

---



# UDES

## Mi Universidad

*Nombre del Alumno : Heidi Lizbeth Méndez Hernández*

*Nombre del tema : super nota sobre enlace, estructura y propiedades en compuestos químicos orgánicos.*

*Parcial : I*

*Nombre de la Materia : Química Orgánica*

*Nombre del profesor : Dra. Luz Elena Cervantes Monroy*

*Nombre de la Licenciatura : Nutrición*

*Cuatrimestre : I cuatrimestre*

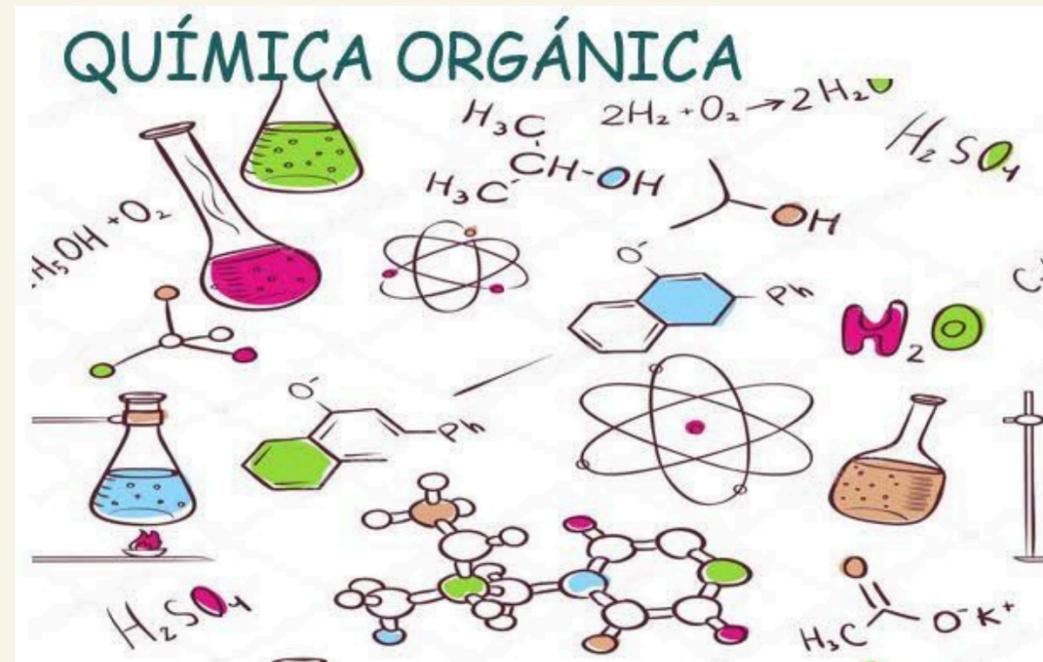
# INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

## TEORÍA ATÓMICA

En 1808, John Dalton estableció las hipótesis sobre las que fundó su teoría atómica. Los elementos están formados por partículas pequeñas llamadas átomos.

## EL ÁTOMO

Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está formado por partículas subatómicas, de las cuales las más importantes son los electrones, los protones y los neutrones.



## MODELOS ATÓMICOS

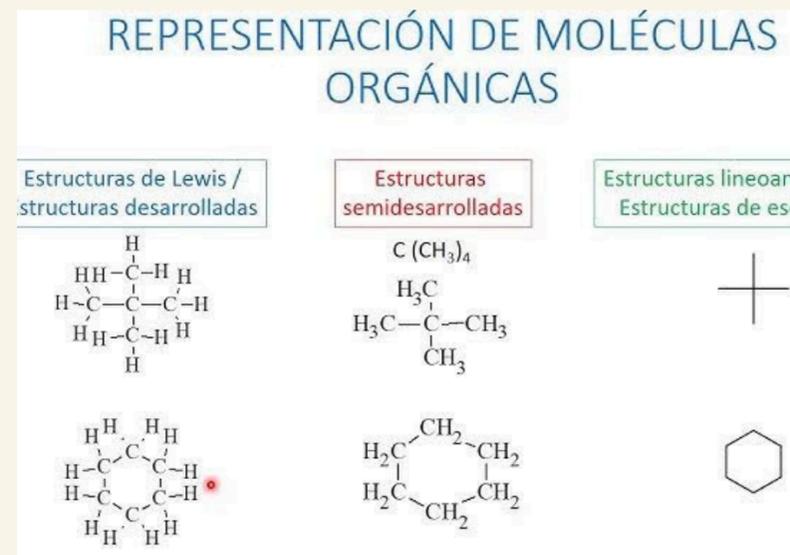
A principios del siglo XX, Bohr propuso un modelo planetario para explicar la estructura atómica: en el centro del átomo se encontraba el núcleo donde están los protones y los neutrones y rodeando dicho núcleo, los electrones giraban distribuidos en capas o niveles energéticos.

