



Mi Universidad

Súper nota

Nombre del Alumno: Estrella Morales Rodríguez

Nombre del tema: Súper nota

Parcial: Primero

Nombre de la Materia: Química Orgánica

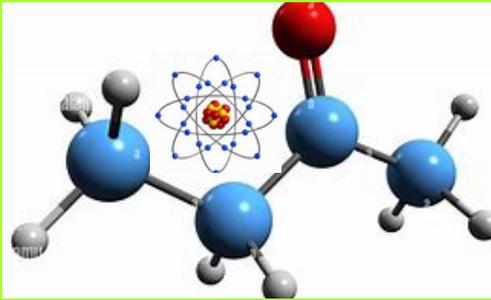
Nombre del profesor: Luz Elena Cervantes Monroy

Nombre de la Licenciatura: Nutrición

Cuatrimestre: Primero

"ENLACE ,ESTRUCTURA Y PROPIEDADES EN COMPUESTOS QUIMICOS ORGANICOS"

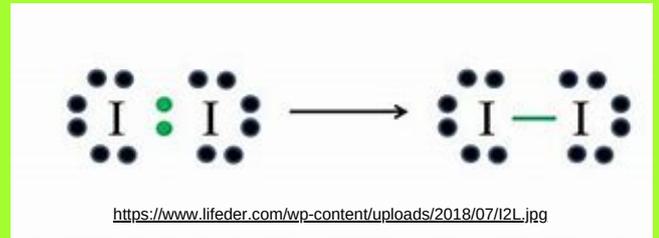
1.1



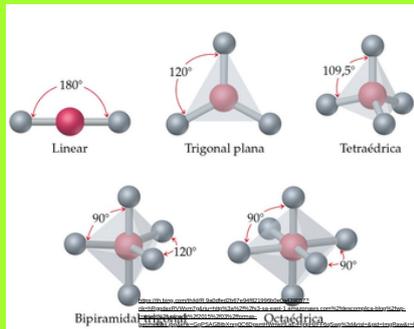
- En 1808, John Dalton formuló las hipótesis que dieron origen a su teoría atómica.
- El átomo es la unidad básica capaz de participar en una combinación química, compuesto por partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.
- En este contexto, se emplean conceptos como el número atómico, la masa atómica, los isótopos y el peso atómico.
- A principios del siglo XIX, Bohr propuso un modelo planetario para explicar la estructura atómica; sin embargo, este modelo no lograba explicar ciertos resultados experimentales. Por ello, en 1920, Schrödinger y Heisenberg desarrollaron un modelo mecánico cuántico.

1.2.1

- Es una estructura representativa de los electrones de valencia y de los enlaces covalentes en una molécula o ion y sirve para tener una idea de su estructura molecular.
- Falla al predecir algunos detalles como la geometría molecular respecto aun átomo y su entorno .
- Indica donde se sitúan los dobles o triples enlaces y si existe resonancia en la estructura.
- Para realizarla es imprescindible la formula del compuesto. Y se procede a utilizar la formula C=N-D.



