

Nombre del Alumno:

Juan Pablo Palacios González

Nombre del Profesor:

Nombre del Trabajo:

Materia:

Introducción a la Química Orgánica

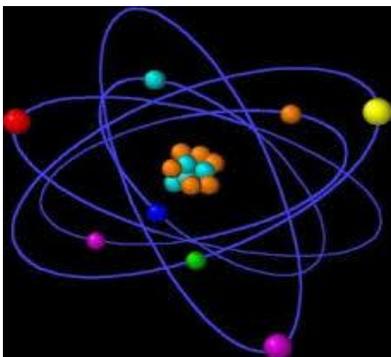
Grado:

Primer Cuatrimestre

Grupo:

LNU-01

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA



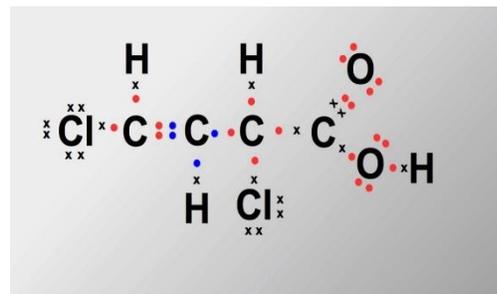
CONCEPTOS BASICOS DE LA ESTRUCTURA ATOMICA MOLECULAR Y ATOMICA

Un átomo es la mínima cantidad de materia que experimenta cambios químicos. La teoría aceptada hoy es que el átomo se compone de un núcleo de carga positiva formado por protones y neutrones, alrededor del cual se mueve una nube de electrones de carga negativa.

Una molécula es la mínima parte de materia que conserva las propiedades de un material, y puede estar formada por un sólo átomo (el helio: He, o los metales) o ser poli atómicas (como el agua: H₂O). Los átomos se unen para formar moléculas compartiendo electrones de su última capa. De esta forma, se quedarán ligados entre sí por un enlace químico, que puede ser de tres tipos: **Enlace iónico, Enlace covalente y Enlace metálico.**

REPRESENTACION DE LAS MOLECULAS ORGANICAS A PARTIR DE LA ESTRUCTURA 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. No obstante, ésta estructura falla al predecir algunos detalles importantes como la geometría molecular respecto a un átomo y su entorno (si es cuadrada, plana trigonal, bipiramidal, etc.). Asimismo, no dice nada respecto a cuál es la hibridación química de sus átomos, pero sí dónde se sitúan los dobles o triples enlaces y si existe resonancia en la estructura. Con esta información puede argumentarse sobre la reactividad de un compuesto, su estabilidad, el cómo y qué mecanismo seguirá la molécula cuando reaccione.



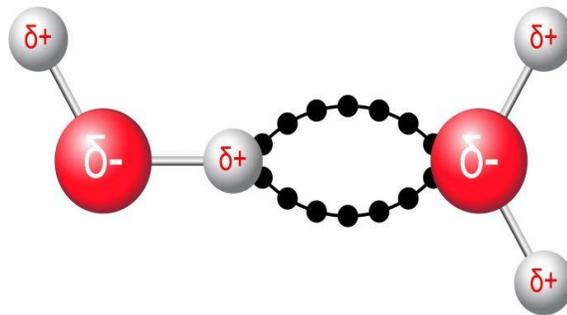
| Molécula | Estructura de Lewis | Pares enlazantes | Pares no enlazantes | Estructura | Geometría | Modelo molecular |
|-------------------|---------------------------------|------------------|---------------------|---------------------------------------|-------------------|------------------|
| BeCl ₂ | $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ | 2 | 0 | $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ | Lineal | |
| BF ₃ | $\text{F}-\text{B}-\text{F}$ | 3 | 0 | $\text{F}-\text{B}-\text{F}$ (120°) | Triangular | |
| CH ₄ | $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ | 4 | 0 | $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ (109,5°) | Tetraédrica | |
| NH ₃ | $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ | 3 | 1 | $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ (109,5°) | Pirámide trigonal | |
| H ₂ O | $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ | 2 | 2 | $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ (109,5°) | Angular | |

GEOMETRIA MOLECULAR A PARTIR DE LA ESTRUCTURA DE LEWIS

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: Geometría lineal, Geometría angular, Plana trigonal, Tetraédrica, Pirámide trigonal, Bipirámide trigonal, Oscilante y Forma de T.