**MODELO ATÓMICO DE BOHR.  
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.  
CONFIGURACIONES  
ELECTRÓNICAS CON KERNEL.**

# REPRESENTACIÓN DE MOLÉCULAS ORGÁNICAS A PARTIR DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

Estructuras de Lewis y resonancia.

Dónde colocar los átomos menos electronegativos. Los átomos menos electronegativos en la gran mayoría de las estructuras ocupan los centros. Por esta razón, si se tiene un compuesto con átomos de P, O y F, el P debe por lo tanto situarse en el centro de la hipotética estructura.



Aplicando la fórmula matemática

Simetría y las cargas formales.  
Limitaciones en la regla del octeto.  
Ejemplos de estructuras de Lewis  
Yodo El yodo es un halógeno y por tanto pertenece al grupo VIIA.

# Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis.

La geometría molecular o estructura molecular es la distribución espacial de los átomos

Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
<b>BeCl<sub>2</sub></b>		2	0		Lineal	
<b>BF<sub>3</sub></b>		3	0		Triangular	
<b>CH<sub>4</sub></b>		4	0		Tetraédrica	
<b>NH<sub>3</sub></b>		3	1		Pirámide trigonal	
<b>H<sub>2</sub>O</b>		2	2		Angular	

Tipos:

Lineal  
 Angular  
 Tetraédrica  
 Bipirámide trigonal  
 Posiciones axial y ecuatorial  
 Oscilante y forma de T  
 Octaédrica

Otras geometrías moleculares

Geometría lineal

-Etileno, H<sub>2</sub>C≡CH<sub>2</sub>

Geometría angular

-El agua

Plana trigonal

-Trifluoruro de bromo, BF<sub>3</sub>

Tetraédrica

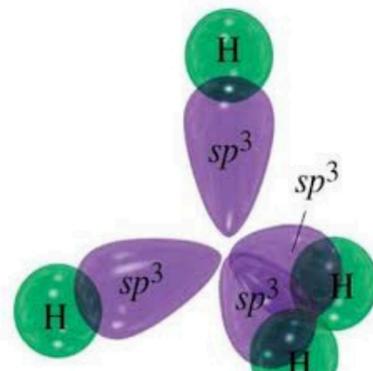
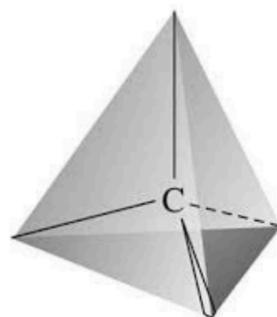
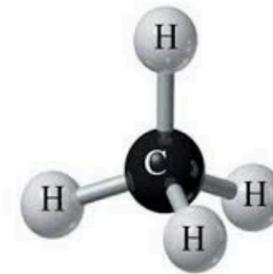
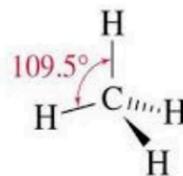
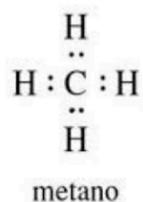
-Gas metano, CH<sub>4</sub>

Pirámide trigonal

-Amoníaco, NH<sub>3</sub>

# Estructura y propiedades de las moléculas.

PUNTOS DE EBULLICIÓN.  
PUNTO DE FUSIÓN.  
SOLUBILIDAD.  
ACIDEZ EN LAS MOLÉCULAS ORGÁNICAS.  
ACIDEZ EN LAS MOLÉCULAS ORGÁNICA.  
EFECTO INDUCTIVO Y FUERZA ÁCIDA..



HAY CUATRO CASOS  
DISTINTOS A LA HORA DE  
CONSIDERAR LOS EFECTOS DE  
LA POLARIDAD SOBRE LA  
SOLUBILIDAD.

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

## MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA. (RPECV).

$AB_5E_1$	Pirámide cuadrada			$ClF_5, BrF_5$
$AB_6E_0$	Octaédrica			$SF_6$
$AB_6E_1$	Pirámide pentagonal			$XeOF_5^-, IOF_5^{2-10}$
$AB_7E_0$	Bipirámide pentagonal			$IF_7$

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.

REGLA PRIMERA Una vez establecida la geometría de una molécula, pueden ser entendidas pequeñas diferencias en ángulo Los pares solitarios repelen a otros pares electrónicos cercano enlace.

REGLA SEGUNDA La repulsión entre pares de electrones compartidos decrece con el incremento de la electronegatividad del ligante, X.

REGLA TERCERA La repulsión de pares de electrones compartidos que forman parte de un enlace múltiple es mayor que la de pares de electrones compartidos de enlaces simples.

