

(Material de apoyo mínimo según los contenidos impartidos en clase. El alumno que lo desee puede ampliar con bibliografía extra)

Si queremos responder preguntas del tipo:

¿Porque los HC que forman el crudo (petróleo sin tratar) tienen diferentes puntos de ebullición?

¿Porque forman una mezcla homogénea?

¿Porque el agua salada y los HC líquidos forman fases diferentes?

¿Porque algunos gases se disuelven en agua y otros no?

Estas son **propiedades físicas y químicas** (características macroscópicas) de las sustancias y para responderlas hay que estudiar los átomos que se unen, la polaridad del enlace, la polaridad molecular, el tipo de fuerzas intermoleculares y la geometría molecular.

Analicemos primero que ocurre durante los cambios de estado para entender las diferencias en los puntos de ebullición de las distintas sustancias. Para que se produzca el pasaje del estado sólido al estado líquido, es necesario entregar energía (generalmente en forma de calor) a la sustancia para “vencer” las fuerzas de atracción que mantienen a sus partículas. Algo similar sucede durante la vaporización: debemos entregar energía suficiente para que las partículas de un líquido logren separarse (pasando al estado gaseoso) disminuyendo, entonces, la intensidad de las fuerzas de atracción entre ellas.

Cuanto más intensas sean las interacciones que hay entre las partículas, mayor cantidad de energía será necesaria para separarlas y por lo tanto mayor será la temperatura a la cual ocurre el cambio de estado (punto de ebullición, T_{eb} , o punto de fusión T_{fu})

Por lo tanto, el estado de agregación de una sustancia a una temperatura dada **depende de la intensidad de las fuerzas** que hay entre las partículas que la forman. Veamos entonces, que tipo de fuerzas pueden existir entre moléculas de una sustancia.

INTERACCIONES INTERMOLECULARES

Las interacciones que se producen entre las moléculas de una sustancia se denominan **fuerzas intermoleculares** conocidas como Fuerzas de Van der Waals.

Éstas son las interacciones que se establecen entre las moléculas que forman las sustancias. Si bien todas son de naturaleza eléctrica se suelen clasificar en tres categorías diferentes.

Interacción de London, dipolo-dipolo y puente de hidrógeno.

Interacción de London: se generan dipolos transitorios por el movimiento de la nube electrónica. La molécula polarizada transitoriamente polariza a su vez a las moléculas cercanas, y se genera así una fuerza eléctrica de atracción entre ellas. (A mayor número de electrones mayor tamaño de la nube electrónica, y aumenta la posibilidad de distorsionarla transitoriamente. Esta característica propia de cada molécula se denomina polarizabilidad)

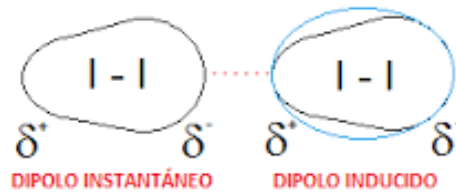


Figura 1: Interacción de London

Interacción dipolo-dipolo: se da en el caso de moléculas polares entre los dipolos permanentes. Las zonas de densidad de carga de los signos opuestos de moléculas distintas se atraen; la intensidad de las fuerzas se incrementa a medida que aumenta la polaridad de las moléculas que interactúan.

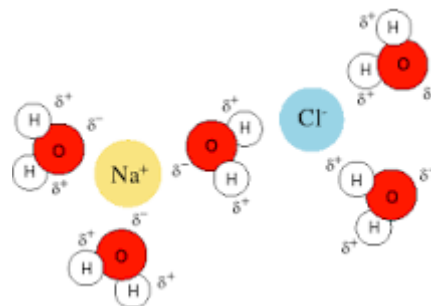


Figura 2: Interacción dipolo-dipolo

Interacción puente de hidrógeno: se da entre moléculas polares en las que existe un átomo de hidrógeno unido por un enlace covalente un átomo de un elemento muy electronegativo como el F, el O el N o el Cl. Esta diferencia tan marcada de electronegatividad hace que el par de electrones compartidos en el enlace covalente sea intensamente atraído hacia el núcleo del átomo más electronegativo, generando sobre él una elevada densidad de carga negativa y dejando sobre el átomo de hidrógeno una zona de densidad de carga positiva. Esto genera que el átomo de hidrógeno se encuentre desprovisto de su único e- y provoca que haya una intensa atracción entre este átomo de H y el átomo de F, Cl, O, N de otra molécula. Es como si el átomo de H hiciera de “puente” entre las dos moléculas.

