

Nombre del alumno: Jimena Maldonado
Marín.

Profesor: Luz Elena Cervantes Monroy.

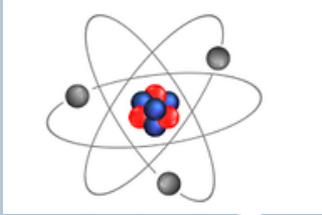
Actividad: Super nota.

grado: 1 er cuatrimestre.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

1.1. Conceptos básicos de la estructura atómica y molecular.

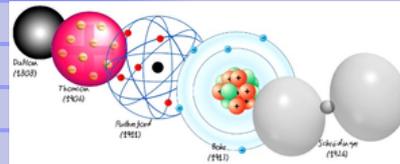
El átomo Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está formado por partículas subatómicas, de las cuales las más importantes son los electrones, los protones y los neutrones.



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.

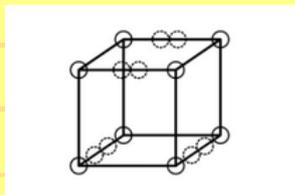
a finales de los 1920, Schrödinger y Heisenberg propusieron un modelo mecánico cuántico



1.2 Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis.

1.2.1 Estructuras de Lewis y resonancia.

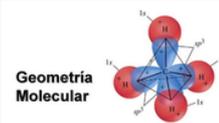
Es una estructura representativa de los electrones de valencia y los enlaces covalentes en una molécula o ion que sirve para tener una idea de su estructura molecular. No obstante, ésta estructura falla al predecir algunos detalles importantes como la geometría molecular respecto a un átomo y su entorno



1.2.2 Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis.

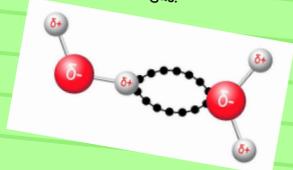
Geometría molecular: tipos y ejemplos La geometría molecular o estructura molecular es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central.

¿Qué formas geométricas son capaces de adoptar las moléculas? De acuerdo a la RPECV, los átomos y pares de electrones libres deben disponerse en el espacio de tal manera que disminuyan al máximo la repulsión electrostática entre ellos.



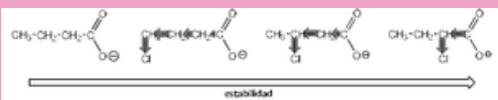
1.2.3 Estructura y propiedades de las moléculas Influencia de la estructura sobre las propiedades moleculares.

Estas fuerzas intermoleculares influyen de la siguiente manera en las propiedades físicas de los compuestos orgánicos: 2.1. Puntos de ebullición El punto de ebullición de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas.



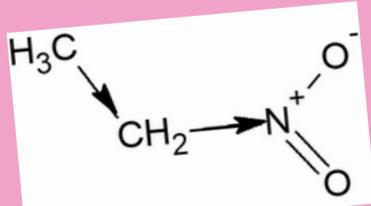
Acidez en las moléculas orgánicas..

Según la teoría de Arrhenius, desarrollada al final del siglo XIX, 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^-).



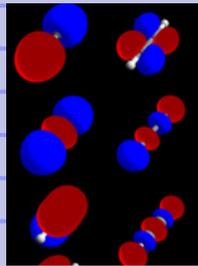
Efecto inductivo y fuerza ácida.

Un sustituyente que establezca al anión carboxilato aumenta la disociación y produce un ácido más fuerte. Los átomos electronegativos aumentan la fuerza de un ácido porque su efecto inductivo electrón-atrayente contribuye a deslocalizar la carga negativa del anión carboxilato



Modelo del Orbital Molecular (OM).

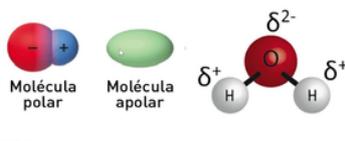
Este modelo considera que los electrones de una molécula ocupan orbitales moleculares, al igual que en un átomo los electrones ocupan orbitales atómicos.



1.4 Polaridad de las moléculas.

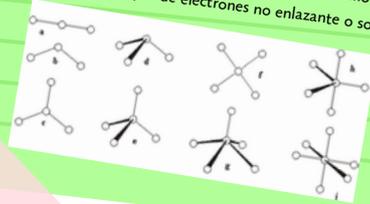
La polaridad es una propiedad de las moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas dentro de la molécula, según el número y tipo de enlaces que posea. El enlace covalente entre dos átomos puede ser polar o apolar.