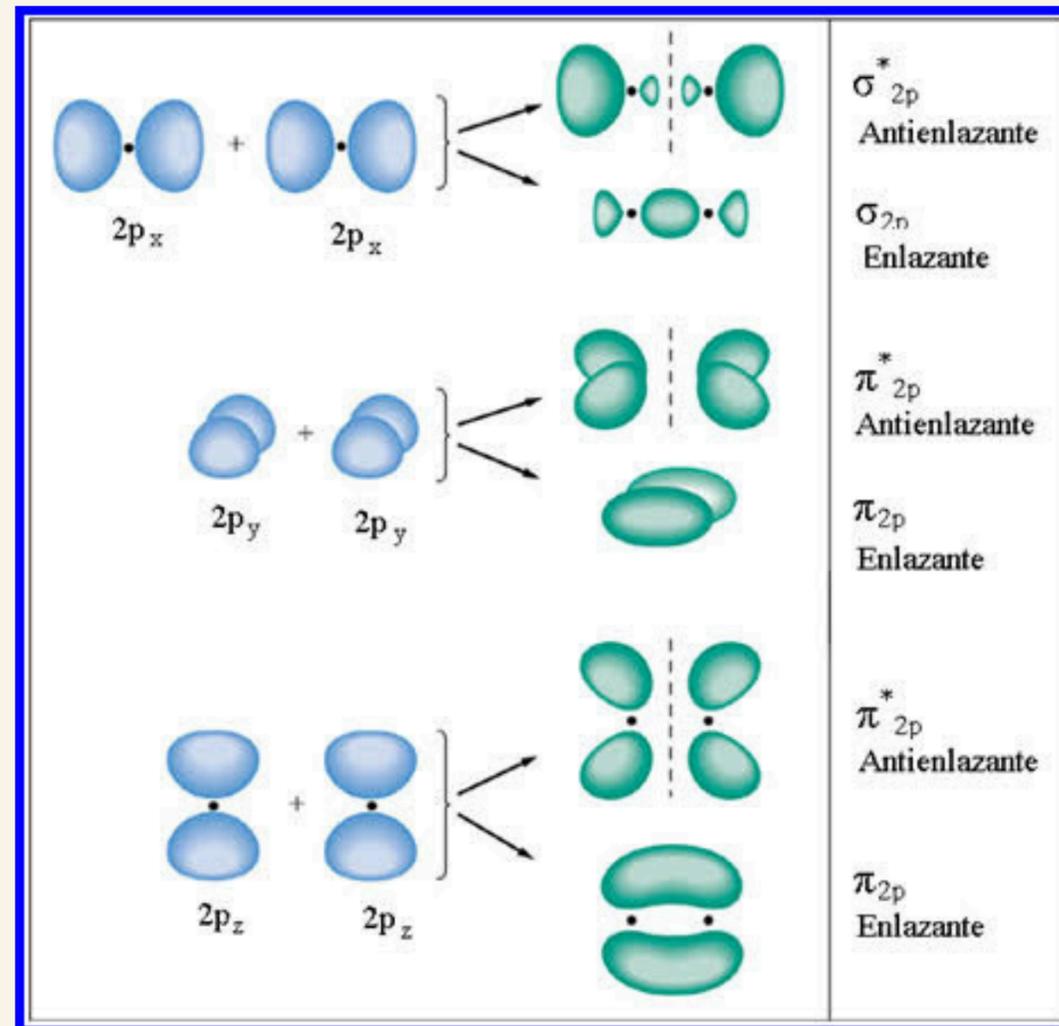
# Modelo del orbital molecular Modelo del Orbital Molecular (OM).

## MODELO DEL ORBITAL MOLECULAR 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.

TIPOS DE ENLACES EXISTENTES EN COMPUESTOS ORGÁNICOS: CARACTERIZACIÓN DE CADA UNO DE ELLOS DE ACUERDO LONGITUD DE ENLACE, ANGULO DE ENLACE, ENERGÍA DE ENLACE.

Enlaces más débiles que el enlace covalente.



## POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS.

## MOMENTO DIPOLAR.

El momento dipolar es una medida cuantitativa de la polaridad de una molécula. En presencia de un campo eléctrico, aquellas moléculas polares (es decir, aquellas con un momento dipolar diferente a cero)

# 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.

**ENLACES MÁS DÉBILES QUE EL ENLACE COVALENTE. EL ENLACE COVALENTE ES LA UNIÓN QUE EXPLICA EL MANTENIMIENTO DE LA UNIDAD ESTRUCTURAL DE UN COMPUESTO ORGÁNICO.**

**POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS. ¿POR QUÉ EL AGUA SE MEZCLA HOMOGÉNEAMENTE CON EL ALCOHOL Y NO ES CAPAZ DE MEZCLARSE CON EL ACEITE?  
LA SOLUBILIDAD ES UNA PROPIEDAD FÍSICA QUE SE RELACIONA DIRECTAMENTE CON LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS.**



