

CLASE AUXILIAR N°3: PROPIEDADES FÍSICAS

1. INTRODUCCIÓN

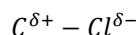
Para entender las propiedades que presenta una determinada sustancia, es necesario tener presente la existencia de enlaces, tanto a nivel interatómico como intermolecular.

1.1 FUERZAS INTERATÓMICAS

Los átomos que forman las moléculas se unen entre sí de diversas formas, cuyas características dependen del tipo de átomos presentes en la unión.

En un **enlace iónico**, la unión interatómica se produce por una transferencia de electrones entre dos átomos que presentan una considerable diferencia de electronegatividad¹. Un ejemplo típico es el del cloruro de sodio (NaCl), donde la alta electronegatividad del cloro se traduce en una transferencia de electrones desde el sodio, formándose los iones Na⁺ y Cl⁻.

En un **enlace covalente**, la unión interatómica consiste en una compartición de electrones entre dos átomos con valores de electronegatividad elevadas y próximas. Por ejemplo, enlaces entre átomos de carbono (C-C), átomos de cloro (Cl-Cl). Cuando el enlace covalente se lleva a cabo entre átomos con distintas electronegatividades (C y Cl, por ejemplo), el átomo de mayor electronegatividad tiende a atraer los electrones del enlace hacia sí, lo que implica que la molécula presentará un cierto grado de polaridad:



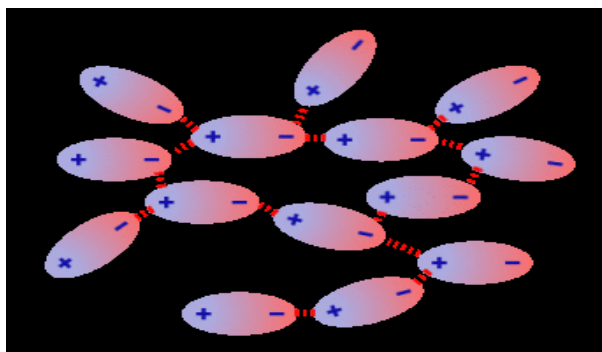
donde los símbolos δ^+ y δ^- denotan que el átomo exhibe el carácter positivo y negativo, respectivamente, de cada átomo.

1.2 FUERZAS INTERMOLECULARES

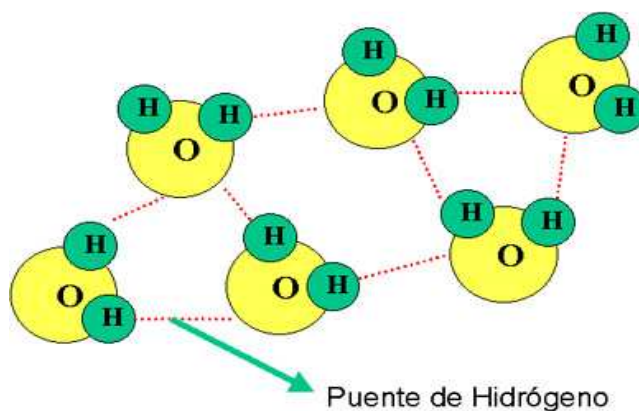
Las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas interatómicas, pero son las responsables de muchas de las propiedades físicas y químicas de los compuestos. Las más relevantes son: *enlace dipolo/dipolo*, *puentes de Hidrógeno* y *fuerzas de Van der Waals*.

Los *enlaces dipolo/dipolo* se da debido a la polaridad existente en muchos enlaces covalentes. Los dipolos se van atrayendo unos con otros, como se muestra a continuación:

¹ La **electronegatividad** consiste en la tendencia que posee un átomo de atraer electrones hacia sí. En la tabla periódica, la electronegatividad es mayor en aquellos elementos que estén más arriba y más a la derecha. Así, elementos del grupo de los halógenos (F, Cl, Br,...) son más electronegativos que el resto de los elementos.



