



Nombre de alumno:

Damaris Gabriela Pérez Santizo

Nombre del profesor:

Luz Elena Cervantes

Nombre del trabajo:

Supernotas sobre introducción a la química orgánica

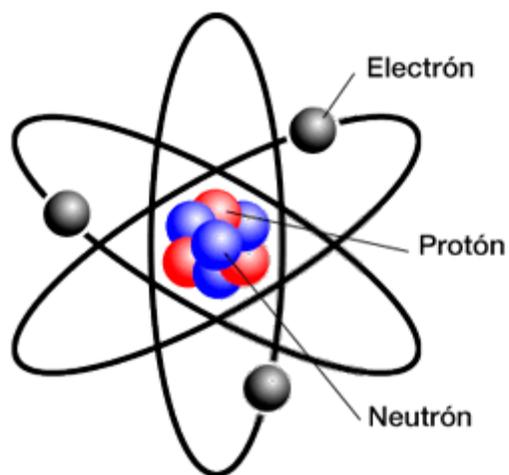
Materia: Química Orgánica

Grado: 1

Grupo: A

Conceptos básicos de la estructura atómica y molecular

En 1808, John Dalton estableció las hipótesis sobre las que fundó su teoría atómica. Los átomos de un elemento son idénticos si hablamos de su tamaño masa y propiedades, pero si hablamos de otro elemento los átomos son totalmente distintos.



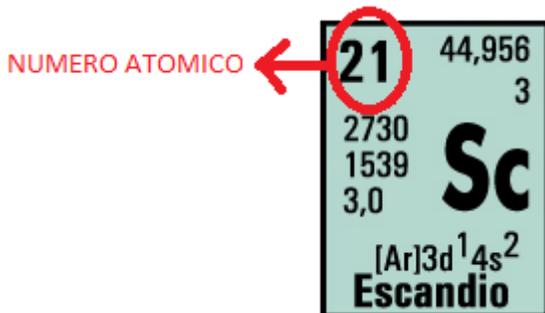
El átomo es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está conformado por electrones, protones y neutrones

- Los electrones son de carga negativa y están girando en cada órbita
- los protones son de carga positiva y se encuentran en el núcleo
- los neutrones como su nombre puede mencionarlo, son de carga neutra, es decir no son positivos pero tampoco negativos y están ubicados en el núcleo al igual que los protones

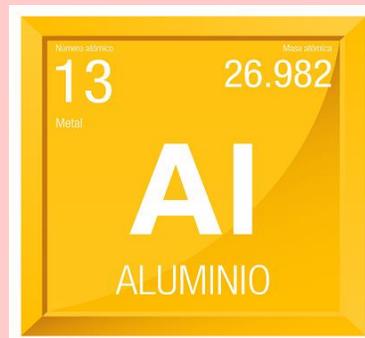
Se le llama *compuesto químico* a la unión de una o más sustancias dando origen así a una sustancia completamente nueva y diferente



Se le llama reacción química, cuando existe una separación, combinación o reordenamiento de átomos.



- El número de protones en el núcleo de un elemento se conoce como *número atómico (Z)*.
- El número de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento se conoce como *número de masa*.
- El *peso atómico* de un elemento es el promedio de las masas de los isótopos naturales.



La posición de un electrón puede definirse por 4 números cuánticos: n, l, m y s. Modelo atómico de Bohr.