POLARIDAD (de los enlaces y de las moléculas)



1.2.4 Modelo de repulsión del par electrónico de la capa de valencia MODELO DE REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA. (RPECV).

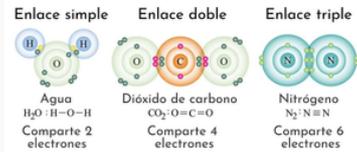
Este modelo fue propuesto por R. J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957. Es extraordinariamente útil para predecir la estructura de cualquier molécula de fórmula general: $AX_n S_m$ A = átomo central, X = átomos ligantes S = par de electrones no enlazante o solitario.



1.3 Tipos de enlaces existentes en compuestos orgánicos:

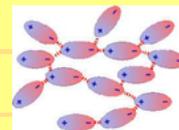
Caracterización de cada uno de ellos de acuerdo a: Longitud de enlace, Angulo de enlace, energía de enlace. Enlaces más débiles que el enlace covalente. El enlace covalente es la unión que explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto orgánico.

Tipos de enlaces covalentes



1.5 Interacciones moleculares

1. Atracción dipolo-dipolo: fuerzas que se producen entre dos o más moléculas polares, por atracción entre cargas parciales positivas y negativas. Ejemplo puente de Hidrógeno.
2. Atracción ión-dipolo: fuerza entre un ión positivo o negativo y una molécula polar.
3. Fuerzas de Van de Waals (fuerzas de London): son atracciones débiles entre moléculas no polares.



1.6 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.

Cuando las cargas están en reposo, la interacción entre ellas se denomina fuerza electrostática.



1.6.1. 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. 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



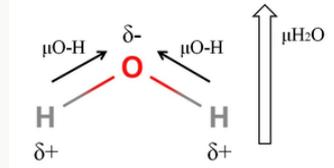
1.6.2. Polaridad de los grupos funcionales.

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

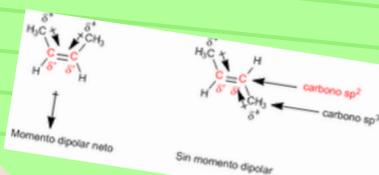
Esto depende del tipo de átomos que lo conforman: si los átomos son iguales, el enlace será apolar, pero, si los átomos son diferentes, el enlace estará polarizado hacia el átomo más electronegativo, ya que será el que atraiga el par de electrones con más fuerza.



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) son alineadas en la dirección del campo, mientras que las moléculas apolares no se ven afectadas.



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. El símbolo d^+ quiere decir una pequeña cantidad de carga positiva y el símbolo d^- quiere decir una pequeña cantidad de carga negativa.



Pauling desarrolló una escala de electronegatividades relativas para la mayoría de los átomos. En el Sistema Periódico la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y disminuye al bajar en una columna, por lo que el flúor es el elemento más electronegativo.

VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD DE ALLRED-ROCHOW

H 2.20																	B 2.01	C 2.50	N 3.07	O 3.50	F 4.10	
Li 0.97	Be 1.47																	Al 1.47	Si 1.74	P 2.06	S 2.44	Cl 2.93
K 0.91	Ca 1.04	Sc 1.20	Ti 1.32	V 1.45	Cr 1.56	Mn 1.60	Fe 1.64	Co 1.70	Ni 1.75	Cu 1.75	Zn 1.65	Ga 1.82	Ge 2.02	As 2.20	Se 2.48	Br 2.74						
Rb 0.87	Sr 0.97	Y 1.11	Zr 1.22	Nb 1.23	Mo 1.30	Tc 1.36	Ru 1.42	Rh 1.45	Pd 1.35	Ag 1.42	Cd 1.46	In 1.44	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.01	I 2.21						
Cs 0.86	Ba 0.97	La 1.08	Hf 1.23	Ta 1.33	W 1.40	Re 1.46	Os 1.52	Ir 1.55	Pt 1.44	Au 1.42	Hg 1.44	Tl 1.44	Pb 1.55	Bi 1.67	Po 1.76	At 1.90						
Fr 0.66	Ra 0.97																					

0.5 0.1 1.0 1.5 2.0 2.5 3.0 3.5 4.5

BIBLIOGRAFIA.

Universidad del sureste (2022) antología para química orgánica
(Pág. 10-50)

