



NOMBRE DE ALUMNO: **KARLA DANIELA PINTO LARA**

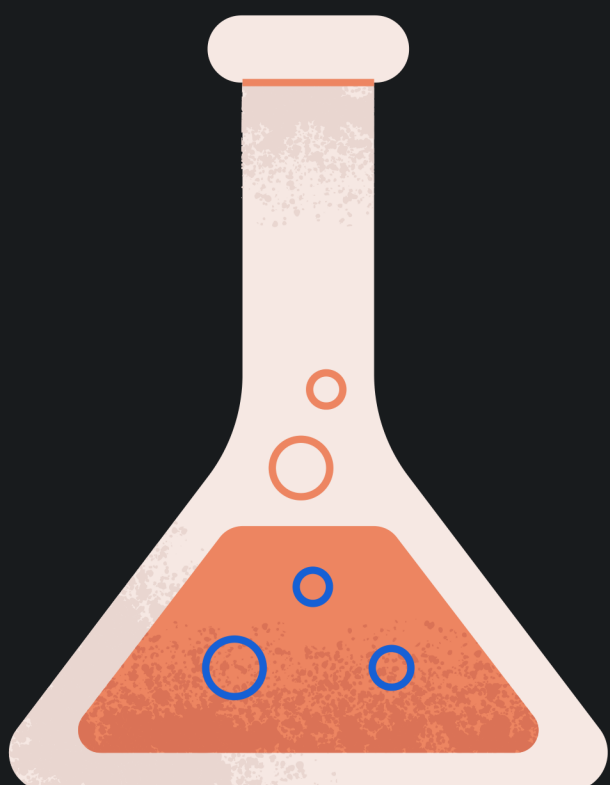
NOMBRE DEL PROFESOR: **LUZ ELENA CERVANTES MONROY**

NOMBRE DEL TRABAJO: **SUPER NOTA UNIDAD I.**

MATERIA: **QUÍMICA ORGÁNICA**

GRADO: **1º**

GRUPO: **A**

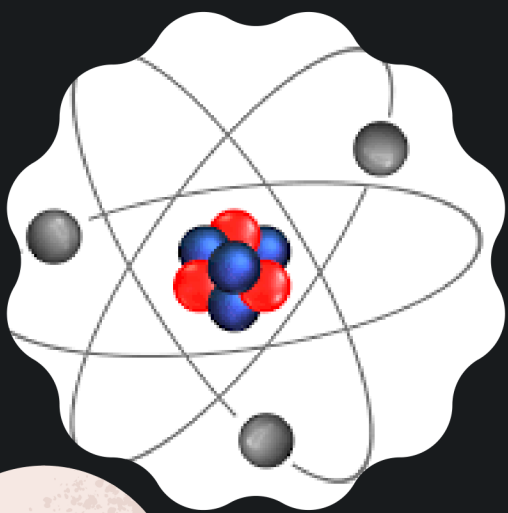


CONCEPTOS BÁSICOS DE LA ESTRUCTURA ANATÓMICA Y MOLECULAR.

Teoría Anatómica.

En 1808, John Dalton estableció las hipótesis sobre las que fundó su teoría atómica:

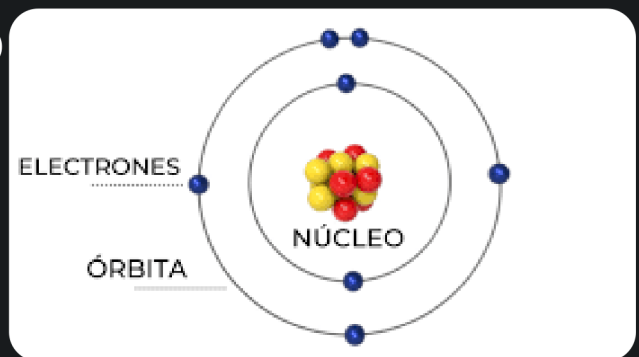
1. Los elementos están formados por partículas pequeñas llamadas átomos.
2. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento.
3. Una reacción química consiste en la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, los cuales no se crean ni se destruyen.



