



Mi Universidad

Nombre del Alumno: Yamileth Natividad Zúñiga Arguello

Nombre del tema: Super notas

Parcial: 1°

Nombre de la Materia: Química Orgánica

Nombre del profesor: Luz Elena Cervantes Monroy

Nombre de la Licenciatura: Nutrición

Cuatrimestre: 1° Cuatrimestre

Introducción a la química orgánica.

TEORÍA ATÓMICA

Los elementos están formados por partículas pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento son idénticos (tamaño, masa, propiedades químicas) y diferentes de los de otro elemento.

MODELOS ATÓMICOS

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. Entre más cercanos estuvieran al núcleo, menor energía presentaba.

EL ÁTOMO

Es la unidad básica de la materia y el componente fundamental de los elementos químicos. Cada átomo está compuesto por tres partículas subatómicas principales:

- **Protones:** Cargados positivamente, se encuentran en el núcleo.
- **Neutrones:** Sin carga eléctrica, también están en el núcleo.
- **Electrones:** Cargados negativamente, orbitan alrededor del núcleo en diferentes niveles de energía.

MODELO ATÓMICO DE BOHR

Los electrones pueden saltar de una órbita permitida a otra absorbiendo (si la órbita final está más alejada del núcleo) o emitiendo (si la órbita final está más cercana al núcleo) energía en forma de radiación electromagnética.

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.

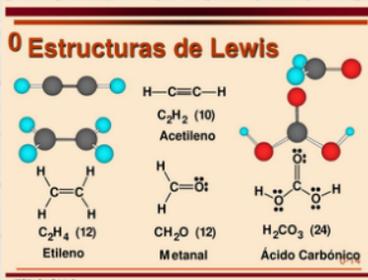
APLICANDO LA FÓRMA MATEMÁTICA

El número de electrones de valencia disponibles para formar enlaces, se procede con la siguiente fórmula, estructuras de Lewis: $C = N - D$

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.

Es una técnica fundamental en química que permite visualizar cómo se conectan los átomos en una molécula y la distribución de los electrones.



SIMETRÍA Y LAS CARGAS FORMALES

La naturaleza tiene una alta preferencia por originar estructuras moleculares lo más simétricas posibles. Esto ayuda a evitar plantear estructuras desordenadas.

Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis.

Es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central. Los átomos representan regiones donde existe una alta densidad electrónica, y se consideran por tanto grupos electrónicos

SnCl_2 	PE = 2 PL = 1	Triangular plana		Angular <math> < 120^\circ </math>
NH_3 	PE = 3 PL = 1	Tetraédrica		Pirámide Trigonal 107°
H_2O 	PE = 2 PL = 2	Tetraédrica		Pirámide Trigonal 105°
SF_4 	PE = 4 PL = 1	Bipirámide trigonal		Balanzin
ClF_3 	PE = 3 PL = 2	Bipirámide trigonal		Forma de T
I_3 	PE = 2 PL = 3	Bipirámide trigonal		Lineal
BrF_5 	PE = 5 PL = 1	Octaédrica		Pirámide cuadrada
XeF_4 	PE = 4 PL = 2	Octaédrica		Plana cuadrada

TIPOS:

- LINEAL
- ANGULAR
- TETRAEDRICA
- BIPIRAMIDE TRIANGONAL
- POSICIONES AXIAL Y ECUATORIAL
- OSCILANTE Y FORMA DE T
- OCTAÉDRICA

OTRAS GEOMETRÍAS MOLECULARES:

GEOMETRÍA LINEAL

-Etileno, $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

GEOMETRÍA ANGULAR

-El agua

PLANA TRIANGONAL

-Trifluoruro de bromo, BF_3

TETRAÉDRICA

-Gas metano, CH_4

PIRÁMIDE TRIANGONAL

-Amoniaco, NH_3

BIPIRÁMIDE TRIANGONAL

-Pentafluoruro de fósforo, PF_5

OSCILANTE

-Tetrafluoruro de azufre, SF_4

FORMA DE T

-Tricloruro de yodo, ICl_3

Estructura y propiedades de las moléculas.

Influencia de la estructura sobre las propiedades moleculares. Estas fuerzas intermoleculares influyen de la siguiente manera en las propiedades físicas de los compuestos orgánicos:

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



Oxígeno molecular
 O_2



Hidrógeno molecular
 H_2



Ozono
 O_3



Cloro molecular
 Cl_2



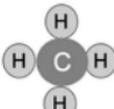
Agua
 H_2O



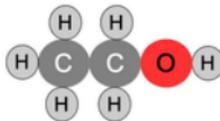
Dióxido de carbono
 CO_2



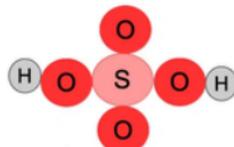
Ácido clorhídrico
 HCl



Metano
 CH_4



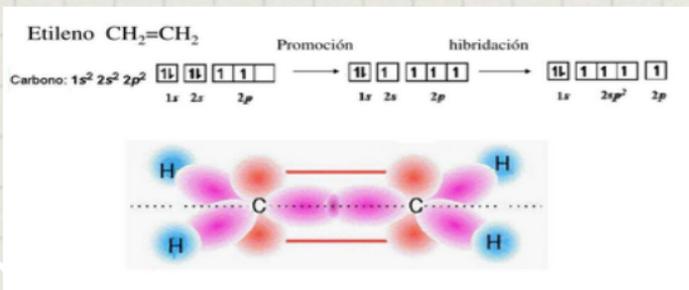
Alcohol etílico
 C_2H_5OH



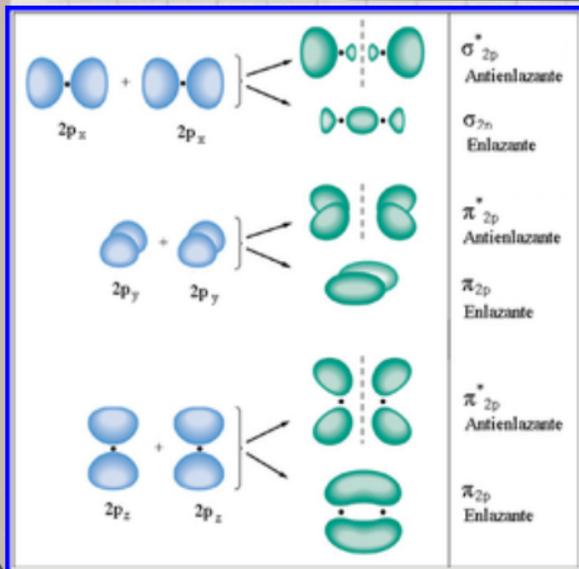
Ácido sulfúrico
 H_2SO_4

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

- **REGLA PRIMERA:** Una vez establecida la geometría de una molécula, pueden ser entendidas pequeñas diferencias en ángulo.
- **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.
- **REGLA CUARTA:** Las repulsiones entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas.
- **REGLA QUINTA:** Cuando un átomo con una capa de valencia completa y uno o más pares de electrones solitarios se une a otro átomo que tiene su capa de valencia incompleta, se presenta la tendencia de los pares de electrones solitarios a transferirse parcialmente e la capa llena a la incompleta.
- **REGLA SEXTA:** En una capa de valencia que contenga cinco pares de electrones (donde no todos son equivalentes), aquellos que tengan mayor número de vecinos cercanos estarán a una distancia mayor que los otros.



Modelo del orbital molecular modelo del orbita 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.

En el átomo los electrones están bajo la influencia del núcleo atómico. La zona del espacio donde preferentemente viven, y por tanto su energía, depende del tipo de orbital en el que se encuentran.

Ejemplo: los orbitales moleculares se forman por una combinación lineal de orbitales atómicos. Como los orbitales atómicos estaban definidos por una función de onda, las combinaciones entre ellos se tomarán como interferencias constructivas o destructivas.

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.

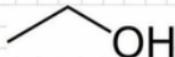
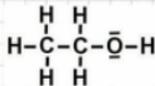
1. Enlaces simples son más largos y tienen menor energía que los dobles y triples.
2. La longitud de los enlaces disminuye y la energía de los enlaces aumenta a medida que se pasa de un enlace simple a uno doble y luego a uno triple.
3. Los ángulos de enlace son característicos de la geometría molecular asociada a los diferentes tipos de enlaces.

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.

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.



CH₃-CH₂-OH

C₂H₆O

Interacciones moleculares.

1. **Atracción dipolo-dipolo:** fuerzas que se producen entre dos o más moléculas polares, por atracción entre cargas parciales positivas y negativas (Foto). Ejemplo puente de Hidrógeno.

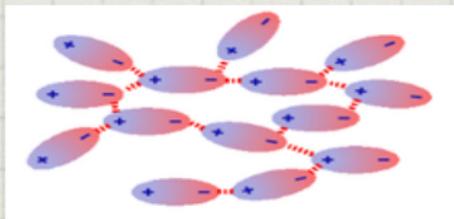
2. **Atracción ión-dipolo:** fuerza entre un ión positivo o negativa y una molécula polar.

3. **Fuerzas de Van de Waals (fuerzas de London):** son atracciones débiles entre moléculas no polares. Se producen cuando estas moléculas no tienen polos y son inducidas a provocar un desplazamiento momentáneo de los electrones, generando un polo positivo y uno negativo, gracias al cual se sienten atraídas.

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)

- Interacciones moleculares .
- Fuerzas dipolo dipolo
- Puente de hidrógeno.
- Fuerzas de dispersión de London
- Fuerzas de Vander Waal.
- Fuerzas electrostáticas.



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.

POLARIDAD DE LOS GRUPOS FUNCIONALES.

El enlace covalente entre dos átomos puede ser polar o apolar. Esto depende del tipo de átomos que lo conforman: si los átomos son iguales, el enlace será apolar (ya que ningún átomo atrae con más fuerza los electrones). Pero, si los átomos son diferentes, el enlace estará polarizado hacia el átomo más electronegativo, ya que será el que atraiga el par de electrones con más fuerza.

BIOMOLECULAS ORGANICAS

Grupos funcionales de compuestos orgánicos

<p>hidroxilo</p> $-\text{OH}$ <p>(alcohol)</p>	<p>carbonilo</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}- \end{array}$ <p>(cetona)</p>	<p>carbonilo</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$ <p>(aldehído)</p>	<p>carboxilo</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ <p>(ácido)</p>
<p>éster</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C}-\text{OR} \end{array}$ <p>(éster)</p>	<p>amino</p> $-\text{NH}_2$ <p>(amina)</p>	<p>ion fosfato</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O}-\text{P}-\text{O}^- \\ \\ \text{O}^- \end{array}$ <p>(éster fosfórico)</p>	

Las moléculas biológicas pueden contener muchos tipos y combinaciones diferentes de grupos funcionales, y el conjunto particular de grupos de una biomolécula afectará muchas de sus propiedades, incluida su estructura, solubilidad y reactividad.