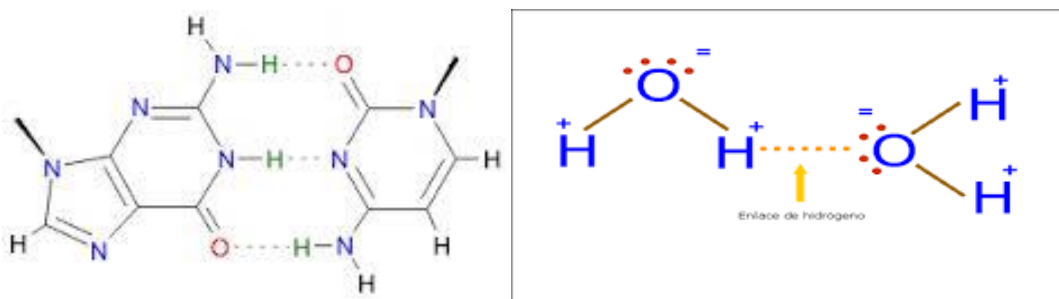


Figura 3: Interacción del tipo puente de hidrógeno

* Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los enlaces covalentes o a los iones en los enlaces iónicos.

* La intensidad de las fuerzas intermoleculares depende de la masa MOLECULAR M_R , de la forma y polaridad de las moléculas y de la posibilidad de que estas formen puentes de hidrógeno.

* Las fuerzas intermoleculares no actúan de manera independiente, sino en forma combinada, predominando unas sobre otras según la naturaleza de la sustancia.

Explicación y predicción en la temperatura de ebullición. ¿Dónde hay que aplicar mayor energía para romper enlaces intermoleculares?

Ejemplo: molécula de CH_4 y H_2O

La primera presenta enlaces covalente no polares por lo tanto, actúan fuerzas de London (fuerzas relativamente débiles) por eso, se necesita poca energía para producir cambios de estado y se encuentra como gas a temperatura ambiente.

En la segunda actúan fuerzas de London, fuerzas dipolo-dipolo y puente de hidrógeno. La intensidad de estas fuerzas en conjunto hace que se necesite mucha energía para separar sus moléculas y por lo tanto que tenga una T_{eb} elevada y se halle en estado líquido a temperatura ambiente.

Por su parte la **solubilidad** de un soluto en un solvente también depende de la intensidad de las interacciones entre partículas iguales (st-st/sv-sv) y diferentes (st-sv).

Así se podrá suponer que un soluto polar o iónico será más soluble en un solvente polar, mientras que un soluto no polar, lo será en un solvente no polar.

(Una regla común de escuchar en química es: “lo similar disuelve lo similar”)

Respecto a la **geometría molecular** (propiedad importante que también influye en las características físico-químicas de las sustancias) es importante mencionar que las moléculas que tienen geometría tetraédrica o plana triangular y en las que los átomos unidos al átomo central son iguales son No polares. Por ejemplo el CH_4 , CF_4 , - SO_3

Por eso todos los compuestos del Carbono que estudiaremos en Química Orgánica que tengan forma molecular tetraédrica y átomos de carbono e hidrógeno son NO polares.

Cómo influye el tipo de cadena

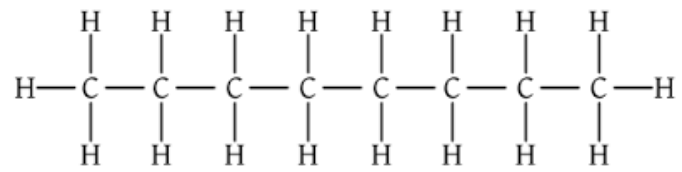
2,2,4 trimetil pentano. Temperatura ebullición $99,3^\circ\text{C}$

Octano. Punto de ebullición: $125,5^\circ\text{C}$

¿Si ambos poseen fórmula molecular C_8H_{18} , a que se debe la diferencia en el punto de ebullición?

El Octano es una Cadena NO ramificada, implica mayor superficie de contacto entre moléculas adyacentes y estas se puedan acercar más; en consecuencia la interacción entre dipolos transitorios es más intensa.

OCTANO:



2,2,4 TRIMETIL PENTANO:

