

## **TEMA 9**

### **PRINCIPIOS DE QUÍMICA ORGÁNICA**

- 9.1 Concepto y evolución de la Química Orgánica. Química de los Compuestos del carbono.**
- 9.2 Fórmulas en Química Orgánica.**
- 9.3 Isomería. Tipos de isomería.**
- 9.4 Grupos funcionales y series homólogas.**
- 9.5 Formación de enlaces en los compuestos orgánicos.**
- 9.6 Factores que influyen en la disponibilidad electrónica en los enlaces y en los átomos.**

## **9.1 Concepto y evolución de la Química Orgánica. Química de los compuestos del Carbono.**

La Química orgánica se define como la Química del carbono y sus compuestos, llamados moléculas orgánicas, las cuales también pueden contener O, N, S, P y halógenos y con menos frecuencia B, Si, As y elementos metálicos. En 1784 Lavoiser realizó la combustión de productos orgánicos naturales, viendo que formaban  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , por lo que dedujo que todos contenían C e H. Midiendo el  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  formados, determinó la proporción de éstos, iniciando así el análisis cuantitativo.

Antiguamente se definieron los compuestos inorgánicos como aquellos que procedían de los minerales y los compuestos orgánicos, los que se obtenían de las fuentes vegetales y animales, es decir de materiales producidos por organismos vivos. De ahí que hasta el siglo XIX se creyera que los compuestos orgánicos debían tener su origen en organismos vivos no pudiendo ser sintetizados a partir de sustancias inorgánicas.

Sin embargo, posteriormente, esta teoría vitalista (participación de una fuerza vital para la síntesis de un compuesto orgánico) se echa por tierra, cuando en 1828, el químico alemán Fridrich Wöhler, sintetizó, por primera vez un compuesto orgánico, la urea, idéntica a la que sintetizaban los organismos vivos, a partir de cianato de plomo (sal inorgánico). Le siguió Kolbe y Berthelot sintetizando el ácido acético en 1845 y el metano en 1858, respectivamente.

Las propiedades de los productos orgánicos son muy distintas a la de los inorgánicos: sus temperaturas de fusión y ebullición son más bajas, su reactividad es más lenta y compleja, sus estructuras más complicadas, son casi todos combustibles y poseen mayoritariamente enlaces covalentes.

A diario convivimos con productos orgánicos: los propios de nuestro cuerpo, enzimas, proteínas, hormonas, ácidos nucleicos, etc.; los alimentos; nuestra ropa, nylon, poliamidas etc; los perfumes; el combustible de nuestros medios de transporte; medicamentos; plaguicidas; plásticos, cauchos y pinturas; celulosas, etc. Todo ello hace que el conocimiento de la Química Orgánica para los Ingenieros y Tecnólogos, entre otros, sea imprescindible, dado que tanto la industria química, mecánica y electrónica, la ingeniería civil, la arquitectura, etc,

son dependientes de materiales orgánicos, innovadores y con propiedades que requieren de su conocimiento químico.

A pesar de que la Química Orgánica ha mejorado nuestra calidad de vida, es importante reconocer, la parte negativa de algunos compuestos orgánicos, cuyo vertido ha contribuido a la contaminación ambiental, causando daños no solamente en la flora y fauna, sino también en la especie humana.

El petróleo es la fuente de materias primas más importante de la Industria Química Orgánica, le sigue el carbón, el gas natural, en la que predomina el metano y materias obtenidas de animales y plantas. Todas ellas contribuyen a la obtención de productos como : benceno, metano, etano, etileno, propileno, metanol, etanol, ácido acético, ácido cianhídrico, anilina, grasas celulosa, etc, que son las materias primas básicas de las industrias en las que el ingeniero debe de mejorar las técnicas y resolver problemas gracias a una buena formación de las ciencias básicas.

Las moléculas orgánicas poseen miles de átomos y su ordenamiento puede ser muy complicado, aún en moléculas relativamente pequeñas. Uno de los grandes problemas en Química Orgánica es encontrar cómo se ordenan los átomos en la moléculas, es decir, determinar las estructuras de las moléculas orgánicas, lo cual determina las reacciones que pueden experimentar.

