



**Nombre de alumno: Ayla Ebed
Zacarías Bartolón**

**Nombre del profesor: Luz Elena
Cervantes**

Nombre del trabajo: Súper Nota

PASIÓN POR EDUCAR

Materia: Química Orgánica

Grado: Primer Cuatrimestre

Grupo:

Comitán de Domínguez Chiapas a 10 de Septiembre de 2020

En 1808, John Dalton estableció las hipótesis sobre las que fundó su teoría atómica

a) 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.

b) Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento en una relación que es un número entero o una fracción sencilla.

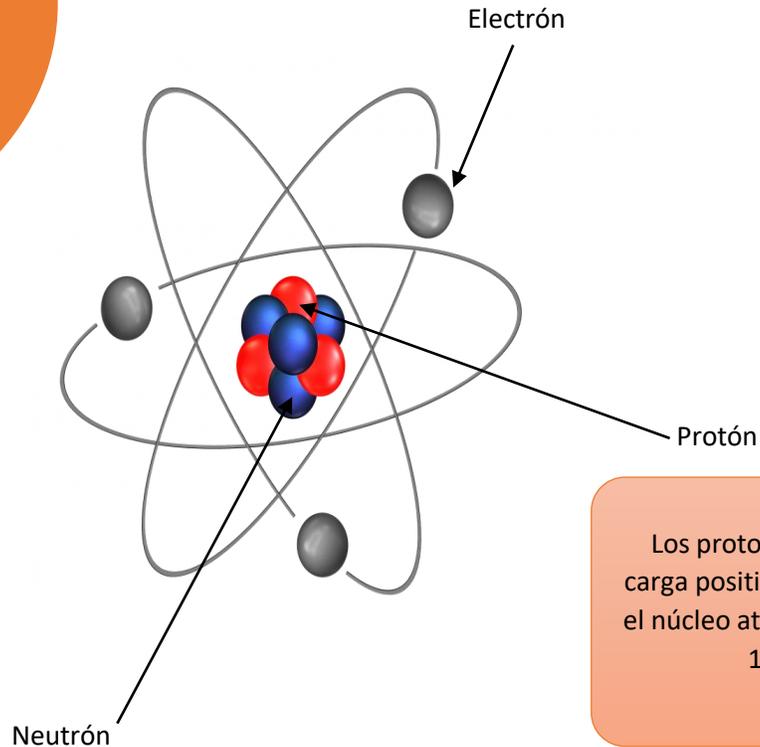
c) Una reacción química consiste en la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, los cuales no se crean ni se destruyen.



El átomo

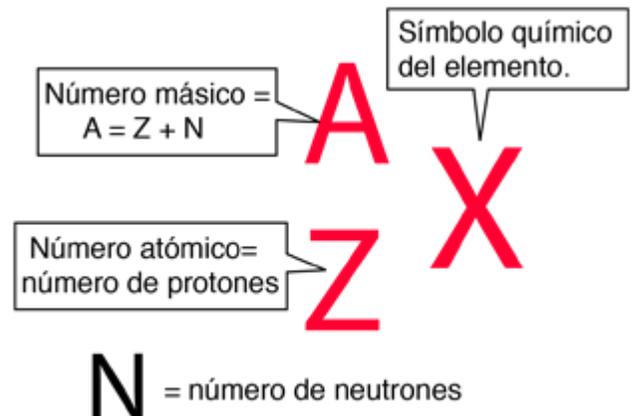
Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está formado por partículas subatómicas, de las cuales las más importantes son los electrones, los protones y los neutrones.

Los electrones son partículas con carga negativa que se encuentran en lugares energéticos conocidos como rempes u orbitales. Su masa es de 9.1×10^{-28} g.



Los protones son partículas con carga positiva que se encuentran en el núcleo atómico y cuya masa es de 1.67×10^{-24} g.

Los neutrones son partículas eléctricamente neutras, que se encuentran en el núcleo y que tienen una masa un poco mayor que la de los protones.



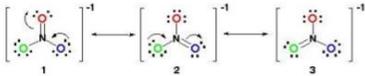
Representación de moléculas orgánicas a partir de estructuras de Lewis

Estructuras de Lewis y resonancia

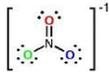
Es una estructura representativa de los electrones de valencia y los enlaces covalentes en una molécula o ion que sirve para tener una idea de su estructura molecular.

Resonancia.

No siempre existe una única estructura de Lewis que pueda explicar las propiedades de una molécula o ión.



A cada una de ellas se le denomina forma resonante y al conjunto híbrido de resonancia



¿Cómo se hace?