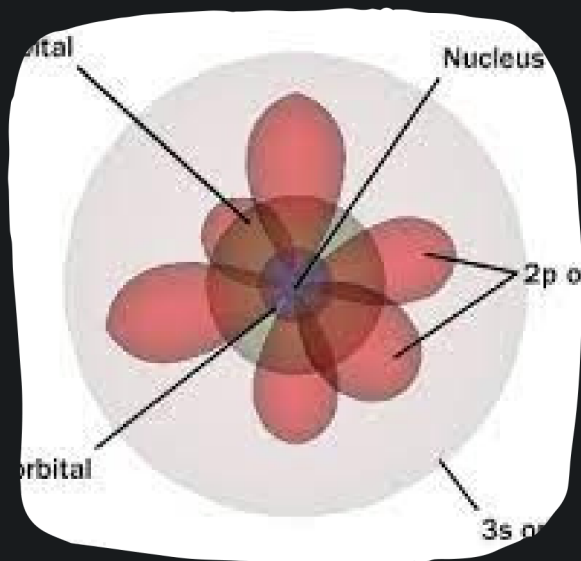
El átomo

Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química.

A principios del siglo XX, **Bohr** propuso un modelo planetario para explicar la estructura atómica.

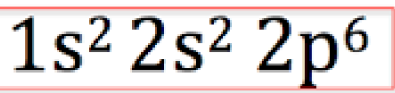
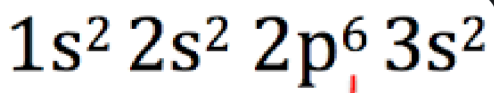
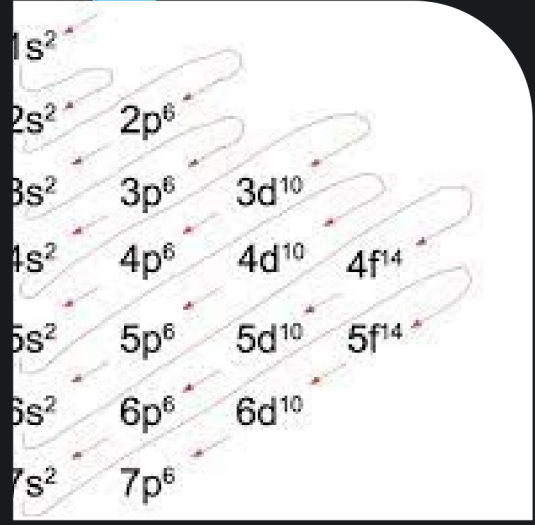


A finales de los 1920, Schrödinger y Heisenberg propusieron un modelo mecánico cuántico.



Configuración electrónica

La disposición de los electrones en los diversos orbitales atómicos.

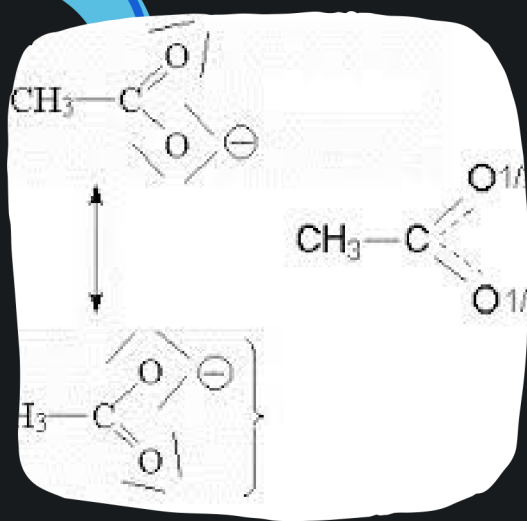


Para simplificar una configuración electrónica se puede utilizar las notaciones **kernell** de los gases nobles y partir del gas noble cuyo número de electrones sea inmediato inferior al del átomo que va a representar.

Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis.

Estructuras de Lewis y resonancia.