## **9.2 Fórmulas en Química Orgánica.**

Cada ordenamiento atómico diferente corresponde a un compuesto distinto y cada compuesto tiene sus características químicas y físicas propias, por lo que es muy importante la representación de las moléculas orgánicas definidas por medio de los distintos tipos de fórmulas:

- **Fórmula empírica.** Se define como la relación más sencilla entre números enteros de átomos existentes en una molécula, expresados como subíndices de los símbolos, de tal forma que determina los elementos presentes en el compuesto y su proporción relativa. Por ejemplo:  $\text{CH}_2\text{O}$ .
- **Fórmula molecular** indica el n.º verdadero de cada clase de átomo en una molécula. Por ejemplo:  $(\text{CH}_2\text{O})_6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

Pero esta información puede no ser suficiente. Observemos que la fórmula molecular  $C_2H_6O$  corresponde a dos compuestos: etanol y dimetiléter. Es necesario recurrir a otros métodos para la identificación, aprovechando propiedades diferentes: puntos de fusión (p.f.), puntos de ebullición (p.e.), índices de refracción, densidades etc.

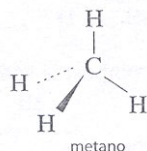
Se pueden utilizar distintas notaciones para determinar estas estructuras moleculares:

**Fórmulas Kekulé:** Especifican todos los enlaces entre los distintos átomos.

**Fórmulas condensadas:** Para simplificar más se omiten la mayoría de los enlaces y pares solitarios

**Fórmulas en zigzag:** El esqueleto carbonado se representa mediante una línea en zigzag, omitiendo todos los hidrógenos. Cada extremo representa un grupo metilo y cada vértice un átomo de carbono.

**Fórmulas estereoquímicas:** Indican la posición de los átomos en el espacio. Los enlaces de trazo continuo corresponde a los situados en el plano del papel, los de trazo discontinuo los que se dirigen hacia atrás y los de trazo grueso y triangular los dirigidos hacia delante.

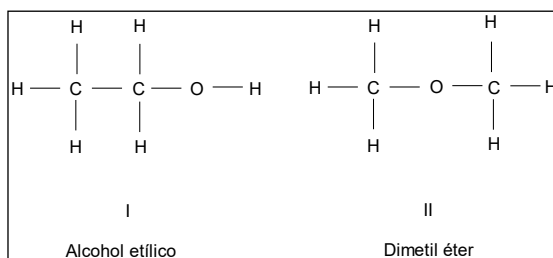


Fórmulas de Kekulé	Fórmulas condensadas	Fórmulas en zigzag
$  \begin{array}{c}  \text{H} & \text{H} & \text{H} \\    &   &   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\    &   &   \\  \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	
$  \begin{array}{c}  \text{H} & \text{Br} & \text{H} & \text{H} \\    &   &   &   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{Br} \\    &   &   &   \\  \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H}  \end{array}  $	$  \begin{array}{c}  \text{Br} \\    \\  \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{Br}  \end{array}  $	
$  \begin{array}{c}  \text{H} & \text{O} & \text{H} \\    &    &   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \\    & &   \\  \text{H} & & \text{H}  \end{array}  $	$\text{CH}_3\text{C}(=\text{O})\text{CH}=\text{CH}_2$	
$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	$\text{HC}\equiv\text{CCH}_2\text{OH}$	

### 9.3 Isomería. Tipos de isomería

Se define **isomería** como la propiedad por la que varios compuestos que tienen la misma fórmula molecular presentan propiedades diferentes.

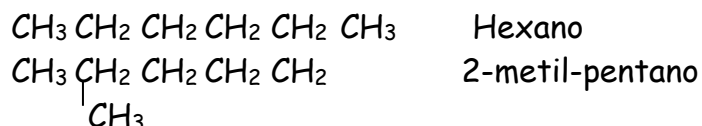
Tomamos como ejemplo las dos sustancias del apartado anterior, alcohol etílico y dimetil éter, que tienen la misma fórmula molecular,  $C_2H_6O$ , y, sin embargo, son dos compuestos claramente distintos. Estos compuestos se llaman **isómeros** y se diferencian en el orden en que se enlazan sus átomos.



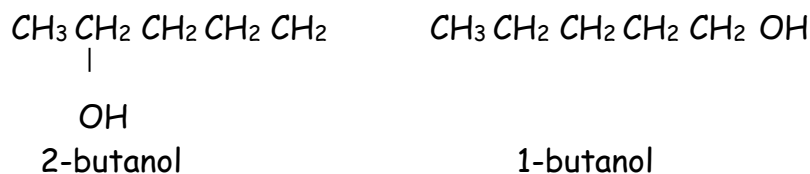
Se definen distintos tipos de isomería:

- **Isómeros de constitución o isomería estructural.** Aquellos compuestos que tienen idéntica fórmula molecular, pero en los que el orden en los que están conectados los átomos individuales es distinto. Se dividen en:

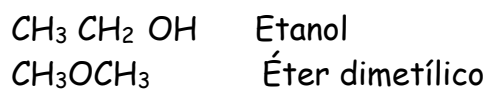
- **Isómeros de cadena o esqueleto.** Difieren en la forma en que se distribuyen los carbonos.



