

Fuerzas intermoleculares

5 Fuerzas intermoleculares

Fuerzas de Van der Waals

Algunos autores denominan fuerzas de Van der Waals a las interacciones intermoleculares en las que intervienen dipolos.

Esto incluye tanto a las moléculas polares como a los dipolos instantáneos que se originan en algunas moléculas apolares. Estas últimas se llaman también fuerzas de dispersión o de London.

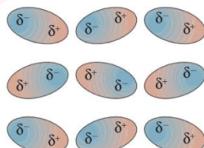


Figura 3.47. Entre los dipolos se establecen fuerzas de atracción electrostáticas que pueden mantener unidas las moléculas.

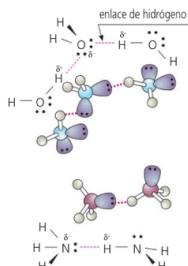


Figura 3.49. El enlace de hidrógeno se establece entre el H que está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño y un átomo muy electronegativo de otra molécula. Una molécula puede formar más de un enlace de hidrógeno.

Las **fuerzas intermoleculares** mantienen unidas las moléculas de las sustancias covalentes y permiten que estas aparezcan en estado sólido o líquido, o que se disuelvan en otras sustancias.

En general, son mucho más débiles que los enlaces entre átomos.

Existen los siguientes tipos de fuerzas intermoleculares: **dipolo-dipolo**, **enlace de hidrógeno**, **ion-dipolo**, **dipolo-dipolo inducido**, **ion-dipolo inducido** y **dipolo instantáneo-dipolo inducido**.

5.1. Dipolo-dipolo (moléculas polares, más intensas DINS - D. INDUCIDO)

Cuando las moléculas tienen un momento dipolar distinto de cero, los electrones se acumulan en una parte de las mismas (polo negativo), mientras que la otra parte queda con defecto de electrones (polo positivo) (figura 3.47).

Si la polaridad es lo suficientemente grande, las fuerzas electrostáticas entre los dipolos pueden hacer que las sustancias tengan un punto de fusión superior al que tendrían las moléculas apolares de la misma masa molecular. Así, el HCl, sustancia polar, tiene un punto de ebullición de -85 °C., mientras que el F₂, sustancia apolar de parecida masa molecular, lo tiene de -188 °C.

Las interacciones **dipolo-dipolo** se establecen entre moléculas polares.

5.2. Enlace de hidrógeno → LA MÁS FUERTE DE LAS INT.

Observa la siguiente gráfica y razona por qué las moléculas de HF, H₂O y NH₃ tienen un comportamiento anómalo con respecto a las combinaciones del hidrógeno con los otros elementos de su mismo grupo.

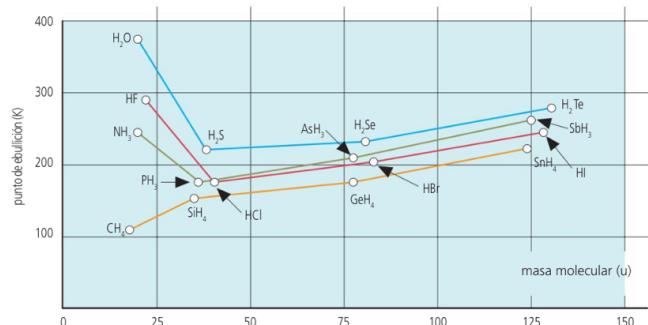


Figura 3.48.

Las combinaciones del H con elementos de los grupos 15, 16 y 17 forman moléculas polares cuyo punto de ebullición aumenta a medida que lo hace el tamaño de la molécula. En el HF, el H₂O y el NH₃, el punto de ebullición (y también el de fusión) es considerablemente superior al esperado, lo que indica que, entre sus moléculas, existe una fuerza mayor que la **dipolo-dipolo**.

Se denomina **enlace de hidrógeno** a la interacción que se da entre moléculas que tienen átomos de H unidos a otros átomos muy electronegativos y de pequeño tamaño, como los enlaces H-F, H-O y H-N. Es el enlace intermolecular más fuerte.