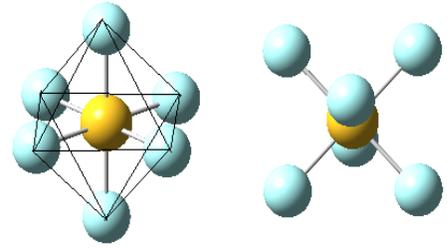
ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS MOLECULAS

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. Los alcanos tienen punto de ebullición relativamente bajo porque como se trata de moléculas polares las fuerzas intermoleculares que actúan son las de dispersión de London entre dipolos inducidos que son las más débiles. Hay cuatro casos distintos a la hora de considerar los efectos de la polaridad sobre la solubilidad. Acidez en las moléculas orgánicas y Efecto inductivo y fuerza ácida.

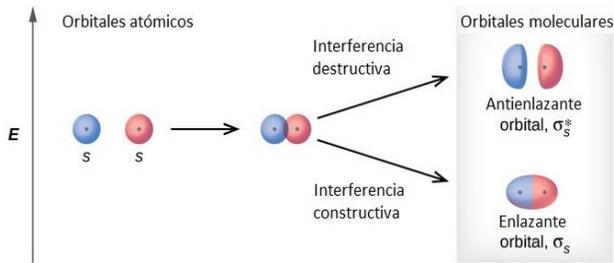


MODELO DE REPULSION DEL PAR ELECTRONICO DE LA CAPA DE VALENCIA

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. El modelo RPECV parte de la idea como su nombre lo indica, de que los electrones alrededor de A están apareados (con espines opuestos). Los pares adquieren en el espacio una posición de tal que cada uno esté lo más alejado posible de los demás. REGLA PRIMERA Una vez establecida la geometría de una molécula, pueden ser entendidas pequeñas diferencias en ángulo. Los pares solitarios repelen a otros pares electrónicos cercano enlace. REGLA SEGUNDA La repulsión entre pares de electrones compartidos decrece con el incremento de la electronegatividad del ligante, X. REGLA TERCERA 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. REGLA CUARTA Las repulsiones entre pares de electrones en capas llenas es mayor que aquella entre pares de electrones en capas incompletas. REGLA QUINTA 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 llena o a la incompleta. REGLA SEXTA 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.



SF₆ GEOMETRÍA OCTAÉDRICA
6 PARES ELECTRÓNICOS DE VALENCIA

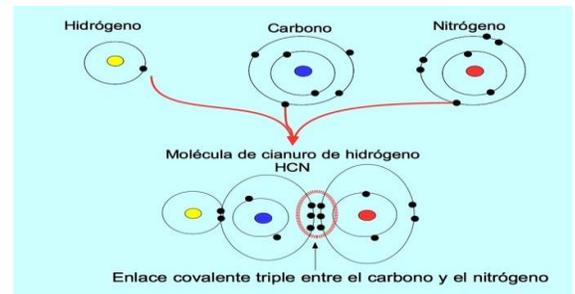


MODELO ORBITAL MOLECULAR

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 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. 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).

TIPOS DE ENLACES EXISTENTES EN COMPUESTOS ORGANICOS

El enlace covalente es la unión que explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto orgánico. Este tipo de interacciones intermoleculares son de especial importancia en el estado sólido y líquido, ya que las moléculas están en contacto continuo. Los puntos de fusión, de ebullición y las solubilidades de los compuestos orgánicos muestran los efectos de estas fuerzas. Hay tres tipos principales de interacciones intermoleculares que hacen que las moléculas se asocien para formar sólidos y líquidos: las fuerzas entre dipolos de las moléculas polares, las fuerzas de London que afectan a todas las moléculas, y los puentes de hidrógeno que atraen moléculas que tienen grupos OH y NH.