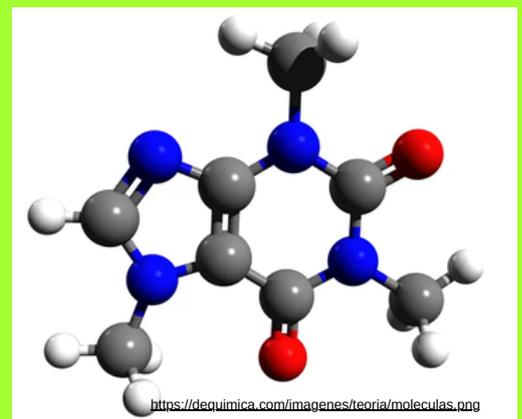
1.2.2



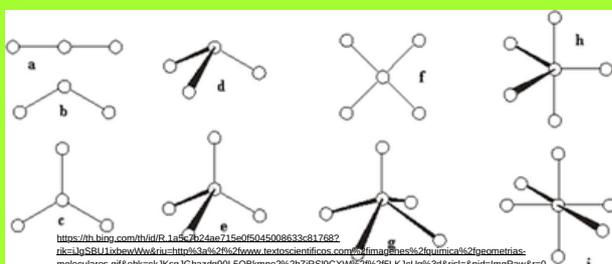
- Es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central.
- En las formas geométricas adaptadas no son orbitarias, sino que buscan el diseño mas estable.
- Es útil para explicar la estructura de un solido a partir de sus unidades estructurales.
- Sus tipos se dividen en: Lineal, angular, ramificada, globular, plana, pirámide trigonal, bipirámide trigonal, oscilante, forma de T, etc.
- La geometría eléctrica es tetraédrica, la cual posee cuatro vértices: dos para el H y dos para los electrones.

1.2.3

- Las propiedades asociadas a las moléculas incluyen el punto de ebullición, el punto de fusión y la solubilidad.
- Existen cuatro combinaciones a considerar en relación con la polaridad de la solubilidad: 1. Un soluto con un disolvente polar; 2. Un soluto polar con un disolvente no polar; 3. Un soluto no polar con un disolvente no polar; 4. Un soluto no polar con un disolvente polar.
- La teoría de Arrhenius ha sido fundamental para comprender el comportamiento de muchos ácidos y bases, aunque no explica la reactividad de otros compuestos.



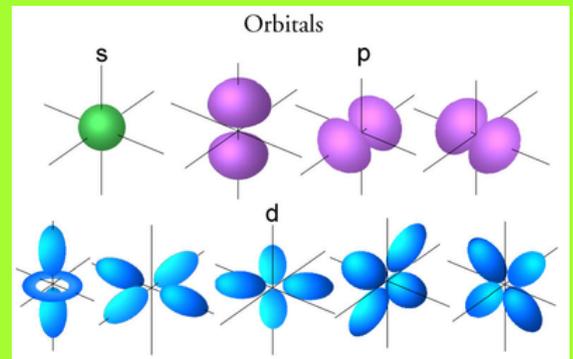
1.2.4



- Modelo propuesto por R.J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957. Útil para predecir la estructura de cualquier molécula de la formula general.
- Parte de la idea como su nombre lo indica, que los electrones alrededor de A (átomo central) estan pareados (con espines opuestos). Los pares adquieren en el espacio una posición de tal que cada uno este lo mas alejado posible de los demás.
- Ya establecida la geometría de una molécula, pueden entenderse diferencias en angulos y distancias de enlaces, basándose en seis reglas.

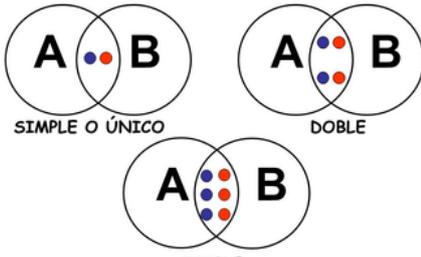
1.2.5

- Este modelo considera que los electrones de una molécula ocupan orbitales moleculares.
- Los electrones en una molécula se encuentran en orbitales moleculares con energía y forma diferentes.
- Los o.m se generan por combinación lineal de o.a de la misma simetría y de similar energía.



1.3

Enlace Covalente

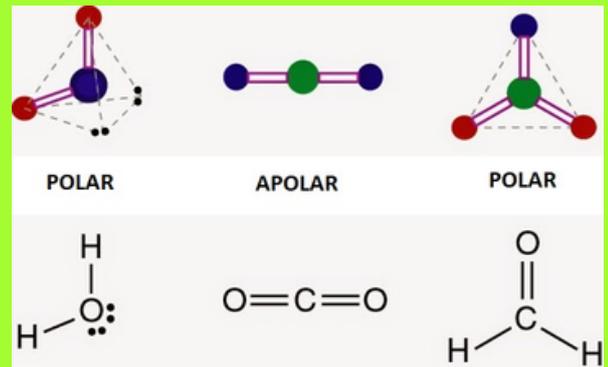


https://3.bp.blogspot.com/_BishABSSUicVj/W564t8I/AAAAAAAAAAAC/vjvSSLUjIEb/XnEnlBU4nqjOBiITexHA/s1600/slide_5.jpg