COVALENTE ↗

ESTOS ÁTOMOS → ATRAEN LOS e- DEL ENLACE → CREAD CARGA PARCIAL NEGATIVA ⇒ EL H QUEDA CON CARGA PARCIAL POSITIVA ⇒ ATRAE e- DE OTRA MOLECULA

- ENLACE DE HIDRÓGENO \Rightarrow + FUERTE A + X - ÁTOMO

- PROPIEDADES ANÓMALAS \Rightarrow PE POR ENCIMA DE LO ESPERADO

| | | | | |
|-------------------|-------------------|------------------|------------------|-------|
| H ₂ Te | H ₂ Se | H ₂ S | H ₂ O | |
| T ₆ b | -1,8°C | -41,5°C | -60,8°C | 100°C |

- A MÁS ENLACES DE H \Rightarrow + FUERTE LA UNIÓN

| | | |
|-----------------------------------|---------------------|------------------|
| CH ₃ COCH ₃ | CH ₃ -OH | H ₂ O |
| -24°C | 64,5°C | 100°C |
| OCN | 1EN | 2EN |

Los enlaces de hidrógeno desempeñan un papel muy importante en los procesos biológicos. La ilustración muestra parte de una cadena de ADN; el enlace de hidrógeno que se establece entre grupos de su molécula es el responsable de su estructura helicoidal.

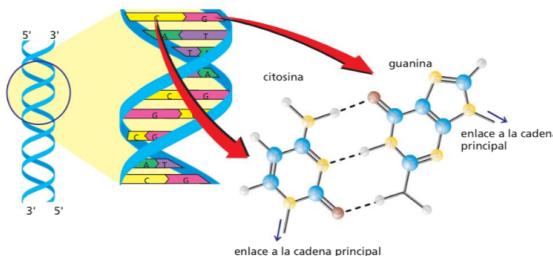


Figura 3.50.

5.3. Ion-dipolo

Cuando un compuesto iónico (como el NaCl) se pone en contacto con un disolvente polar (por ejemplo, el agua), los polos negativos del dipolo rodean el ion positivo, y los polos positivos rodean el ion negativo.

La interacción responsable de la disolución de los compuestos iónicos en disolventes polares se denomina **ion-dipolo**.

Si la interacción que ejercen todas las moléculas del dipolo sobre un ion es mayor que la que ejerce la red cristalina, ese ion pasará a la disolución rodeado de moléculas de disolvente (figuras 3.52 y 3.10).

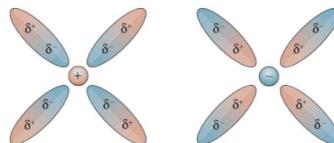


Figura 3.52. Las interacciones ion-dipolo son las responsables de la solubilidad de los compuestos iónicos.

Se denomina **energía de solvatación** la energía correspondiente al sistema formado por el ion y las moléculas de disolvente que lo rodean. Si la energía de solvatación es mayor que la energía de red, el compuesto iónico se disolverá en ese disolvente.

5.4. Dipolo-dipolo inducido

Cuando se mezcla una sustancia polar con una sustancia apolar, se puede establecer una **interacción dipolo-dipolo inducido**. Para inducir un dipolo en una sustancia apolar, es preciso que su tamaño sea lo suficientemente grande como para que los electrones se puedan agrupar en una parte de la molécula. El dipolo se induce por influencia de la distribución de las cargas en el dipolo permanente (figura 3.53). Esta interacción es la responsable, por ejemplo, de que el Cl₂ se disuelva en HCl.

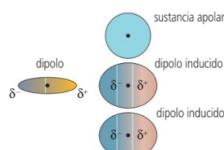


Figura 3.53. Un dipolo puede inducir un dipolo en una molécula apolar si su tamaño es el adecuado.

Desnaturalización de las proteínas

Al igual que sucede con los ácidos nucleicos, la estructura de las moléculas de las proteínas dependen de los enlaces de hidrógeno que se establecen entre átomos de dos puntos de una cadena de aminoácidos o entre puntos de una cadena y de otra cadena. Un aumento de temperatura puede hacer que estos enlaces se rompan; la proteína pierde su estructura y con ello, su función. El fenómeno se conoce como **desnaturalización de las proteínas** y es el responsable, por ejemplo, del cambio de aspecto de la clara del huevo cuando se cuece o se frie.



Figura 3.51.

5.5. Ion-dipolo inducido

Es una interacción similar a la anterior, con la diferencia de que el dipolo se induce por la presencia de un ion. En general, la capacidad polarizante de un ion es mayor que la de un dipolo (figura 3.54). Un ejemplo de esta interacción es la que se establece entre el I^- y el I_2 .