**TIPOS DE ENLACES EN COMPUESTOS ORGAN**

**MOMENTO DIPOLAR. EL MOMENTO DIPOLAR ES UNA MEDIDA CUANTITATIVA DE LA POLARIDAD DE UNA MOLÉCULA. EN PRESENCIA DE UN CAMPO ELÉCTRICO, AQUELLAS MOLÉCULAS POLARES (ES DECIR, AQUELLAS CON UN MOMENTO DIPOLAR DIFERENTE A CERO)**

**INTERACCIONES MOLECULARES  
INTERACCIONES MOLECULARES. FUERZAS DIPOLO DIPOLO  
FUERZAS ENTRE DIPOLOS. PUENTE DE HIDRÓGENO. 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 dispersión de London

QUÉ FUERZAS PUEDEN EXISTIR ENTRE ÁTOMOS Y MOLÉCULAS NO POLARES? SE DENOMINA POLARIZABILIDAD, A LA FACILIDAD CON QUE LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DE UN ÁTOMO O MOLÉCULA, PUEDE DISTORSIONARSE POR ACCIÓN DE UN CAMPO ELÉCTRICO EXTERNO.

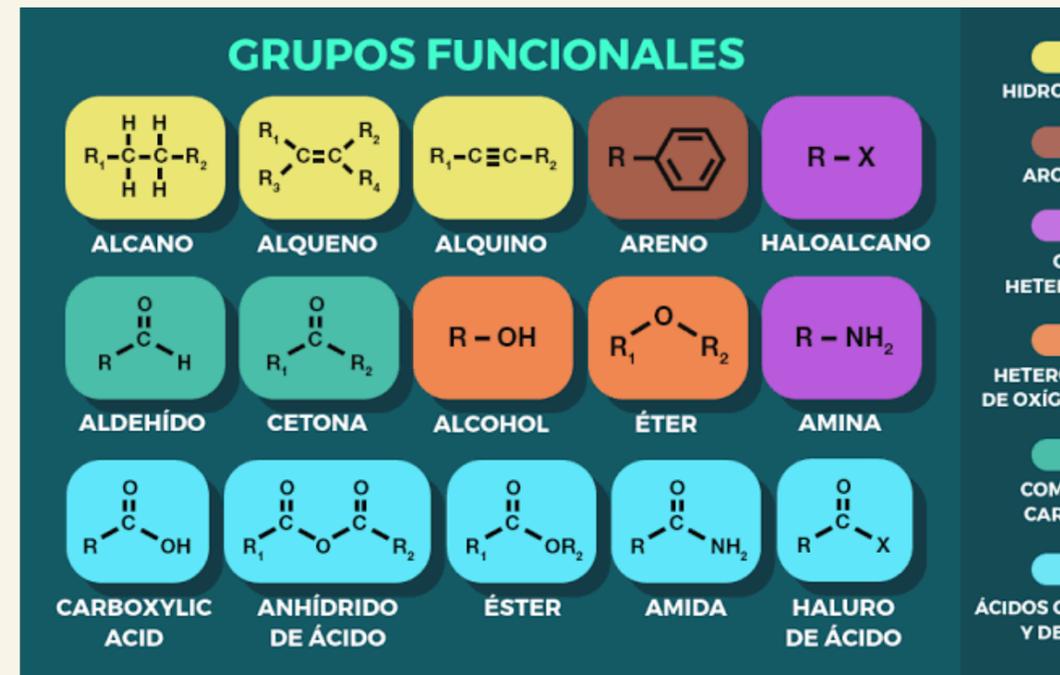
FUERZAS ELECTROSTÁTICAS. LA FUERZA ELECTROMAGNÉTICA ES LA INTERACCIÓN QUE SE DA ENTRE CUERPOS QUE POSEEN CARGA ELÉCTRICA. ES UNA DE LAS CUATRO FUERZAS FUNDAMENTALES DE LA NATURALEZA.

FUERZAS DE VANDER WAAL. 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)



**GRUPOS FUNCIONALES. LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS DE CARBONO DEPENDEN DEL ARREGLO DE SUS CADENAS Y TIPOS DE ÁTOMOS A LOS QUE ESTÁN UNIDOS, ESTO ES, A SU ESTRUCTURA.**



**GRUPOS FUNCIONALES COMUNES EN BIOLOGÍA. POLARIDAD DE LOS GRUPOS FUNCIONALES. EL ENLACE COVALENTE ENTRE DOS ÁTOMOS PUEDE SER POLAR O APOLAR.**

Título : Antología de Química Orgánica pág 11- 46 Autor : UDS Fecha : 2024