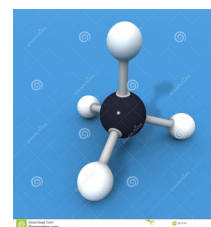
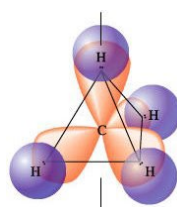
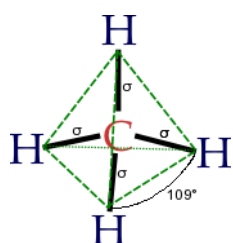
- **Isómeros de posición.** Son isómeros cuyo grupo funcional ocupa distintos lugares en la cadena.



- **Isómeros de función.** A pesar de que su fórmula molecular es la misma, su grupo funcional es distinto.

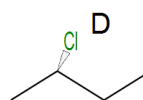
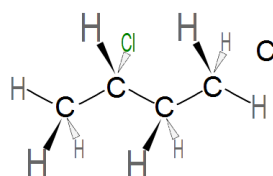
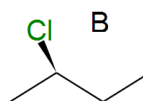
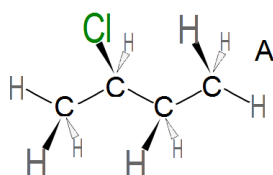


- **Estereoisomería.** Se definen los estereoisómeros, como isómeros con el mismo orden entre sus átomos pero con disposición espacial diferente. Podemos pensar que las moléculas orgánicas son planas y que se mueven en un solo plano en el espacio pero eso no es así. Cuando los átomos están enlazados todos los átomos tienen su propio volumen y además ellos deben acomodarse de tal manera que las repulsiones entre sus nubes electrónicas se minimicen de la mayor manera posible y eso puede hacer que se distribuyan no sólo en un plano si no en los otros dos. Esto hace que en la realidad las moléculas se vean tridimensionalmente con ángulos de  $109^{\circ} 28'$  entre sus átomos. Todos los enlaces C-H tienen la misma longitud (del centro del átomo de C al átomo de H) de 0,17 nm y están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro.

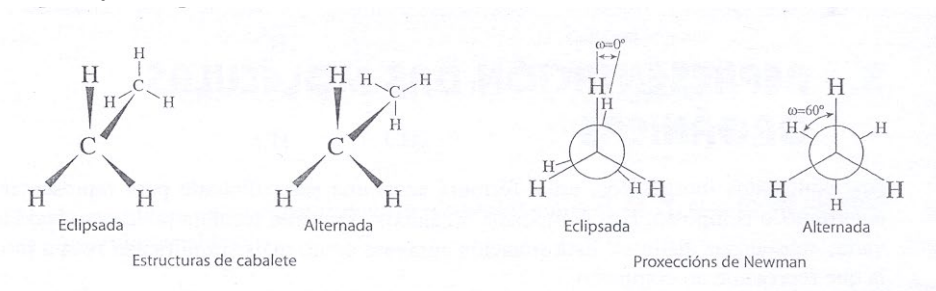


Para representar la tridimensionalidad de las moléculas en el papel se utiliza el sistema de líneas y cuñas. Las líneas indican que los átomos que están unidos están en el mismo plano. Cuando se ven cuñas indican que no están en el mismo plano. Las cuñas "rellenas", son átomos que están saliendo del plano y las cuñas "interrumpidas" son átomos que están "entrando" hacia atrás en el plano.

