR ATRACCIÓN POR LOS ELECTRONES COMPARTIDOS. POR LO TANTO EN UN ENLACE ENTRE DOS ÁTOMOS DIFERENTES, EL ÁTOMO CON MAYOR ELECTRONEGATIVIDAD ES EL EXTREMO NEGATIVO DEL DIPOLO.
- EN LA FIGURA 1-5, PÁG 10 DEL WADE SE DA LAS ELECTRONEGATIVIDADES DE PAULING QUE SON DE UTILIDAD PARA ESTE TIPO DE PREDICCIÓN.

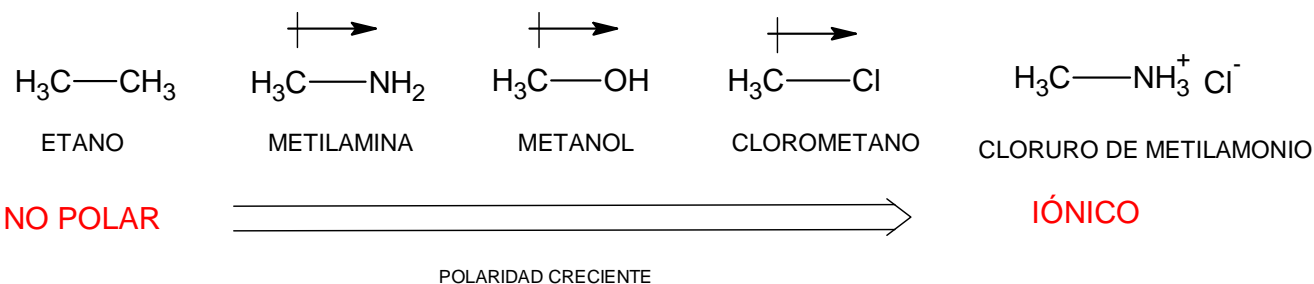


FIGURA 1-5 Electronegatividades de algunos de los elementos, que se encuentran con frecuencia en los compuestos orgánicos.

- LA ELECTRONEGATIVIDAD DEL HIDRÓGENO ES SEMEJANTE A LA DEL CARBONO Y POR LO TANTO SE CONSIDERAN EL ENLACE C-H COMO NO POLAR.

## MOMENTOS DIPOLARES DE LOS ENLACES

- EXISTEN ENLACES CON POLARIDAD MUY VARIADA. ASÍ, PODEMOS ENCONTRAR DESDE ENLACES COVALENTES NO POLARES Y ENLACES COVALENTES POLARES, HASTA ENLACES TOTALMENTE IÓNICOS.



## POLARIDAD DE ENLACES Y MOLECULAS

- UNA MOLECULA ES POLAR SI SU CENTRO DE CARGA NEGATIVA NO COINCIDE CON EL CENTRO DE CARGA POSITIVA. ESTE TIPO DE MOLECULAS FORMA UN DIPOLO, DOS CARGAS IGUALES DE DIFERENTE SIGNO SEPARADAS EN EL ESPACIO.
- LA POLARIDAD DE UN ENLACE INDIVIDUAL SE MIDE POR SU MOMENTO DIPOLAR CUYA UNIDAD ES EL DEBYE Y SU ABREVIATURA ES D. EL MOMENTO DIPOLAR DE ENLACE, SE DEFINE COMO:

$$\mu = 4,8 \times \delta \times d$$

- DONDE 4,8 REPRESENTA LA CARGA DE UN ELECTRÓN,  $\delta$  LA SEPARACIÓN DE LAS CARGA DE LOS ÁTOMOS (EN UNIDADES DE LA CARGA DE UN ELECTRÓN) Y d ES LA LONGITUD DE ENLACE (EN ANGSTROM, Å).

- LOS MOMENTOS DIPOLARES SE MIDEN EXPERIMENTALMENTE Y SE PUEDEN EMPLEAR PARA CALCULAR LOS PARAMETROS RESTANTES, COMO LONGITUD DE ENLACE Y SEPARACIÓN DE CARGA.
- VALORES DE MOMENTOS DIPOLAR, **D**, PARA ALGUNAS MOLECULAS:

	<b>D</b>		<b>D</b>		<b>D</b>
<b>H<sub>2</sub></b>	<b>0</b>	<b>HF</b>	<b>1,75</b>	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>0</b>
<b>O<sub>2</sub></b>	<b>0</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>1,84</b>	<b>CH<sub>3</sub>Cl</b>	<b>1,86</b>
<b>N<sub>2</sub></b>	<b>0</b>	<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>1,46</b>	<b>CO<sub>2</sub></b>	<b>0</b>
<b>Cl<sub>2</sub></b>	<b>0</b>	<b>NF<sub>3</sub></b>	<b>0,24</b>	<b>CCl<sub>4</sub></b>	<b>0</b>
<b>Br<sub>2</sub></b>	<b>0</b>	<b>BF<sub>3</sub></b>	<b>0</b>		

## ESTRUCTURA Y PROPIEDADES FISICAS

- OTRAS PROPIEDADES FISICAS DE INTERES DE TALES SUSTANCIAS SON PUNTO DE EBULLICIÓN, PUNTO DE FUSIÓN, Y SOLUBILIDAD EN UNA DADA SUSTANCIA.
- LAS PROPIEDADES FISICAS DE UN COMPUESTO NUEVO DAN INFORMACIÓN IMPORTANTE SOBRE SU ESTRUCTURA. ALTERNATIVAMENTE, LA ESTRUCTURA DE UN COMPUESTO OFRECE INFORMACIÓN SOBRE LAS PROPIEDADES FISICAS QUE DEBE ESPERARSE TENGA.
- ANTERIORMENTE DISCUTIMOS QUE EXISTE DOS TIPOS DE ENLACES DIFERENTES: IONICOS Y COVALENTES. LAS PROPIEDADES FISICAS DE UN COMPUESTO DEPENDE EN GRAN PARTE DEL TIPO DE ENLACE QUE MANTIENE UNIDOS SUS ÁTOMOS EN LA MOLECULA.

## PUNTO DE FUSIÓN

- LA FUSIÓN DE UN COMPUESTO ES EL CAMBIO DE UN ARREGLO MUY ORDENADO DE PARTICULAS EN RED CRISTALINA A UN SISTEMA MÁS DESORDENADO QUE CARACTERIZA A UN LÍQUIDO.
- LA FUSIÓN OCURRE CUANDO SE ALCANZA UNA TEMPERATURA A LA CUAL LA ENERGÍA TERMICA DE LAS PARTICULAS ES MAYOR PARA SUPERAR LAS FUERZA INTRACRISTALINAS QUE LAS MANTIENE EN ESA POSICIÓN.

- UN COMPUESTO IONICO FORMA CRISTALES EN LOS CUALES LA UNIDAD ESTRUCTURAL SON IONES.

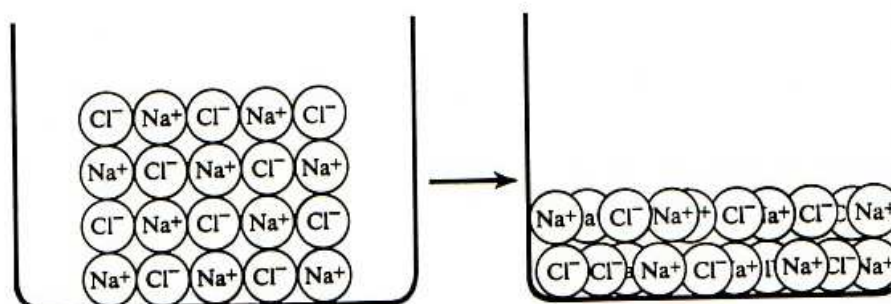


Figure 1.16. Melting of an ionic crystal. Units are ions.