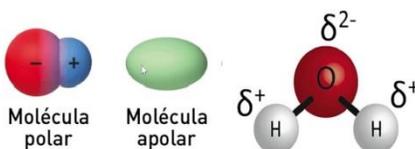


POLARIDAD DE LAS MOLECULAS

La solubilidad es una propiedad física que se relaciona directamente con la polaridad de las moléculas. En esta parte, aprenderemos a establecer si una molécula es polar o no polar (apolar). 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. Esto depende del tipo de átomos que lo conforman: si los átomos son iguales, el enlace será apolar (ya que ningún átomo atrae con más fuerza los electrones). 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. Consideremos el enlace H-H y H-F: Vemos que en el enlace H-H ningún átomo es más electronegativo que el otro. Por tanto, el par de electrones no se polariza y podemos decir que el momento dipolar (μ) es cero. En el caso del enlace H-F, el flúor es más electronegativo que el hidrógeno. Por tanto, el par de electrones se siente atraído hacia el flúor. Podemos representar esta polarización del enlace por medio de una flecha, que SIEMPRE apunta al átomo más electronegativo. En el caso del H-F, el momento dipolar (μ) es diferente de cero.

POLARIDAD

(de los enlaces y de las moléculas)

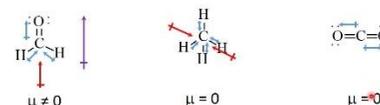


MOMENTO DIPOLAR

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. En el caso de moléculas con más de dos átomos, el momento dipolar dependerá de la polaridad de todos sus enlaces y de la geometría molecular. La presencia de enlaces polares NO IMPLICA necesariamente que la molécula sea polar.

MOMENTO DIPOLAR (μ)

• Una molécula con enlaces polares puede o no ser polar - **Simetría**



INTERACCIONES INTERMOLECULARES

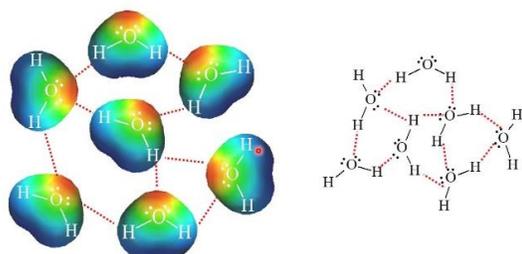


Figura 7. Formación de puentes de hidrógeno entre moléculas de agua

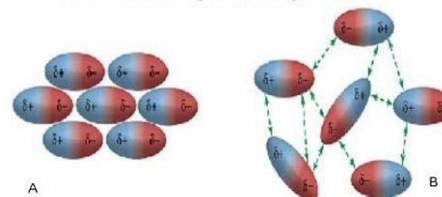
INTERACCIONES MOLECULARES

1. Atracción dipolo-dipolo: fuerzas que se producen entre dos o más moléculas polares, por atracción entre cargas parciales positivas y negativas (Foto). Ejemplo puente de Hidrógeno.
2. Atracción ión-dipolo: fuerza entre un ión positivo o negativa y una molécula polar.
3. Fuerzas de Van de Waals (fuerzas de London): son atracciones débiles entre moléculas no polares. Se producen cuando estas moléculas no tienen polos y son inducidas a provocar un desplazamiento momentáneo de los electrones, generando un polo positivo y uno negativo, gracias al cual se sienten atraídas.