Los *puentes de Hidrógeno* constituyen un caso particularmente fuerte de enlaces dipolo/dipolo, y ocurren cuando un átomo de hidrógeno se encuentra covalentemente unido a átomos muy electronegativos y pequeños, tales como Nitrógeno, Oxígeno y Flúor. Este átomo de hidrógeno presenta una gran afinidad por otros átomos electronegativos, llevando a un acercamiento muy íntimo entre las moléculas.



Las *fuerzas de Van der Waals* se dan en moléculas apolares, y se producen debido al movimiento de electrones en el interior de la molécula, lo que genera dipolos instantáneos.

De estas tres fuerzas, las de Van der Waals son las más débiles, mientras que los puentes de hidrógeno son las más fuertes.

1.3 RESUMEN DE PROPIEDADES

En la Figura 1 se presenta un resumen de propiedades físicas. Para cada una de ellas, se describen las principales condiciones en que se genera el correspondiente aumento. "FI" hace referencia a las fuerzas intermoleculares, "PM" al peso molecular, "ramificaciones" a las cadenas laterales presentes en el compuesto, y "naturaleza" al carácter polar o apolar de la molécula.

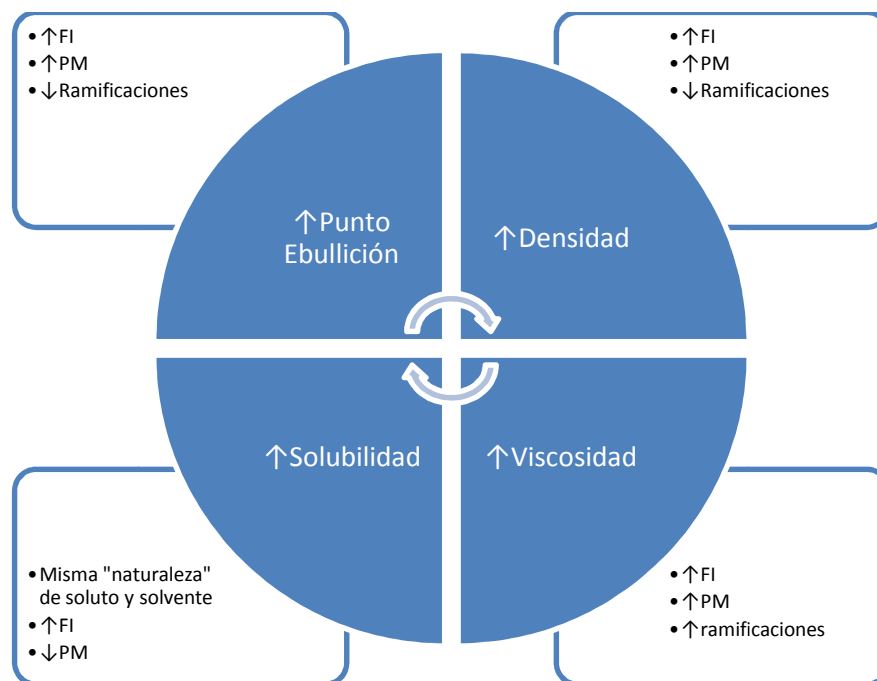


Figura 1: Resumen de propiedades físicas en materiales orgánicos. Para cada propiedad, se presentan las principales condiciones en que se genera el correspondiente aumento.

2. PUNTO DE EBULLICIÓN

El punto de ebullición se define como la temperatura en que la energía térmica de las moléculas, que las mantiene separadas unas de otras, es igual a las fuerzas intermoleculares que las mantiene unidas en el estado líquido.

Los principales factores que influyen en el punto de ebullición de un compuesto orgánico son: interacciones moleculares, peso molecular y las ramificaciones presentes en el compuesto. Cuanto mayor es la temperatura en que ocurre este fenómeno, mayores son las **fuerzas intermoleculares** (por ejemplo, una molécula apolar tendrá un punto de ebullición más bajo que una polar). El **peso molecular** influye también, ya que en los hidrocarburos las uniones intermoleculares se producen entre los átomos de carbono de la molécula, de manera que, entre más cantidad de átomos de carbono, mayores interacciones habrá y, por tanto, mayores fuerzas de unión. En cuanto a la presencia de **ramificaciones**, éstas inciden negativamente, ya que tienden a separar unas moléculas de otras, disminuyendo las correspondientes interacciones.