- POR EJEMPLO EL NaCl SÓLIDO ESTA CONSTITUIDA POR IONES  $\text{Na}^+$  Y  $\text{Cl}^-$  ALTERNADOS DE FORMA MUY REGULAR. CADA ION POSITIVO ESTA RODEADO EQUIDISTANTEMENTE POR SEIS IONES NEGATIVOS. CADA ION NEGATIVO ESTA RODEADO EN FORMA SIMILAR POR SEIS IONES POSITIVOS.
- ESTE CRISTAL CONSTITUYE UNA RED MUY FUERTE, CON ESTRUCTURA RIGIDA, YA QUE LAS FUERZAS ELECTROSTÁTICAS QUE MANTIENNEN A CADA ION EN SU POSICIÓN SON FUERTES.
- ESTAS FUERZAS IONICAS SON SUPERADA A TEMPERATURA ALTAS, SU PUNTO DE FUSIÓN OCURRE A LOS  $801^\circ\text{C}$ .
- CRISTALES DE OTROS COMPUESTOS IONICOS SON SIMILARES AL NaCl EN TENER UN RED IONICA AUNQUE LA GEOMETRIA PUEDA SER DIFERENTE. COMO RESULTADO ESTOS COMPUESTO IONICOS TAMBIÉN PRESENTAN PUNTOS DE FUSIÓN ALTO.
- UN COMPUESTO NO-IONICO ES AQUEL CUYAS ÁTOMOS EN LA MOLECULA SE MANTIENE COMPLETAMENTE MEDIANTE ENLACES COVALENTE. FORMA CRISTALES EN LOS CUALES LA UNIDAD ESTRUCTURAL SON MOLÉCULAS.
- LAS FUERZAS QUE MANTIENE A ESTAS MOLECULAS UNIDAS A OTRAS EN EL SÓLIDO DEBEN SER SUPERADAS EN EL PUNTO DE FUSIÓN.
- EN GENERAL ESTAS FUERZAS INTERMOLECULARES SON DEBILES COMPARADAS CON LAS FUERZAS QUE MANTIENE UNIDOS LOS IONES EN EL CRISTAL DE UNA SAL.

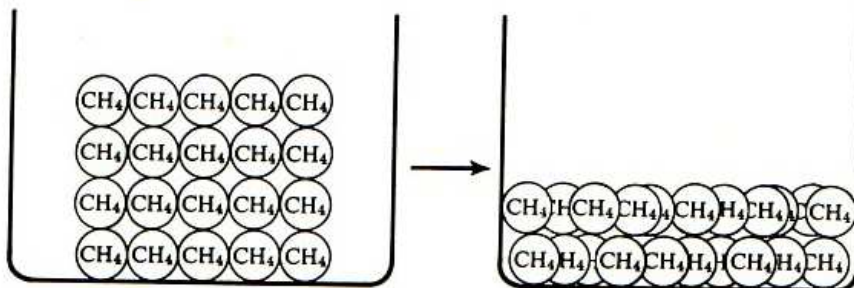
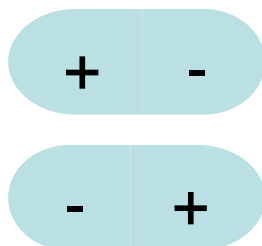


Figure 1.17. Melting of a non-ionic crystal. Units are molecules.

- PARA FUNDIR EL NaCl SE DEBE SUPLIR SUFICIENTE ENERGÍA PARA ROMPER LOS ENLACES IONICOS ENTRE Na<sup>+</sup> Y Cl<sup>-</sup>.
- PARA FUNDIR METANO SÓLIDO, CH<sub>4</sub>, ES NECESARIOS SUPLIR SUFICIENTE ENERGIA PARA ROMPER LA INTERACCIÓN MOLECULA-MOLECULA.
- EN CONTRASTE AL CASO DEL NaCl EL PUNTO DE FUSIÓN DEL METANO ES -183°C.