Es una estructura representativa de los electrones de valencia y los enlaces covalentes en una molécula o ion que sirve para tener una idea de su estructura molecular



Geometría molecular

La geometría molecular o estructura molecular es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central.

Tetraédrica

Bipirámide trigonal

Oscilante y forma de T

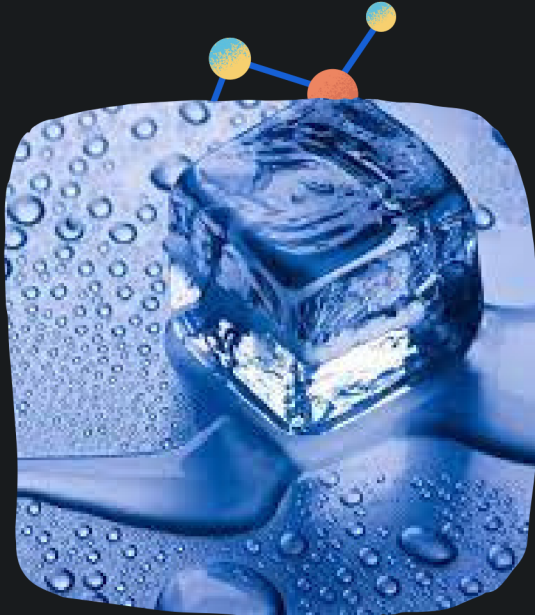
Octaédrica

Par de Lewis	Pares enlazados	Pares no enlazados	Estructura	Geometría
$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	2	0	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	Lineal
$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{B} \\ \\ \text{F} \end{array}$	3	0	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{B} \\ \\ \text{F} \end{array}$	Triangular
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Tetraédrica
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	3	1	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Pirámide trigonal
$\text{H}-\text{S}-\text{H}$	2	2	$\text{H}-\text{S}-\text{H}$	Angular

El **punto de ebullición** de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas.



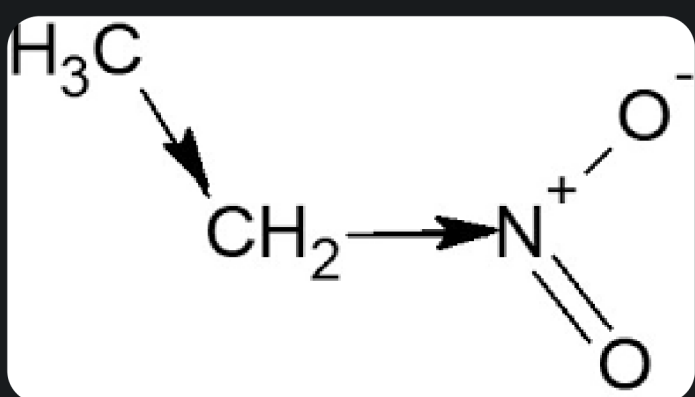
Punto de fusión: Es la temperatura a la que un sólido se convierte en líquido.



Solubilidad: las fuerzas intermoleculares determinan la solubilidad de los compuestos orgánicos

Acidez en las moléculas orgánicas:

Un ácido es una sustancia que se ioniza en disolución dando iones H^+ y una base es una sustancia que se ioniza en disolución generando aniones hidroxilos (OH^-).

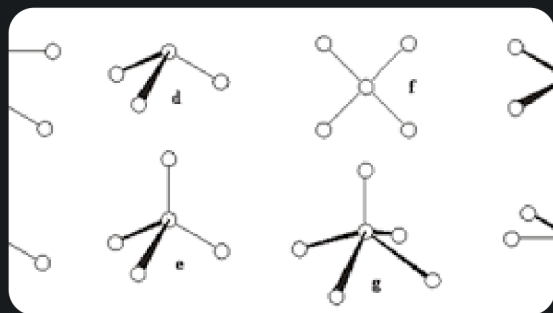


Efecto inductivo y fuerza ácida.

Un sustituyente que estabilice al anión carboxilato aumenta la disociación y produce un ácido más fuerte.

Modelo de repulsión del par electrónico de la capa de valencia.