FUERZAS DIPOLO-DIPOLO

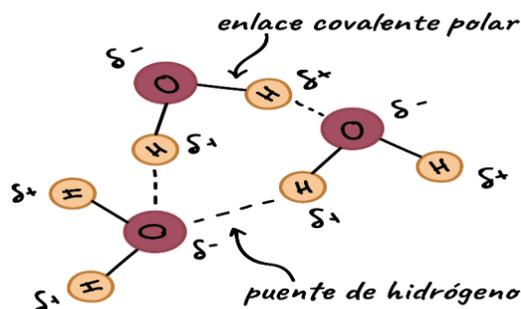
Fuerzas entre dipolos. La mayor parte de las moléculas tienen momentos bipolares permanentes como resultado de sus enlaces polares. Cada momento bipolar molecular tiene un extremo positivo y otro negativo. La situación más estable es la que presenta el extremo positivo cerca del extremo negativo de otra molécula. Las moléculas pueden girar y orientarse hacia la situación más estable que es en la orientación positivo-negativo. Las fuerzas entre dipolo-dipolo son fuerzas de atracción intermolecular. 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. Esta fuerza de atracción depende del contacto superficial entre las moléculas y por tanto es proporcional al área molecular. El CCl_4 tiene un área superficial mayor que la del cloroformo (CHCl_3) ya que un átomo de cloro es mayor que un átomo de hidrógeno las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de CCl_4 son más fuertes que las que aparecen entre las moléculas de CHCl_3 . Las fuerzas de Van der Waals son fuerzas de atracción intermolecular entre dipolos, sean éstos permanentes o inducidos. Son fuerzas de tipo electrostático que unen a las moléculas tanto polares como apolares. Su valor oscila entre 0.1 y 35 KJ/mol.

Fuerzas dipolo-dipolo



A) Esquema de atracción que se genera entre las moléculas cuando los dipolos se orientan de modo de enfrenar los polos opuestos.

B) Esquema de la repulsión que se genera entre las moléculas cuando los polos de igual signo



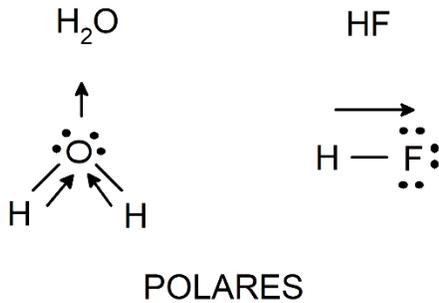
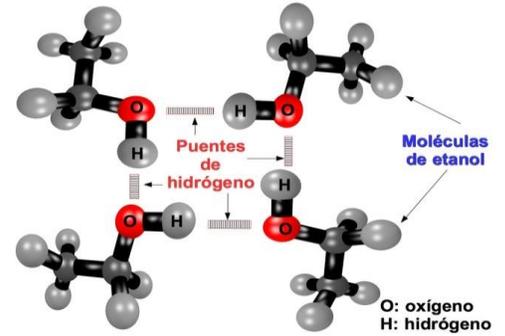
PUENTE DE HIDROGENO

Un puente de hidrógeno no es un enlace verdadero sino una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolos. Un átomo de hidrógeno puede participar en un puente de hidrógeno si está unido a oxígeno, nitrógeno o flúor, porque los enlaces O-H, N-H y F-H están muy polarizados dejando al átomo de hidrógeno con una carga parcial positiva. Este átomo de hidrógeno tiene una gran afinidad hacia electrones no compartidos y forma agregados intermoleculares con los electrones no compartidos de los átomos de oxígeno, nitrógeno y flúor.