Para dibujar o bosquejar una estructura, fórmula o diagrama de Lewis es imprescindible la fórmula química del compuesto, no se puede siquiera saber cuáles son los átomos que conforman. Una vez con ella se recurre a la regla del octeto para ubicar cuáles son los grupos a

Ejemplo

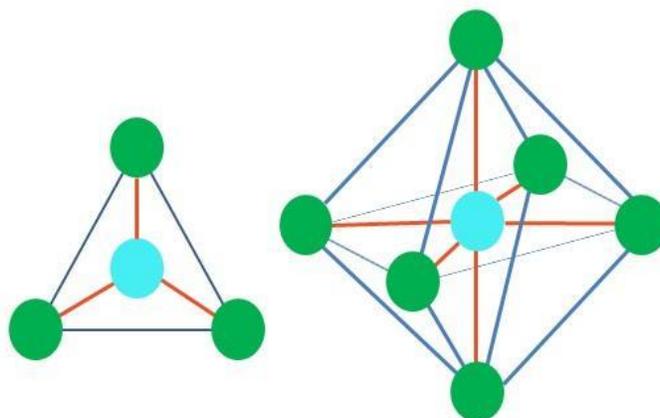
si se tiene el compuesto $C_14O_2N_3$ entonces habría que buscar los grupos en donde está el carbono, el oxígeno y el nitrógeno. Hecho esto, sin importar cuál sea el compuesto, el número de electrones de valencia sigue siendo el mismo, por lo que tarde o temprano se memorizan.

Esto aplica para todos los elementos no metálicos o los que se encuentran en los bloques s o p de la tabla periódica. No obstante, no todos los elementos obedecen la regla del octeto. Casos particulares son los metales de transición, cuyas estructuras se fundamentan más en las cargas formales y su número de grupo.

Geometría molecular a partir de estructuras de Lewis

¿Qué es la geometría molecular?

La geometría molecular o 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).



Este concepto nace de la combinación y los datos experimentales de dos teorías: la del enlace de valencia (TEV) y la de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV). Mientras que la primera define los enlaces y sus ángulos, la segunda establece la geometría y, por consiguiente, la estructura molecular.

Tipos

Lineal
Angular

- Tetraédrica

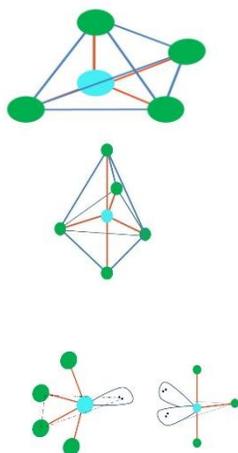
- Bipirámide trigonal

- Oscilante y forma de T

Octaédrica

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

De acuerdo a esto, la geometría puede presentar una serie de formas características para muchas moléculas. Y es aquí donde surgen los diferentes tipos de geometría molecular o estructura molecular.

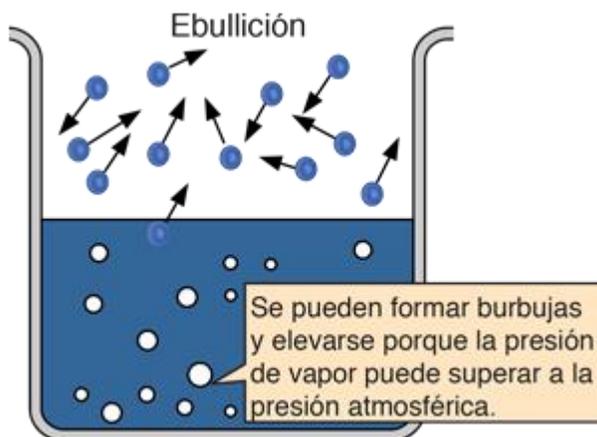


Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
BeCl₂	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	2	0	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	Lineal	
BF₃	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F}-\text{B}-\text{F} \end{array}$	3	0	$\begin{array}{c} \text{F} \\ \\ \text{F}-\text{B}-\text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$ 120°	Triangular	
CH₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4	0	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ 109,5°	Tetraédrica	
NH₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	3	1	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <109,5°	Pirámide trigonal	
H₂O	$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	2	2	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <109,5°	Angular	

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:

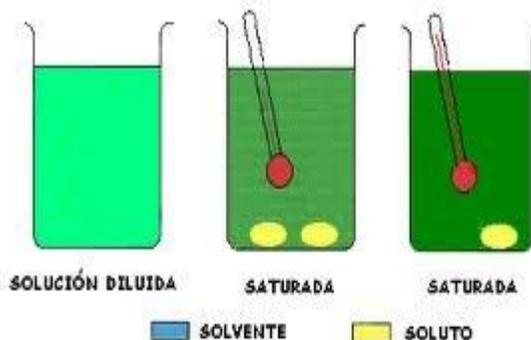
2.1. Puntos de ebullición El punto de ebullición de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas. Para que un compuesto se vaporice, las fuerzas que mantienen las moléculas unidas unas a otras deben romperse. Esto significa que el punto de ebullición de un compuesto depende de la tracción entre las moléculas, de manera que si las moléculas se mantienen unidas por fuertes fuerzas, se necesitará mucha energía para apartar las moléculas unas de otras y el compuesto tendrá el punto de ebullición muy alto.



