

## FUERZAS INTERMOLECULARES

Son las interacciones en o entre las moléculas de un compuesto o de una mezcla. Definen, en gran parte, el comportamiento físico y químico de las sustancias.

Son de dos tipos: Internas o intramoleculares y las externas o intermoleculares.

INTRAMOLECULARES: Se deben a la interacción entre los núcleos de los átomos y las nubes electrónicas que los rodean. Hay fuerzas de atracción entre los núcleos de los átomos y los electrones tanto de la nube propia como de las nubes de los átomos con los cuales se enlaza. Hay fuerzas de repulsión entre núcleos vecinos o entre electrones. Las fuerzas atractivas deben ser mayores que las repulsivas para que la molécula sea estable.

INTERMOLECULARES: Fundamentalmente se deben a la polaridad de las moléculas y a ellas se debe, en parte, el estado de agregación del compuesto, la solubilidad, la temperatura de fusión, la temperatura de ebullición y la viscosidad.

Las fuerzas se establecen entre parejas de sustancias como interacciones de tipo ion-ion, ion-dipolo, dipolo-dipolo, siendo estas las principales interacciones, aunque existen otras que son las fuerzas de Van der Waals y los puentes de hidrógeno.

Las sustancias con mayor polaridad son las iónicas y por ello en el enlace iónico se dan las fuerzas más intensas debiéndose a la atracción entre especies con carga contraria o iones. En el cloruro de sodio sólido, NaCl (s), se da la interacción ion-ion entre los iones sodio ( $\text{Na}^+$ ) y cloruro ( $\text{Cl}^-$ ).

En cuanto a intensidad de la fuerza sigue la interacción ion-dipolo, la cual se da en soluciones acuosas de cloruro de sodio. En este caso la atracción entre el agua y los iones es tan fuerte que rompe el enlace iónico y separa los iones en un proceso conocido como disociación o ionización. Hay atracción entre el ion sodio y el oxígeno del agua y entre el ion cloruro y los hidrógenos del agua.

Las interacciones dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares; el polo positivo de una atrae el polo negativo de la otra. Mientras mayor sea la polaridad de un compuesto, mayores son las fuerzas de interacción que se generan entre sus moléculas. Esta interacción se presenta en el sistema cloroformo ( $\text{CHCl}_3$ ) – yodometano ( $\text{CH}_3\text{I}$ ). Se presentan interacciones entre los cloros del cloroformo y los hidrógenos del yodo. Las interacciones dipolo-dipolo también se presentan entre moléculas del mismo compuesto, por ejemplo en el yodometano donde la interacción se da entre el yodo de una molécula y los hidrógenos de otra.

Sin embargo, también existen interacciones débiles entre las moléculas de los compuestos no polares. Estas pequeñas fuerzas se deben a la aparición momentánea de dipolos inducidos por el movimiento de los electrones en la nube electrónica molecular de tal manera que en un momento determinado los electrones se localizan en un extremo de la nube generando un dipolo inducido en forma similar. Estas fuerzas son débiles pero alcanzan para licuar la sustancia si sus moléculas están suficientemente cerca unas de otras. Estas fuerzas se conocen como interacciones con dipolos inducidos.

FUERZAS DE VAN DER WAALS: Son las interacciones, mencionadas anteriormente, que se dan entre núcleos y electrones. También se incluyen las debidas a dipolos inducidos. Este concepto fue introducido por el físico Johannes van der Waals para explicar la interacción entre moléculas no polares y de éstas con las polares, interacciones que son responsables de fenómenos como la adhesión, el rozamiento, la tensión superficial y la viscosidad. Las fuerzas de London se dan entre gases no polares y son responsables de la propiedad que tienen de licuarse, aunque a temperaturas bajas y presiones altas.

PUNTES DE HIDRÓGENO: Son una fuerza atractiva intensa que se da entre una molécula polar que tiene por lo menos un átomo de hidrógeno enlazado a un átomo altamente electronegativo (F, O, N) y próximo a otra molécula polar que tiene también otro átomo electronegativo.

El puente de hidrógeno explica el alto punto de ebullición del agua (100 °C) en comparación con el H<sub>2</sub>S (-60.7 °C), el H<sub>2</sub>Se (-41.5 °C) y el H<sub>2</sub>Te (-2.2 °C).

### FUERZAS INTERMOLECULARES Y SU RELACIÓN CON LA TEMPERATURA DE EBULLICIÓN Y CON LA MISCIBILIDAD

PUNTO DE EBULLICIÓN: Es la temperatura a la cual el líquido pasa al estado gaseoso. En el estado líquido las moléculas están muy cercanas y, entonces, las fuerzas de atracción son importantes. Para pasar al estado gaseoso es necesario que las moléculas se separen y por lo tanto hay que vencer esas fuerzas de atracción suministrando energía calórica. Mientras mayores sean esas fuerzas, más energía se necesita y, por tanto, mayor es la temperatura de ebullición.

MISCIBILIDAD: La miscibilidad o facilidad con que un par de sustancias forman una solución se cuantifica mediante la solubilidad, que expresa la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en una cantidad dada de un solvente a una temperatura dada, dando por resultado un sistema en equilibrio.

La miscibilidad depende del peso molecular, de las fuerzas intermoleculares, del tamaño y forma de las partículas del soluto y del solvente. La solubilidad se entiende como la capacidad de las moléculas del soluto para introducirse en los espacios que quedan entre las moléculas del solvente, lo cual depende de la similitud entre las moléculas. La regla general “lo semejante disuelve a lo semejante” se entiende así:

- Un solvente polar disuelve más fácilmente solutos polares y uno no polar a los no polares.
- Un solvente disuelve más fácilmente a los solutos que tengan su misma geometría molecular y que posean moléculas que se asocien más fácilmente con las suyas.
- Un solvente disuelve más fácilmente a los solutos que pueden formar puentes de hidrógeno intermoleculares con sus moléculas.