FUERZAS INTERMOLECULARES

Para entender por qué las moléculas de un gas enfriado se convierten en un líquido, debemos considerar la naturaleza de estas fuerzas de atracción entre las moléculas (y átomos). Las atracciones entre moléculas se llaman Fuerzas Intermoleculares. Existen otros tipos de atracciones llamadas intermoleculares que son las fuerzas responsables de la unión de los átomos dentro de una molécula. Existen tres tipos de fuerzas de atracción entre moléculas:

- Fuerzas de dispersión de London
- Fuerzas dipolo - dipolo
- Fuerzas de puente de hidrógeno (enlace de hidrógeno)



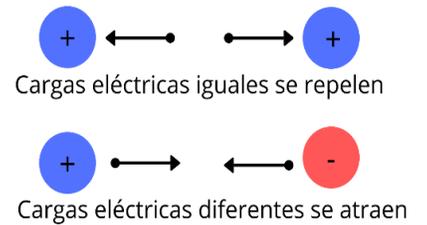
FUERZAS DE VANDER WAALS

Las fuerzas de Van der Waals son fuerzas de atracción intermolecular entre dipolos, sean éstos permanentes o inducidos. Son fuerzas de tipo electrostático que unen a las moléculas tanto polares como apolares. Su valor oscila entre 0.1 y 35 KJ/mol. En química física, la fuerza de van der Waals (o interacción de van der Waals), denominada así en honor al científico holandés Johannes Diderik van der Waals, es la fuerza atractiva o repulsiva entre moléculas (o entre partes de una misma molécula) distintas a aquellas debidas al enlace covalente o a la interacción electrostática de iones con otros o con moléculas neutras. También se usa en ocasiones como un sinónimo para la totalidad de las fuerzas intermoleculares. Cuando las moléculas tienen movimiento térmico, como cuando están en fase gaseosa o líquida, la fuerza electrostática se reduce significativamente, debido a que las moléculas rotan térmicamente y experimentan las partes repulsiva y atractiva de la fuerza electrostática. Algunas veces, este efecto se expresa indicando que el "movimiento térmico aleatorio a temperatura ambiente puede imponerlo o anularlo" (refiriéndose al componente electrostático de la fuerza de van der Waals). Claramente, el efecto térmico promedio es mucho menos pronunciado para las fuerzas atractivas de inducción y dispersión

FUERZAS ELECTROSTATICAS

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. Dependiendo del signo de las cargas que interaccionan, la fuerza electrostática puede ser atractiva o repulsiva. La interacción entre cargas en movimiento da lugar a los fenómenos magnéticos. Históricamente los fenómenos eléctricos y magnéticos se descubrieron y estudiaron de forma independiente, hasta que en 1861 James Clerk Maxwell unificó todos ellos en las cuatro ecuaciones que llevan su nombre. Por simplicidad, en estas páginas trataremos por separado los fenómenos eléctricos y magnéticos. En el Sistema Internacional, la unidad de carga eléctrica es el Culombio (C). Un Culombio es la cantidad de carga que pasa por la sección transversal de un conductor eléctrico en un segundo, cuando la corriente eléctrica es de un amperio. La carga eléctrica es una propiedad fundamental de la materia que poseen algunas partículas subatómicas. Esta carga puede ser positiva o negativa. Todos los átomos están formados por protones (de carga positiva) y electrones (de carga negativa). En general, los átomos son neutros, es decir, tienen el mismo número de electrones que de protones. Cuando un cuerpo está cargado, los átomos que lo constituyen tienen un defecto o un exceso de electrones.

Fuerzas electrostáticas



Significados.com

| Grupos Funcionales | | | |
|-------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------|
| R = cadena alifática con cualquier número de carbonos | | | |
| Nombre del Grupo Funcional | Estructura General | Estructura Ejemplo | Nombre Gráfico |
| Alcano | $-C-$ | $CH_3-CH_2-CH_3$ | propano |
| Alqueno | $>C=C<$ | $CH_2=CH-CH_3$ | propeno |
| Alquino | $-C\equiv C-$ | $CH_3-C\equiv CH_2$ | propino |
| Alcohol | $R-OH$ | $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ | propanol |
| Éter | $R-O-R$ | $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ | diel éter |
| Aldehído | $R-\overset{O}{\parallel}C-H$ | $CH_3-CH_2-\overset{O}{\parallel}C-H$ | propanal |
| Cetona | $R-\overset{O}{\parallel}C-R$ | $CH_3-\overset{O}{\parallel}C-CH_3$ | Propanona o acetona (o metil cetona -dimetil cetona es redundante-) |
| Ácido carboxílico | $R-\overset{O}{\parallel}C-OH$ | $CH_3-\overset{O}{\parallel}C-OH$ | etanoico o ácido acético |
| Ester | $R-\overset{O}{\parallel}C-O-R$ | $CH_3-\overset{O}{\parallel}C-O-CH_3$ | etanoato de metilo o acetato de metilo |
| Amina | $R-NH_2$ o $R-NH-R$ | $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$ | propilamina |
| Ámida | $R-\overset{H}{\parallel}N-\overset{O}{\parallel}C-R$ | $CH_3-\overset{H}{\parallel}N-\overset{O}{\parallel}C-CH_3$ | metil etanamida o metil etilamida |