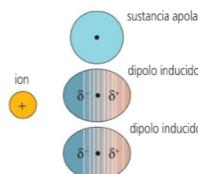


Figura 3.54. Un ion puede inducir un dipolo en una molécula apolar si su tamaño es el adecuado.

5.6. Dipolo instantáneo-dipolo inducido

Si se observa la tabla 3.16, se comprueba que, a pesar de que las moléculas de los halógenos son apolares, entre ellas aparecen unas fuerzas de interacción que aumentan a medida que lo hace su tamaño. El tamaño de la molécula de I_2 permite que, en el movimiento al azar de los electrones, en un instante coincidan las cargas en una parte de la misma y originen un dipolo instantáneo; como la molécula es polarizable, ese dipolo instantáneo induce la formación de otros dípolos en las moléculas vecinas, lo que posibilita que se establezcan fuerzas dipolo instantáneo-dipolo inducido.

Estas interacciones se llaman **fuerzas de dispersión** o **fuerzas de London**, y se dan entre las moléculas apolares.



Figura 3.55. Las fuerzas de London se deben a la formación de dípolos instantáneos que inducen dípolos en las moléculas vecinas, y dependen del tamaño de la molécula.

Aumentan con la masa molecular, aunque también dependen de su forma. Son mayores en las moléculas alargadas; por ejemplo, el *n*-pentano tiene un punto de ebullición de 36 °C, mucho mayor que el dimetilpropano, que hiere a 9,5 °C, a pesar de tener la misma masa molecular. Esto se debe a que la forma alargada de las moléculas del primero permite un mayor número de contactos locales con las moléculas vecinas (figura 3.56).

| Sustancia | P. fusión | P. ebullición |
|---------------|-----------|---------------|
| F_2 | -220 °C | -188 °C |
| Cl_2 | -101 °C | -34 °C |
| Br_2 | -7 °C | 59 °C |
| I_2 | 114 °C | 184 °C |

Tabla 3.16. Los puntos de fusión y ebullición de los halógenos aumentan con la masa de las moléculas.

• **FUERZAS DE LONDON** / SON LAS FUERZAS DÉBILES.

NUBES ELECTRÓNICAS



NO ESTÁTICOS



Mov. CONTINUO



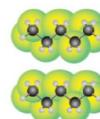
DIST. BUCIÓN NO HOMOGENEA



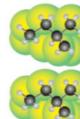
DÍPOLOS INSTANTÁNEOS
(NULOS EN TÉRMINO MEDIO)

VA CREAR

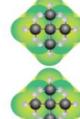
DÍPOLOS INDUCIDOS



pentano
punto de ebullición: 36 °C



2-metilbutano
punto de ebullición: 28 °C



2,2-dimetylpropano
punto de ebullición: 9,5 °C

Figura 3.56. Las fuerzas de dispersión son mayores en las moléculas alargadas que en moléculas esféricas del mismo tamaño.

F. INTERMOLEC y SOLUBILIDAD

↳ INTERACCIONES ENTRE MOLECULAS DISOLVENTE Y SOLUTO \Rightarrow IGUAL O SUPERIOR A LAS DE SOLUTO ENTRE SI.

- COMPUUESTOS POLARES \Rightarrow DISOLVENTES POLARES \Rightarrow ROMPEMOS DIPOLO - DIPOLO
FORMAMOS NUEVAS DIPOLO - DIPOLO (SOLUTO Y DISOLVENTE)
- COMPUUESTOS APOLARES \Rightarrow DISOLVENTES APOLARES \Rightarrow DIPOLO INST.- DIPOLO INDUCIDO SE REEMPLAZAN POR OTRAS SIMILARES CON EL DISOLVENTE
Ej. NO SE DISUELVEN D. POLARES
(\hookrightarrow ROMPER DIPOLO - DIPOLO \Rightarrow SON MÁS FUERTES DE LO FORMADO DEL DISOLVENTE)

F.I y PUNTOS FUSIÓN / EBULLICIÓN

EN GENERAL

COMP
APOLARES < COMP
POLARES < COMP
ENLACE H
—————> AUGMENTA

- EN COMPUUESTOS APOLARES $\text{PF/PE} \uparrow$ MASA MOLEC.
- EN .., POLARES $\text{PF/PE} \uparrow$ MASA MOLEC. \Rightarrow APARECEN DIPOLOS INDUCIDOS
- .., .., CON E. H $\text{PF/PE} \uparrow$
 χ^- ÁTOMO
 Nº ENLACES