



Nombre de la alumna: Sarina López González.

Nombre del profesor: Luz Elena Cervantes Monroy.

Nombre del trabajo: Súper nota de Introducción a la Química Orgánica.

Materia: Química Orgánica.

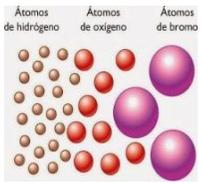
Grado: 1° Cuatrimestre

1.1. CONCEPTOS BÁSICOS DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y

Teoría atómica



John Dalton estableció las hipótesis en 1808 sobre las que fundó su teoría atómica.



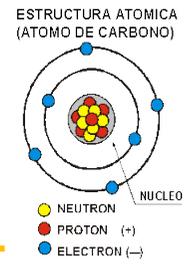
- Elementos están formados por partículas pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento son iguales (tamaño, masa, propiedades químicas) y diferentes de los de otro elemento.
- Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento en una relación que es un número entero o una fracción sencilla.
- Una reacción química consiste en la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, los cuales no se crean ni se destruyen.



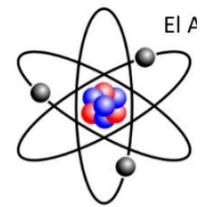
En el siglo XX, Bohr propuso un modelo planetario para explicar la estructura atómica: en el centro del átomo se encontraba el núcleo donde están los protones y los neutrones y rodeando dicho núcleo.

La estructura molecular: es paralela al estudio de la estructura atómica, en el sentido de que los métodos de la mecánica cuántica se aplican junto con la información obtenida a partir de los espectros moleculares.

Modelos atómicos:



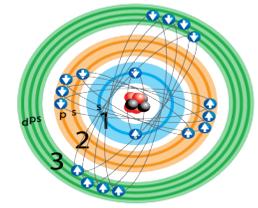
ATOMO:



Unidad básica que puede intervenir en una combinación química.
 Partículas Subatómica

- **Electrones:** partículas con carga negativa que se encuentran en lugares energéticos conocidos como rempes u orbitales. Su masa es de 9.1×10^{-28} g.
- **Protones:** partículas con carga positiva que se encuentran en el núcleo atómico y cuya masa es de 1.67×10^{-24} g.
- **Neutrones:** partículas eléctricamente neutras, que se encuentran en el núcleo y que tienen una masa un poco mayor que la de los protones.

Modelo atómico de Bohr:



Es un modelo clásico del átomo, pero fue el primer modelo atómico en el que se introduce una cuantización a partir de ciertos postulados.

BIBLIOGRAFÍA

1.2. REPRESENTACIÓN DE MOLÉCULAS ORGÁNICAS A PARTIR DE

1.2.1 ESTRUCTURAS DE LEWIS Y RESONANCIA

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.

1.2.2 GEOMETRÍA MOLECULAR A PARTIR DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

Estructura molecular 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, sin importar los enlaces que formen (simples, dobles o triples).

1.2.3 ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS MOLÉCULAS

Puntos de ebullición: Es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas. Esto significa que el punto de ebullición de un compuesto depende de la tracción entre las moléculas, de manera que si las moléculas se mantienen unidas por fuertes fuerzas.

1.2.4 MODELO DE REPULSIÓN DEL PAR ELECTRÓNICO DE LA CAPA DE VALENCIA

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 Sm A = átomo central. X = átomos ligantes S = par de electrones no enlazante o solitario.

1.2.5 MODELO DEL ORBITAL MOLECULAR

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

TIPOS

❖ Geometría lineal

Etileno, H₂C≡CH₂

❖ Geometría angular

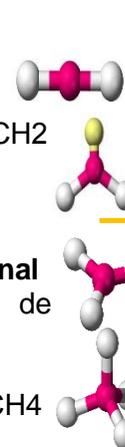
El agua

❖ Plana trigonal

Trifluoruro de bromo, BF₃

❖ Tetraédrica

Gas metano, CH₄



❖ Pirámide trigonal

Amoníaco, NH₃

❖ Bipirámide trigonal

Pentafluoruro de fósforo, PF₅

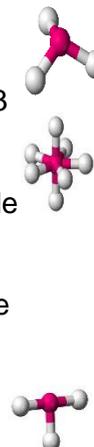
❖ Oscilante

Tetrafluoruro de azufre, SF₄

❖ Forma de T

Tricloruro de yodo, ICl₃

❖ Octaédrica



- REGLA PRIMERA: pueden ser entendidas pequeñas diferencias en ángulo los pares solitarios repelen a otros pares electrónicos cercano enlace.
- REGLA SEGUNDA: repulsión entre pares de electrones compartidos decrece con el incremento de la electronegatividad.
- REGLA TERCERA: 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: Repulsiones entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas.
- REGLA QUINTA: 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.
- REGLA SEXTA: En una capa de valencia que contenga cinco pares de electrones.

TIPOS DE ORBITALES MOLECULARES

✓ O.M. Enlazante
Energía menor que el orbital de partida
Interferencia constructiva
Genera Enlace Químico.



✓ O.M. Antienlazante
Interferencia destructiva
Energía mayor que el orbital de partida
Orbital Antienlazante (densidad electrónica baja entre núcleos).

BIBLIOGRAFÍA

UDS. (AGOSTO-SEPTIEMBRE de 2020). Obtenido de <https://plataformaeducativauds.com.mx/assets/docs/files/asignatura/c926f788cf82152eabecffede90be915.pdf>