- Número cuántico principal (n)

Nivel energético

- Número cuántico secundario (l)

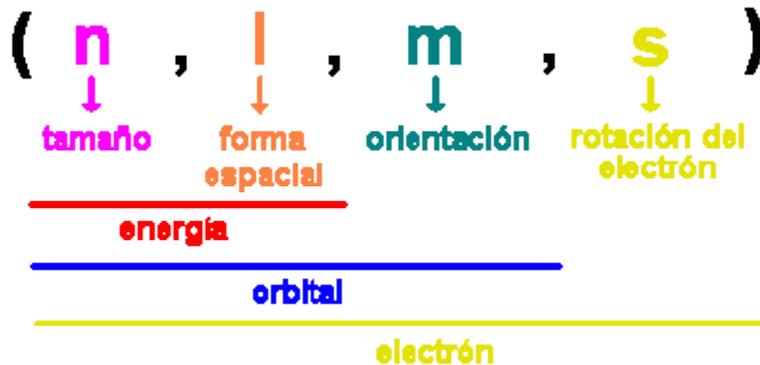
Subnivel energético

- Número cuántico magnético (m)

Orientación del orbital en el espacio

- Número cuántico espín (s).

Giro del electrón



La disposición de los electrones en los diversos orbitales atómicos se conoce como

Configuración electrónica

Niveles

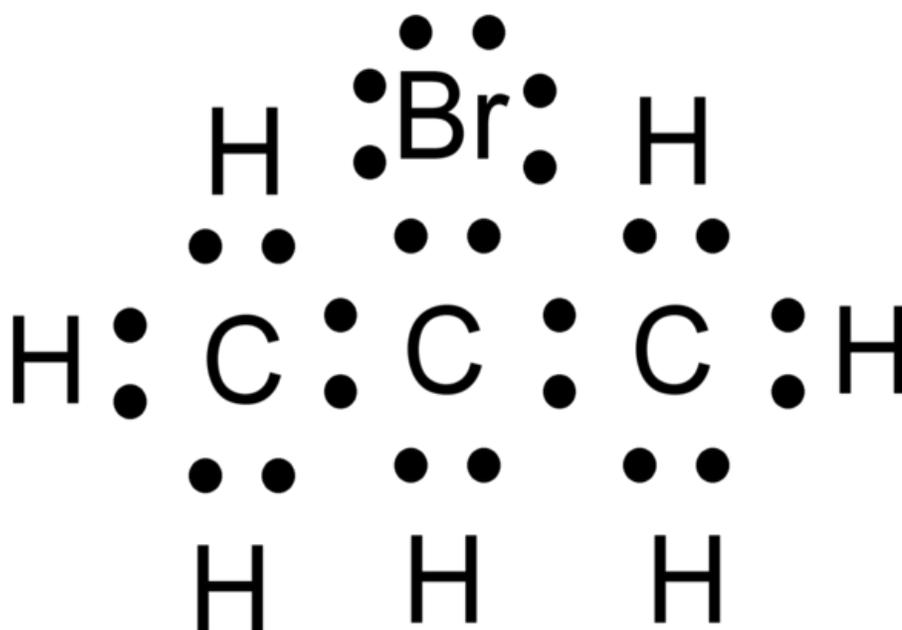
| | | | | |
|---|-----------------|-----------------|------------------|------------------|
| 1 | 1s ² | | | |
| 2 | 2s ² | 2p ⁶ | | |
| 3 | 3s ² | 3p ⁶ | 3d ¹⁰ | |
| 4 | 4s ² | 4p ⁶ | 4d ¹⁰ | 4f ¹⁴ |
| 5 | 5s ² | 5p ⁶ | 5d ¹⁰ | 5f ¹⁴ |
| 6 | 6s ² | 6p ⁶ | 6d ¹⁰ | 6f ¹⁴ |
| 7 | 7s ² | 7p ⁶ | 7d ¹⁰ | 7f ¹⁴ |

Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis

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.

Asimismo, no dice nada respecto a cuál es la hibridación química de sus átomos.



¿Cómo se realiza?

Para poder realizar una estructura de Lewis es fundamental saber la fórmula química del compuesto. Sin ella no se puede siquiera saber cuáles son los átomos que lo conforman.

Una vez con ella se recurre a la tabla periódica para ubicar cuáles son los grupos a que pertenecen.

En seguida se busca el grupo al que pertenece cada elemento.