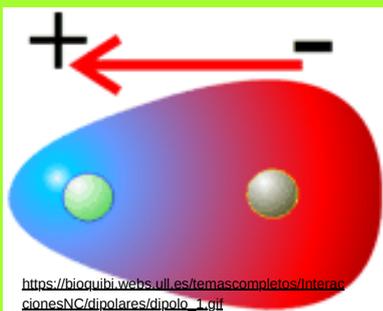
- Es la unión que explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto orgánico. Además de este enlace se pueden dar entre las moléculas interacciones muchos mas débiles , pero que son responsables de las propiedades físicas de los compuestos orgánicos.
- Esas interacciones moleculares son de especial importancia en el estado solido y liquido, ya que las moléculas estan en contacto continuo.
- Hay tres tipos de integraciones intermoleculares: las fuerzas entre dipolos de las moléculas polares, fuerzas de London que afectan a todas las moléculas y los puentes de hidrogeno que atraen moléculas que tienen grupos OH y NH.

1.4

- Es una propiedad física que se relaciona directamente con la polaridad de las moléculas.
- representa la separación
- de las cargas eléctricas dentro de la molécula, según el numero y tipo de enlace que posea.
- Si los átomos son iguales, el enlace será apolar. pero, si los átomos son diferentes el enlace estará polarizado hacia el átomo mas electronegativo , ya que será el que atraiga el par de electrones con mas fuerza.



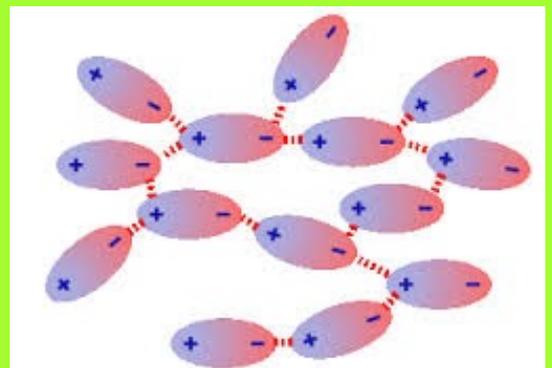
1.4.1



- Es una medida cuantitativa de la polaridad de una molécula.
- En presencia de un campo eléctrico, aquellas moléculas polares son alineadas en la dirección del campo, mientras que las moléculas apolares no se ven afectadas.
- En moléculas con mas de dos átomos dependerá de todos sus enlaces y de la geometría molecular.
- La presencia de enlaces polares no implica que necesariamente la molécula sea polar.

1.5

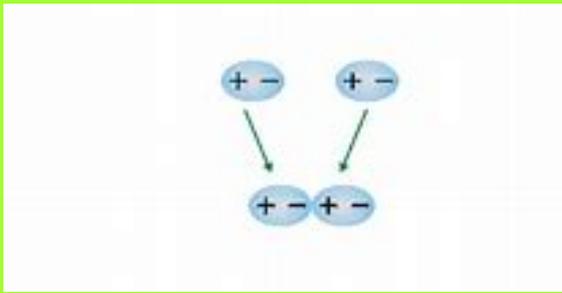
- **Atracción dipolo-dipolo:** Se producen entre dos a mas moléculas polares, por atracción entre cargas negativas y positivas.
- **Atracción ion-dipolo:** Fuerza entre un ion positivo o negativo y una molécula polar.
- **Fuerza de Van de Waals (fuerza de London):** Atracciones débiles entre moléculas no polares.



Referencias:

- Antología institucional UDS 2024 Química Orgánica pag. 11-44

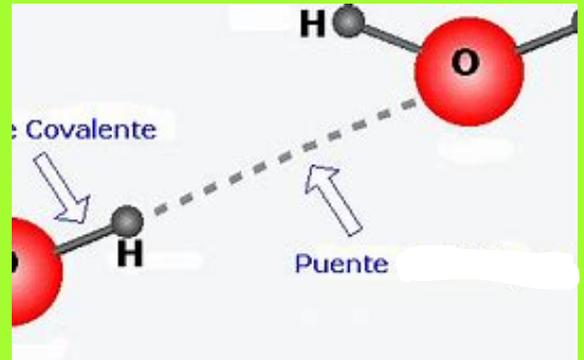
1.5.1



- Fuerzas entre dipolos (fuerzas de atracción intermolecular)
- cada momento bipolar tiene un extremo negativo y otro positivo.
- Estos dipolos temporales solo duran una fracción de segundo y cambian continuamente. Sin embargo se correlacionan de forma que su fuerza neta es de atracción.
- Depende del contacto superficial entre las moléculas y por tanto es proporcional al área molecular.