2.2. 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 es el empaquetamiento de las moléculas. El empaquetamiento determina como se acomodan las moléculas dentro de una red cristalina. Cuanto mejor se ajusten al cristal mayor energía será necesaria para romper la red y, por tanto, mayor será el punto de fusión.

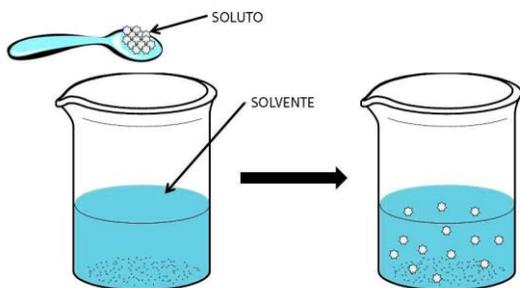


2.3. Solubilidad. Además de afectar a los puntos de ebullición y de fusión, las fuerzas intermoleculares determinan la solubilidad de los compuestos orgánicos. La regla general es que lo semejante disuelve a lo semejante, las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las no polares en disolventes no polares.



Hay cuatro casos distintos a la hora de considerar los efectos de la polaridad sobre la solubilidad.

1) Un soluto polar con un disolvente polar, como la disolución del cloruro sódico (soluto polar) en agua (disolvente polar). Se necesita una gran cantidad de energía para separar los iones del cloruro sódico pero el agua puede separarlos porque los solvata. Es decir, las moléculas de agua rodean al ión con el extremo adecuado del dipolo del agua hacia el ión.



2) Un soluto polar con un disolvente no polar, como el cloruro sódico (soluto polar) en la gasolina (disolvente no polar). En este caso no se produce la disolución del soluto porque las moléculas no polares de los hidrocarburos que constituyen las gasolinas no solvatan a los iones y no pueden superar la gran energía necesaria para romper la red

3)

Soluto no polar en disolvente no polar	Soluto no polar en disolvente polar
<ul style="list-style-type: none">Las moléculas no polares se atraen débilmente.El disolvente puede interactuar con las moléculas del soluto, separándolas y rodeándolas. Esto hace que el soluto se disuelva en el solvente.	<ul style="list-style-type: none">Las moléculas no polares se atraen débilmente y se necesita poca energía para separarlas.Pero para que una molécula no polar se disuelva necesita romper los enlaces o puentes de hidrógeno del disolvente polar.

4) Un soluto no polar con un disolvente polar, como la cera de parafina y el agua. Las moléculas no polares sólo se atraen débilmente y se necesita poca energía para separarlas. El problema es que las moléculas de agua se atraen fuertemente entre sí, por puentes de hidrógeno.

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



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

El modelo RPECV parte de la premisa de que los pares de electrones, como su nombre lo indica, se repelen entre sí y se sitúan alrededor del átomo central en pares (con espines opuestos) en posiciones de tal que cada par de electrones se encuentre lo más alejado posible de los demás.

Existen algunas reglas:

Primera regla

Una vez establecida la geometría molecular, los pares de electrones pueden ser entendidos como pequeñas esferas rígidas. Los pares solitarios repelen a otros pares de electrones.

Segunda regla

La repulsión entre pares de electrones disminuye con el incremento de la electronegatividad de los átomos.

Tercera regla

La repulsión de pares de electrones que forman parte de un enlace múltiple es menor que la repulsión de pares de electrones compartidos.

Cuarta regla

La repulsión entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas.

Quinta regla

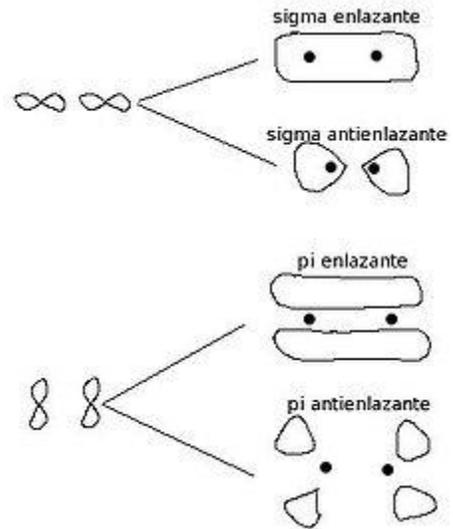
Cuando un átomo con una capa de valencia completa y uno o más pares de electrones solitarios se une a otro átomo que tiene su capa de valencia incompleta, se presenta la tendencia de los pares de electrones solitarios a transferirse parcialmente a la capa incompleta.

Sexta 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

Modelo del orbital molecular

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. 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.



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.

Esto define tipos de orbitales moleculares enlazantes y antienlazantes.