El número de grupo es igual a la cantidad de electrones (puntos) de valencia.

¿Regla del octeto?

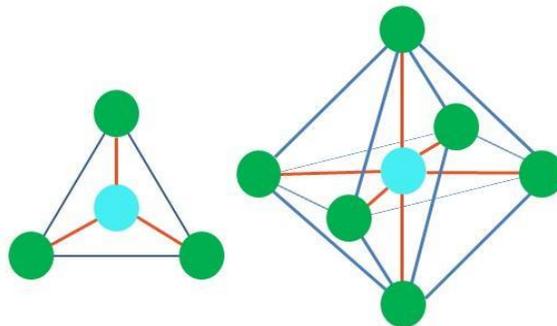
Esta dice que existe una tendencia de los átomos de completar su nivel energético con ocho electrones para alcanzar la estabilidad. Esto aplica para todos los elementos no metálicos o los que se encuentran en los bloques s o p de la tabla periódica.



Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis

La geometría molecular o estructura molecular es la distribución espacial de los átomos alrededor de un átomo central.

Las formas geométricas no son arbitrarias, sino que buscan el diseño más estable



En la imagen de arriba podemos observar los puntos verdes, a esos podemos llamar átomos y a las líneas naranjas los enlaces

La geometría molecular depende de cuántos átomos rodean al átomo central. Sin embargo, si están presentes un par de electrones sin compartir, éste modificará la geometría debido a que ocupa mucho volumen.

A continuación están los algunos de los diferentes tipos y ejemplo de cada uno:

Geometría lineal

-Etileno, $H_2C \equiv CH_2$

Geometría angular

-El agua

Plana trigonal

-Trifluoruro de bromo, BF_3

Tetraédrica

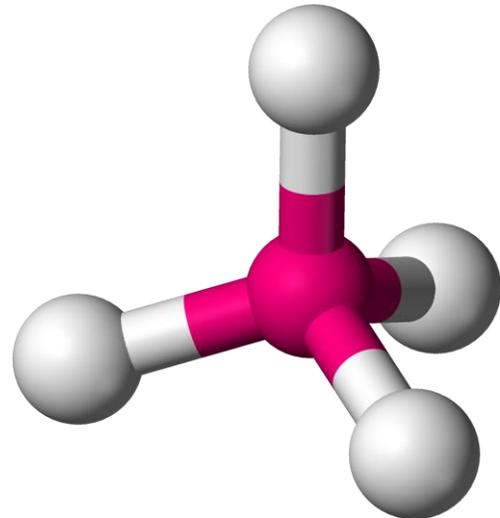
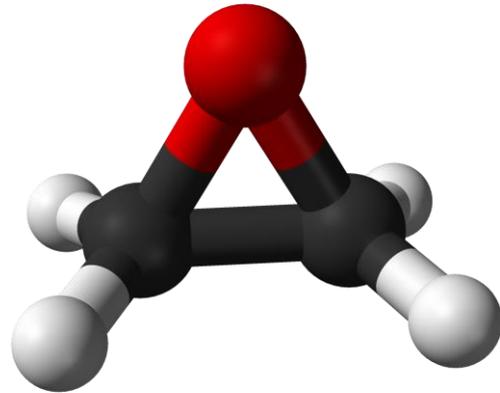
-Gas metano, CH_4

Pirámide trigonal

-Amoníaco, NH_3

Bipirámide trigonal

-Pentafluoruro de fósforo, PF_5



Estructura y propiedades de las moléculas

El **punto de ebullición** de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas. Para que un compuesto se vaporice, las fuerzas que mantienen las moléculas unidas unas a otras deben romperse