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. Muchos compuestos orgánicos contienen más de un grupo funcional.

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 (ya que ningún átomo atrae con más fuerza los electrones). 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. En el caso de moléculas con más de dos átomos, el momento dipolar dependerá de la polaridad de todos sus enlaces y de la geometría molecular. La presencia de enlaces polares NO IMPLICA necesariamente que la molécula sea polar. 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. A continuación, se da una tabla de electronegatividades para los principales átomos de interés en Química Orgánica

| CUADRO DE GRUPOS FUNCIONALES | | | | |
|------------------------------|------------------------------|------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| FAMILIA | FÓRMULA GRAL. O DESARROLLADA | NOMBRE | IMAGEN 3D | ESTRUCTURA |
| Alcanos | C_nH_{2n+2} | Alcano |  |  |
| Alquenos | C_nH_{2n} | Alqueno |  |  |
| Alquinos | C_nH_{2n-2} | Alquino |  |  |
| Alcoholes | $R-OH$ | Hidroxilo |  |  |
| Aminas | $R-NH_2$ | Amina primaria |  |  |
| | $R-NH-R$ | Amina secundaria |  |  |
| | $R-N-R$ | Amina terciaria |  |  |
| Carbonilo (Aldehído) | $R-C(=O)H$ | Aldehído |  |  |
| Carbonilo (cetona) | $R-C(=O)R$ | Ceto |  |  |
| Ácidos | $R-C(=O)OH$ | Carboxilo |  |  |
| Amidas | $R-C(=O)NH_2$ | Amido |  |  |
| Esteres | $R-C(=O)OR$ | Ester |  |  |
| Fosfato | $R-PO_4$ | Fosfato |  |  |

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/21700290/helvia/aula/archivos/repositorio/0/39/html/concepts.html#:~:text=Conceptos%20b%C3%A1sicos&text=Un%20%C3%A1tomo%20es%20la%20m%C3%ADnima,de%20electrones%20e%20carga%20negativa.>

<https://www.todamateria.com/estructura-de-lewis/>

http://cienciasfera.com/materiales/fisicayquimica/quimica/tema05/11_geometra_molecular_modelo_rpevcv.html

<https://www.quimitube.com/videos/modelo-de-repulsion-de-los-pares-electronicos-de-la-capade-valencia-rpevcv/>

<https://www.caracteristicas.co/molculas/>

<https://www.liceoagb.es/quimiorg/covalente3.html>

<https://www.diferenciador.com/tipos-de-enlaces-quimicos/>

<https://www.youtube.com/watch?v=kxVbFulpWCw>

<https://slideplayer.es/slide/5422457/>

<https://es.khanacademy.org/science/ap-biology/chemistry-of-life/structure-of-water-and-hydrogen-bonding/a/hydrogen-bonding-in-water>

<https://www.todamateria.com/fuerzas-intermoleculares/>

<https://concepto.de/fuerzas-de-van-der-waals/>

<https://www.significados.com/ley-de-coulomb/>

<https://www.pinterest.com/pin/766104586583143499/>

http://uapas1.bunam.unam.mx/ciencias/grupos_funcionales/