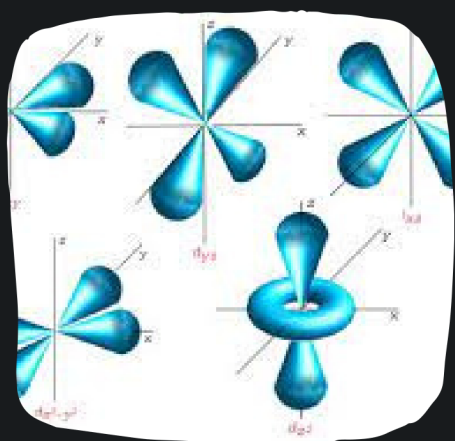
Este modelo fue propuesto por R. J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957. Es extraordinariamente útil para predecir la estructura de cualquier molécula de fórmula general: $AX_n S_m$ A = átomo central. X = átomos ligantes S = par de electrones no enlazante o solitario.



Modelo del Orbital Molecular (OM)

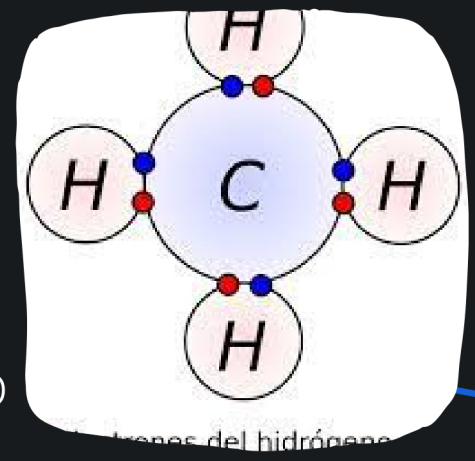
Este modelo considera que los electrones de una molécula ocupan orbitales moleculares, al igual que en un átomo los electrones ocupan orbitales atómicos.

- O.M. Enlazante
- O.M. Antienlazante



Tipos de enlaces existentes en compuestos orgánicos:
Caracterización de cada uno de ellos de acuerdo a: Longitud de enlace, Angulo de enlace, energía de enlace.

El **enlace covalente** es la unión que explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto orgánico.



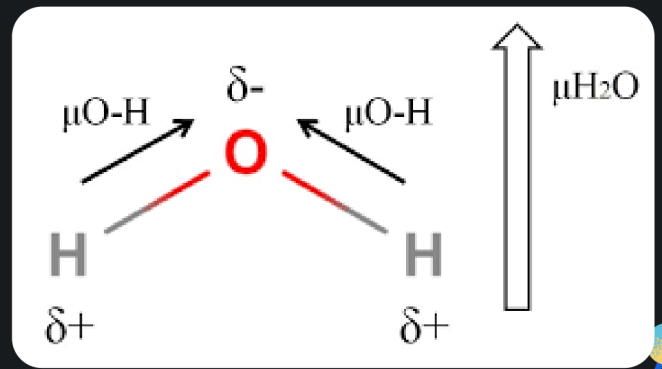
Polaridad de las moléculas

La **polaridad** es una propiedad de las moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas dentro de la molécula, según el número y tipo de enlaces que posea. El enlace covalente entre dos átomos puede ser polar o apolar.



Momento dipolar

El **momento dipolar** es una medida cuantitativa de la polaridad de una molécula.