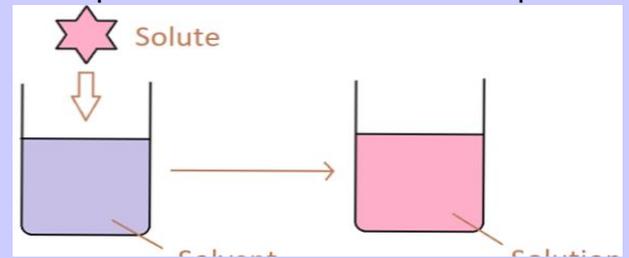


Punto de fusión Es la temperatura a la que un sólido se convierte en líquido. En este caso el factor que influye en el valor del punto de fusión también llamado el empaquetamiento de moléculas



Solubilidad: Se conoce como solubilidad a la capacidad que posee determinada sustancia para disolverse en otra y formar un sistema homogéneo.

La regla general es que lo semejante disuelve a lo semejante es decir, polares con polares y las soluciones no polares con las no polares



Modelo de repulsión del par electrónico de la capa de valencia

Este modelo fue propuesto por R. J. Gillespie y R. S. Nyholm en 1957.

Y así mismo fueron postuladas 6 reglas para llevar a cabo el modelo y se mencionan en seguida:

1° regla.- Los pares solitarios repelen a otros pares electrónicos cercano enlace.

2° regla.- La repulsión entre pares de electrones compartidos decrece con el incremento de la electronegatividad del ligante, X.

3° regla.- 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.

4° regla.- Las repulsiones entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas.

5° regla.- Cuando un átomo con una capa de valencia completa y uno o más pares de electrones solitarios se unen a otro átomo que tiene su capa de valencia incompleta

6° regla.- 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.

| Molécula | Estructura de Lewis | Pares enlazantes | Pares no enlazantes | Estructura | Geometría | Modelo molecular |
|-------------------------|---------------------|------------------|---------------------|------------|-------------------|------------------|
| BeCl₂ | | 2 | 0 | | Lineal | |
| BF₃ | | 3 | 0 | | Triangular | |
| CH₄ | | 4 | 0 | | Tetraédrica | |
| NH₃ | | 3 | 1 | | Pirámide trngonal | |
| H₂O | | 2 | 2 | | Angular | |

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.

Los orbitales moleculares (o.m.) se generan por combinación lineal de orbitales atómicos (o.a.) de la misma simetría y de similar energía.

O.M. Enlazante

Energía menor que el orbital de partida

Interferencia constructiva

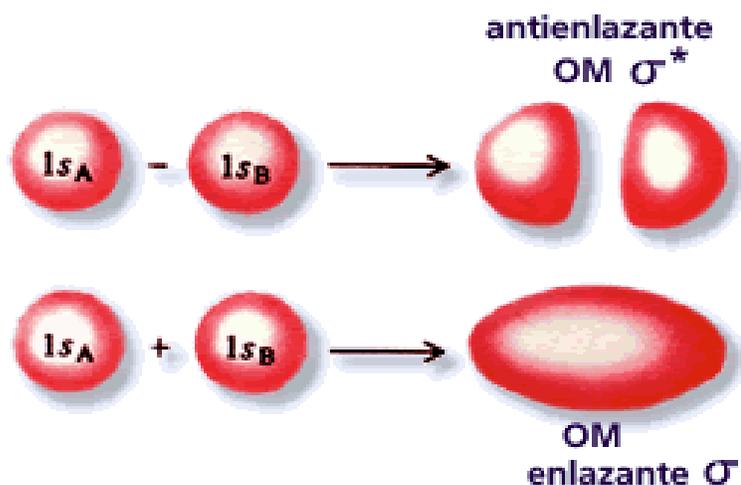
Genera Enlace Químico

O.M. Antienlazante

Interferencia destructiva

Energía mayor que el orbital de partida

Orbital Antienlazante (densidad electrónica baja entre núcleos)



Bibliografía:

- <https://plataformaeducativauds.com.mx/>
- <https://www.portaleducativo.net/>
 - <https://www.lifeder.com/>
 - Google imágenes