## FUERZA INTERMOLECULARES

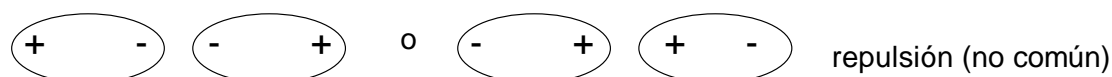
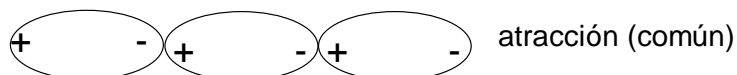
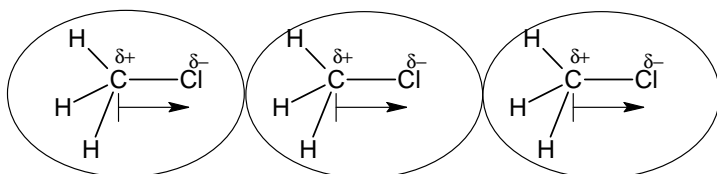
- LAS FUERZA INTERMOLECULAR SON ELECTROSTÁTICAS EN NATURALEZA.
- DOS TIPOS DE FUERZAS INTERMOLECULARES; INTERACCIÓN DIPOLO-DIPOLO Y FUERZAS DE VAN DER WAALS.
- LAS INTERACCIONES DIPOLO-DIPOLO SE ORIGINA EN MOLÉCULAS POLARES. ATRACCIÓN DE LA PARTE POSITIVA DE LA MOLECULA POR LA CORRESPONDIENTE NEGATIVA DE OTRA MOLECULA POLAR.



- COMO RESULTADO DE LA INTERACCIÓN DIPOLO-DIPOLO, LAS MOLECULAS POLARES SE MANTENDRAN MAS FUERTEMENTE UNIDAS ENTRE ELLAS QUE LAS MOLECULES NO-POLARES. ESTAS DIFERENCIAS EN MAYOR FUERZA INTERMOLECULARES SE REFLEJA EN SU PROPIEDADES FISICAS.

## FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

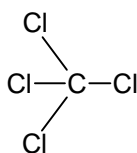
- LA MAYORÍA DE LAS MOLÉCULAS TIENEN MOMENTOS DIPOLARES PERMANENTES COMO RESULTADO DE SUS ENLACES POLARES.
- CADA MOMENTO DIPOLAR MOLECULAR TIENE UN EXTREMO POSITIVO Y UNO NEGATIVO.
- LA DISPOSICIÓN MÁS ESTABLE ES AQUELLA EN LA QUE EL EXTREMO POSITIVO DE UN DIPOLO ESTA PRÓXIMO AL EXTREMO NEGATIVO DEL OTRO.



- ESTA ATRACCIÓN PUEDE DESAPARECER CUANDO EL LIQUIDO SE EVAPORA.
- LOS CALORES DE VAPORIZACIÓN SON GRANDES Y LOS PUNTOS DE EBULLICIÓN SON ALTOS EN COMPUESTOS POLARES.

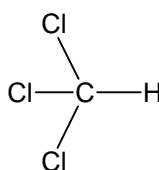
## FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON.

- EL TETRACLORURO DE CARBONO ( $\text{CCl}_4$ ) TIENE UN MOMENTO DIPOLAR NULO Y SIN EMBARGO, SU PUNTO DE EBULLICIÓN ES MÁS ALTO QUE EL DEL CLOROFORMO.



$$u=0$$

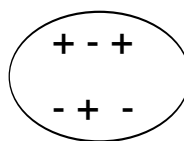
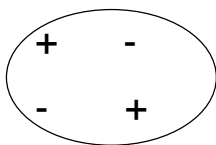
$$\text{p.e.}=77^\circ\text{C}$$



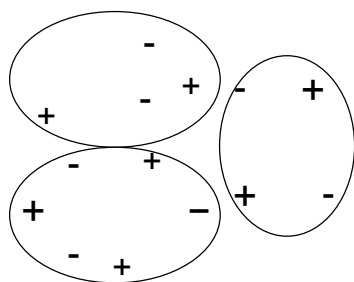
$$u=1 \text{ D}$$

$$\text{p.e.}=62^\circ\text{C}$$

- EN LAS MOLÉCULAS NO POLARES COMO EL  $\text{CCl}_4$ , LAS FUERZAS DE ATRACCIÓN PRINCIPAL ES LA FUERZA DE DISPERSIÓN DE LONDON, UNA DE LAS FUERZAS VAN DER WAALS.