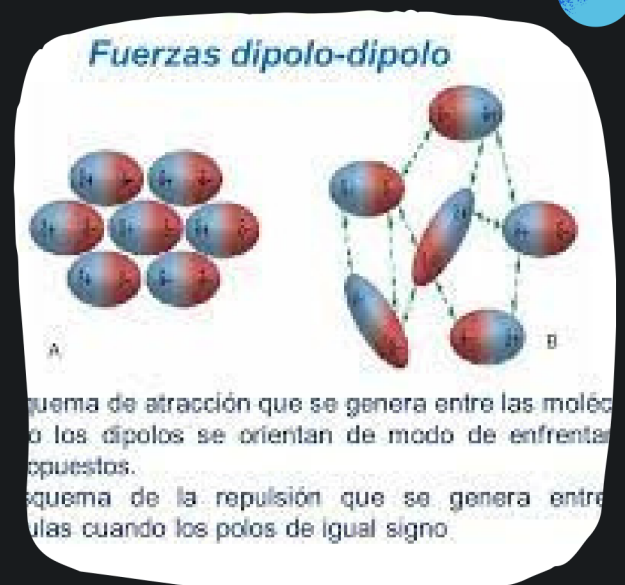
Interacciones moleculares

1. Atracción dipolo-dipolo
2. Atracción ión-dipolo
3. Fuerzas de Van de Waals (fuerzas de London)



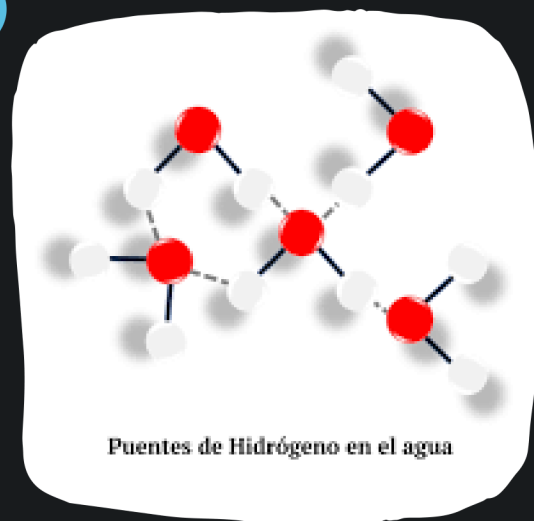
Fuerzas dipolo dipolo

Cada momento bipolar molecular tiene un extremo positivo y otro negativo. Las fuerzas entre dipolo-dipolo son fuerzas de atracción intermolecular.



Puente de hidrógeno

Un **puente de hidrógeno** no es un enlace verdadero sino una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolos.



Fuerzas intermoleculares

Las atracciones entre moléculas se llaman Fuerzas Intermoleculares.

Existen tres tipos de fuerzas de atracción entre moléculas:

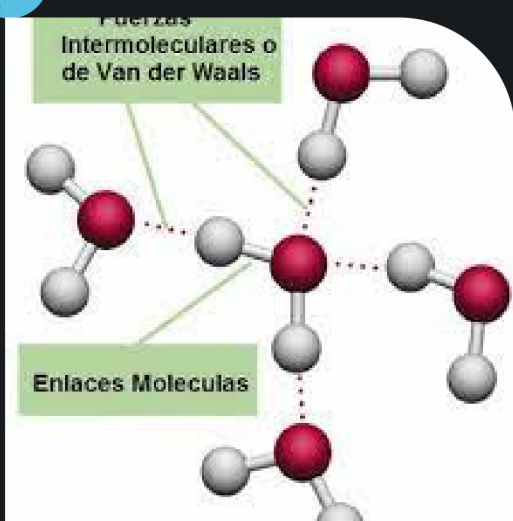
- Fuerzas de dispersión de London
- Fuerzas dipolo - dipolo
- Fuerzas de puente de hidrógeno (enlace de hidrógeno)

Fuerzas de Vander Waal

Las fuerzas de Van der Waals son fuerzas de atracción intermolecular entre dipolos, sean éstos permanentes o inducidos. Son fuerzas de tipo electrostático que unen a las moléculas tanto polares como apolares.

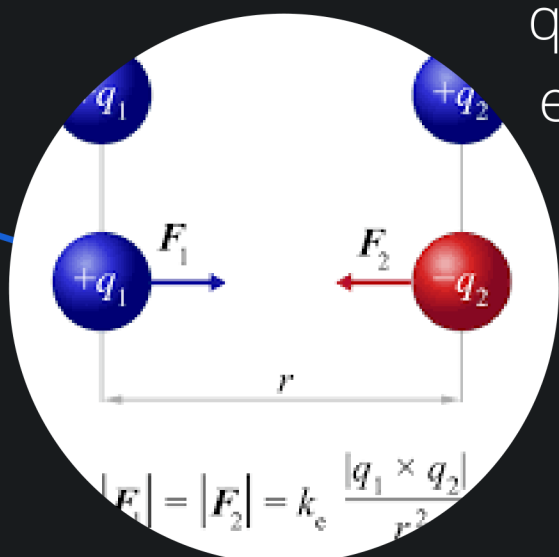
El término incluye:

- fuerzas dipolo permanente-dipolo permanente (fuerzas de Keesom)
- fuerzas dipolo permanente-dipolo inducido (fuerzas de Debye)
- • fuerzas dipolo inducido instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London)
-



Fuerzas electrostáticas

La fuerza electromagnética es la interacción que se da entre cuerpos que poseen carga eléctrica, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva.



Grupos funcionales

Un grupo funcional es un átomo o un arreglo de átomos que siempre reaccionan de una forma determinada; además, es la parte de la molécula responsable de su comportamiento químico ya que le confiere propiedades características.

	Grupo funcional	Ejemplo	Clase	Grupo funcional	Ejemplo
Alcoholes	-OH	CH ₃ -CH ₂ -OH (Etanol) Ph-OH (Fenol)	ácidos carboxílicos		
Eteres	-O-	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃ (Etilo)	ésteres		
Aldehídos		CH ₃ -CH ₂ -CHO (Acetaldehído)	haluros de acilo		
Amidas		CH ₃ -CO-NH ₂ (Acetamida)	anhídridos		

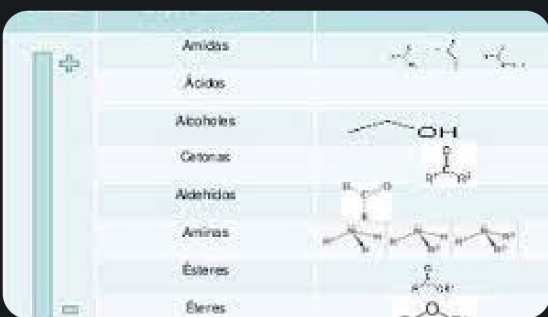
Los grupos funcionales se pueden clasificar como hidrofóbicos o hidrofílicos por sus características de carga y polaridad.

Clasificación de los compuestos orgánicos

Grupo Funcional	Compuesto
R-H	Éteres
R-C=C-R	Ácidos carboxílicos
R-C≡C-R	Ésteres
R-X en donde X=Halógeno y R=alquilo	Amidas
R-OH	
R-CH=O	
R-C-R	

Polaridad de los grupos funcionales

El enlace covalente entre dos átomos puede ser polar o apolar.



El momento dipolar es una medida cuantitativa de la polaridad de una molécula.

La polaridad del enlace se mide mediante su momento dipolar (m) que se define como la cantidad de diferencia de carga multiplicada por la longitud del enlace.

CLASE	ESTRUCTURA GENERAL	Nombre	GRUPO FUNCIONAL FÓRMULA
ALCANOS	R-H	enlace sencillo	-C-
ALQUENOS	R-CH=CH-R	enlace doble	-C=C-
ALQUINOS	R-C≡R	enlace triple	-C≡C-
AROMATICOS	C ₆ H ₆	benceno	
DERIVADOS HALOGENADOS	R-X	halógeno	X: F, Cl, Br, I
ALCOHOLES	R-OH	hidroxilo	-OH
ACIDOS CARBOXILICOS	R-COOH	carboxilo	-COOH
ALDEHIDOS	R-CHO	aldehído	-CHO
CETONAS	R-CO-R	carbonilo	-CO-
ETERES	R-O-R	oxígeno	-O-
ESTERES	R-COO-R	éster	-COO-
AMIDAS	R-CO-NH ₂	amida	-CONH ₂
AMINA	R-NH ₂	Amina	-NH ₂ -NH- -N-
FENOLES	C ₆ H ₅ -OH	fenol	-OH

BIBLIOGRAFÍA.

Universidad Del Sureste
(2022), Antología Química
Orgánica,
Pag (11-51).