En la Tabla 1 se presentan algunos ejemplos donde se presentan estos efectos, mientras que en la Tabla 2 se presenta el efecto de la presencia de halógenos (F, Cl, Br e I) y grupo hidroxilo en moléculas de alquilo. Es de interés observar que el efecto de polaridad debida a estos grupos no siempre es tan importante como el tamaño de la molécula.

Compuesto	Metano	Metanol	Butano	Propanol	Pentanol
Punto Ebullición [°C]	-164	65,2	-0,5	97,4	137,3

Tabla 1: Punto de ebullición de distintos compuestos orgánicos

Punto de Ebullición	X=F	X=Cl	X=Br	X=I	X=OH
Metilo-X	-78	-24	3	42	65
Etilo-X	-32	12	38	72	78
Propilo-X	-3	47	71	103	97
Isopropilo-X	-	36,5	60	89,5	-
Pentilo-X	65	108	129	157	138
Hexilo-X	92	134	155	180	157

Tabla 2: Punto de ebullición (en °C) de distintos halógenos de alquilo y alcoholes (última columna)

3. DENSIDAD

La densidad corresponde al peso por unidad de volumen de la molécula. Los factores presentados para el punto de ebullición son válidos también para la densidad. En la Tabla 3 y la Tabla 4 se presentan algunos ejemplos respecto a la densidad.

Compuesto	Densidad [g/cm³]
Butano	0,6012
Pentano	0,6262
Octano	0,7025
Decano	0,7300

Tabla 3: Densidad de distintos hidrocarburos

Densidad [g/cm³]	X=Cl	X=Br	X=I
Propilo	0,890	1,335	1,747
Isopropilo	0,859	1,310	1,705

Tabla 4: Densidad de halógenos de propilo e isopropilo

4. SOLUBILIDAD

La solubilidad es la máxima capacidad que tiene un compuesto para diluirse en otra sustancia. Esta capacidad viene dada por la naturaleza de las sustancias involucradas: cuando un líquido o un sólido (denominado “soluto”) entra en contacto con el “solvente” (generalmente un líquido, que está en mayor cantidad), las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas las moléculas del soluto son rotas por el solvente. Así, cuando se disuelve el NaCl en H₂O, las fuerzas

muy grandes entre los iones de cristal se sustituyen por fuerzas ión dipolo entre $\text{H}_2\text{O}/\text{Cl}^-$ y $\text{H}_2\text{O}/\text{Na}^+$. Los iones disueltos están hidratados. Una sustancia polar como el agua será capaz de formar hidratos ión- dipolo, mientras que una sustancia apolar, como el benceno, no es capaz de hacerlo.

En la Tabla 5 se observa el efecto de la **naturaleza** de las sustancias en el proceso de disolución, mientras que en la Tabla 6 se observa el efecto del **peso molecular**.

Molécula	Estructura	Solubilidad en agua [g/100mL]
Propanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	∞
Propanal	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$	20
Buteno	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$	0

Tabla 5: Efecto de la naturaleza del soluto sobre su solubilidad en agua

Alcohol	Solubilidad en agua [g/100g]
Metanol	∞
Etanol	∞
Propanol	∞
Butanol	9
Pentanol	2,7

Tabla 6: Efecto del peso molecular del soluto sobre su solubilidad en agua

5. VISCOSIDAD

La viscosidad corresponde a la resistencia que opone una sustancia a fluir, siendo consecuencia del enredo o entramado mecánico entre moléculas. En cuanto a factores, las mismas razones explicadas para el punto de ebullición y la densidad son válidas para la viscosidad, con excepción de las **ramificaciones**, ya que la presencia de éstas tiene el efecto de aumentar el enredo molecular.

Compuesto	Viscosidad [Ns/cm^2]
Acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$)	$3,15 \times 10^{-4}$
Benceno (C_6H_6)	$1,2 \times 10^{-4}$
Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	$3,15 \times 10^{-3}$
Glicerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$)	1,49
Agua (H_2O)	$1,01 \times 10^{-3}$

Tabla 7: Viscosidad de distintas sustancias