DISTRIBUCIÓN AL AZAR DE  
LOS DIPOLOS TEMPORALES  
CUANDO LAS MOLECULAS  
ESTÁN SEPARADAS



DIPOLOS  
ORIGINADOS  
MOLECULAS  
CONTACTO.

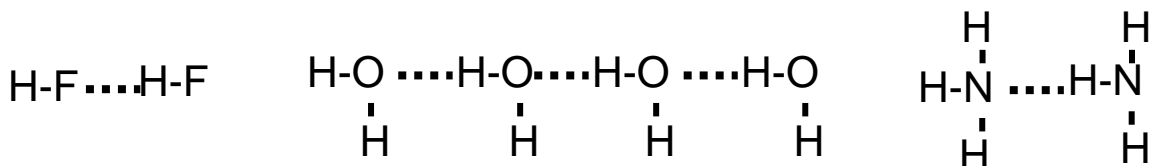
TEMPORALES  
CUANDO LAS  
ESTÁN EN

## ENLACES DE HIDRÓGENOS

- UNA CLASE ESPECIALMENTE FUERTE DE ATRACCIÓN DIPOLO-DIPOLO ES EL ENLACE DE HIDRÓGENO EN EL CUAL UN ÁTOMO DE HIDRÓGENO SIRVE DE PUENTE ENTRE DOS ÁTOMOS ELECTRONEGATIVOS, MANTENIÉNDOLO UNIDO POR ENLACE COVALENTE Y EL OTRO POR FUERZAS PURAMENTE ELECTROSTÁTICAS.
- CUANDO EL HIDRÓGENO ESTÁ ENLAZADO A UN ÁTOMO FUERTEMENTE ELECTRONEGATIVO, LA NUBE ELECTRÓNICA ES COMPLETAMENTE DISTORCIONADA HACIA EL ÁTOMO ELECTRONEGATIVO, EXPONIENDO EL NÚCLEO DEL HIDRÓGENO.
- LA CARGA POSITIVA DEL HIDROGENO ES ATRAIDA FUERTEMENTE POR LA CARGA NEGATIVA DEL ÁTOMO ELECTRONEGATIVO DE OTRA MOLECULA.
- LOS ENLACES DE HIDRÓGENOS DEBE SER MÁS FUERTES QUE LAS FUERZAS DE VAN DER WAALS QUE MANTIENEN JUNTAS LAS MOLÉCULAS EN ESTADO LIQUIDO Y GASEOSO. ESTAS INTERACCIONES SON DEL ORDEN DE 5 KCAL/MOL MUCHO MAS DEBILES QUE UN ENLACE COVALENTE, 50-100KCAL/MOL.



- ENLACES DE HIDRÓGENO SE INDICAN EN GENERAL EN LAS FORMULAS POR LINEAS PUNTEADASAS.



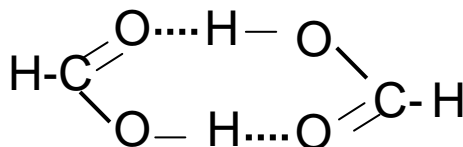
- LOS ENLACES DE HIDRÓGENOS ESTAN PRESENTE EN UN GRAN NÚMERO DE COMPUESTOS QUE TIENEN LIGADURAS O-H Y EN OTRO CONSIDERABLE NÚMERO CON UNIONES N-H.
- LAS EVIDENCIAS MÁS FAMILIAR DE PUENTES DE HIDRÓGENOS LA CONSTITUYEN LOS “ANORMAMENTE ALTOS” PUNTOS DE EBULLICIÓN DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS, ALCOHOLES Y MUCHAS AMINAS.
- POR EJEMPLO:

FORMULA EMPIRICA	FORMULA ESTRUCTURAL	PUNTO DE EBULLICIÓN, °C	P.M.
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub>	-25	46
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	78	46

OTRO EJEMPLO:

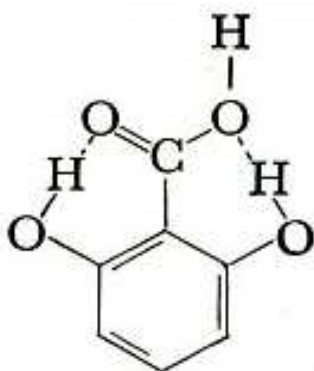
NOMBRE	FORMULA ESTRUCTURAL	PUNTO DE EBULLICIÓN, °C
ACIDO ACÉTICO	CH <sub>3</sub> -CO-OH	118
FORMIATO DE METILO	HCOOME	81

- OCASIONALMENTE, LA LIGADURA DE HIDRÓGENO PERSISTE EN EL ESTADO DE VAPOR. POR EJEMPLO: EL DIMERO DEL ÁCIDO FORMICO EXISTE EN FASE DE VAPOR COMO EN SOLUCIONES EN SOLVENTES INERTES.

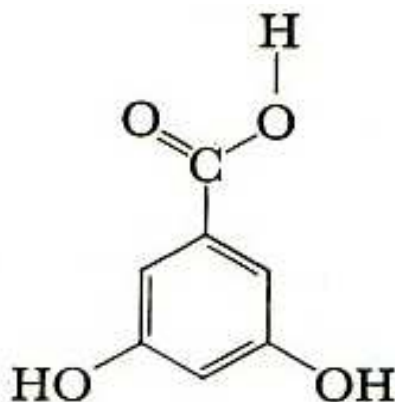


## ENLACES DE HIDRÓGENO INTRAMOLECULAR E INTERMOLECULAR

- EN UN CASO EXTREMO: LA MOLÉCULA QUE CONTIENE EL ENLACE DE HIDRÓGENO, ÁCIDO 2,6-DIHIODROXIBENCENO (I) TIENE UNA CONSTANTE DE IONIZACIÓN DE APROXIMADAMENTE 10.000 VECES SUPERIOR A LA CORRESPONDIENTE DE SU ISOMERO, EL ÁCIDO 3,5-DIHIODROXIBENCENO(II).



(I)

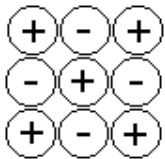


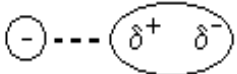
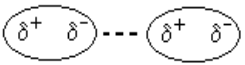
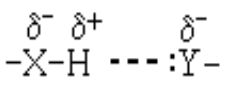
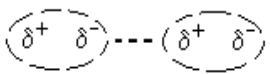


(II)

## FUERZAS DE VAN DER WAALS

- DEBE EXISTIR FUERZAS DE ATRACCIÓN ENTRE MOLECULAS NO-POLARES YA QUE TALES COMPUESTOS SOLIDIFICA. TALES FUERZAS DE ATRACCIÓN SE LLAMA VAN DER WAALS.
- LA EXISTENCIA DE TALES FUERZAS ES CONSIDERADA POR LA MECANICA CUANTICA.
- SE ORIGINA DEBIDO A MOMENTOS DIPOLARES TEMPORALES QUE SE INDUCEN EN UNA MOLÉCULA POR OTRAS MOLÉCULAS.

## Intermolecular and Intramolecular Forces

Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
<b>Intramolecular</b>				
Ionic		Opposite charges	4000 – 400	NaCl
Covalent		Nuclei – shared e <sup>-</sup> pair	1100 – 150	H - H
Metallic		Metal cations and delocalized electrons	1000 – 75	Au
<b>Intermolecular</b>				
Ion-dipole		Ion and polar molecule	600 – 40	Na <sup>+</sup> & H <sub>2</sub> O
Dipole-dipole		Partial charges of polar molecules	25 – 5	HCl & HCl
Hydrogen bond		H bonded to N, O, or F, and another N, O, or F	40 – 10	H <sub>2</sub> O & NH <sub>3</sub>
London dispersion		Induced dipoles of polarizable molecules	40 – 0.05	Xe & Xe