1.5.2

- No es un enlace verdadero sino una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolo.
- Un átomo de hidrogeno puede participar en un puente de hidrogeno si esta unido a un oxigeno, nitrógeno o flúor, porque estos enlaces estan muy polarizados dejando al átomo de hidrogeno con una carga positiva.



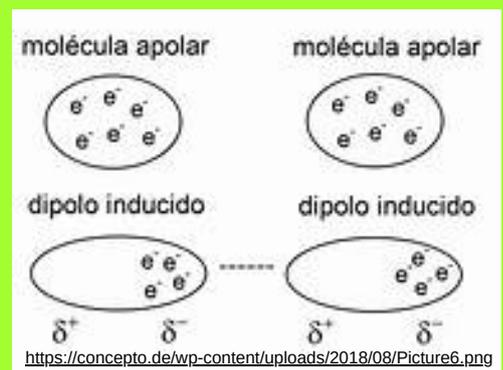
1.5.3



- Atracción entre moléculas.
- Otra atracción llamada intramolecular que une a los átomos dentro de una molécula.
- Existen tres tipos de fuerzas de atracción : Dipolo- dipolo , fuerzas de dispersión de London y puente de hidrogeno.

1.5.4

- Fuerzas de atracción intermolecular entre dipolos, sean estos permanentes o inducidos.
- Fuerza de tipo electrostático que unen a las moléculas tanto polares como apolares.
- Incluye: dipolo inducido, dipolo permanente y dipolo inducido instantáneo.



1.6



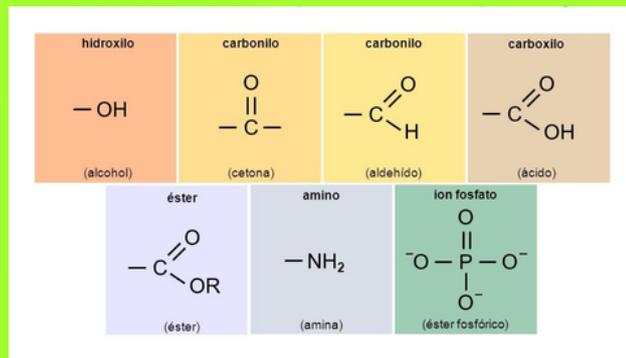
- Cuando dos cargas estan en reposo la interacción es electrostática.
- La fuerza electromagnética interacción que se da entre cuerpos que poseen carga eléctrica.
- La carga eléctrica es una propiedad fundamental de la materia que poseen algunas partículas subatómicas.

Referencias:

- Antología institucional UDS 2024 Química Orgánica pag. 11-44

1.6.1

- Es un átomo o arreglo de átomos que siempre reaccionan de una forma determinada.
- Parte de la molécula responsable de su comportamiento químico ya que el confiere propiedades características.



1.6.2

Nombre del Grupo Funcional	Estructura General	Estructura Ejemplo	Nombre Gráfico
Alcano	$-\text{C}-$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	propano
Alqueno	$\text{C}=\text{C}$	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	propeno
Alquino	$-\text{C}\equiv\text{C}-$	$\text{CH}_2\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	propino
Alcohol	$\text{R}-\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	propanol
Éter	$\text{R}-\text{O}-\text{R}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	diethyl éter

- La polaridad de un enlace aumenta a medida que la electronegatividad de uno de los átomos implicados en un enlace covalente aumenta.
- El momento dipolar del enlace es una medida de la polaridad un enlace.
- La polaridad del enlace se mide mediante su momento dipolar que se mide como la cantidad de diferencia de carga multiplicada por la longitud del enlace.

Referencias:

- Antología institucional UDS 2024 Química Orgánica pag. 11-44