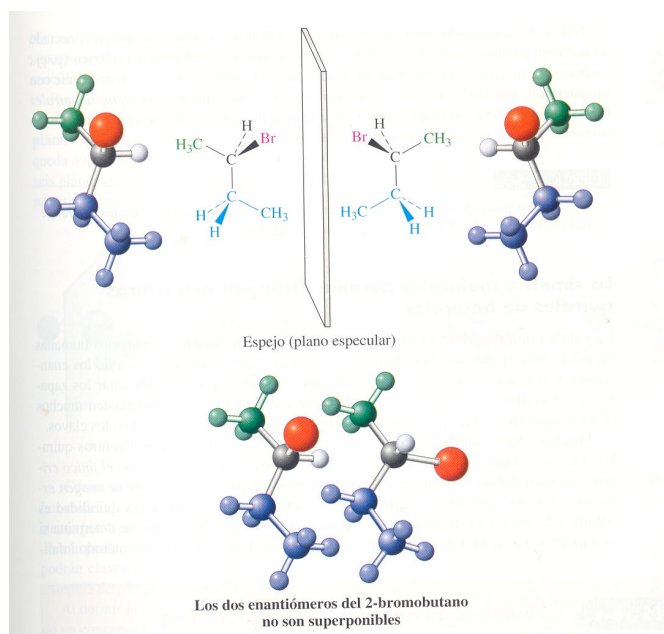
2-clorobutano



- **Isomería conformacional.** Se definen isómeros conformacionales o confórmeros, aquellos que difieren en la posición de rotación alrededor de los enlaces sencillos. Por ejemplo el etano:



- **Isomería óptica.** Se da en compuestos llamados enantiómeros los cuales presentan entre sí una relación objeto-imagen especular, pero sin embargo, no poseen ni plano ni centro de simetría. Las moléculas con estas características se dice que son **quirales**. Estos compuestos contienen un átomo conectado a cuatro sustituyentes distintos, cuyo centro se denomina **átomo asimétrico** o **estereocentro**.



Cada uno de los enantiómeros tiene una ordenación diferente de los cuatro sustituyentes y estas dos ordenaciones se designan con las letras R (Rectus) (derecha) y S (Synister) (izquierda).

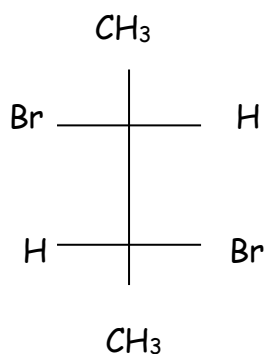
La quiralidad de una molécula se puede probar de las siguientes formas:

1. Comprobando su reflejo especular mentalmente o por medio de dibujos.
2. Comprobando si tienen un solo estereocentro, ya que las estructuras que posean más de un centro asimétrico no tienen porque ser quirales.
3. Comprobando si tiene plano de simetría, también llamado plano de espejo. Se define como plano imaginario que divide a la molécula en dos partes iguales de manera que ambas mitades son imágenes especulares entre sí. Si no tiene plano de simetría es quiral.

Hasta ahora, para escribir las estructuras de moléculas quirales se han empleado sólo fórmulas estructurales, pero también se representan estructuras de moléculas quirales por medio de fórmulas bidimensionales llamadas fórmulas de proyección de Fischer (Profesor Emil Fischer, premio Nobel 1902). Estas fórmulas tienen utilidad especial para los compuestos con varios estereocentros, porque ahorran espacio y son fáciles de escribir, además son de gran ayuda para definir la configuración absoluta (configuración real en el espacio de los sustituyentes). Requieren de ciertas convenciones:

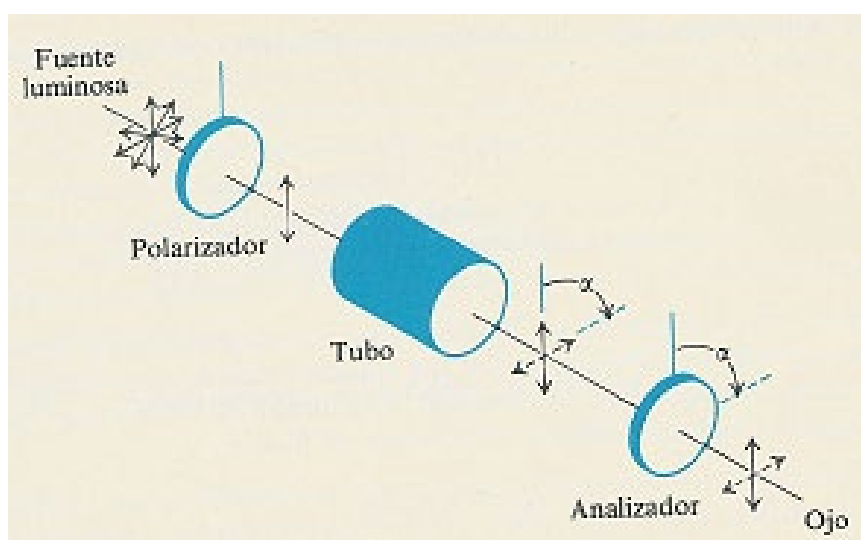
- La cadena de carbono principal en posición vertical
- Las líneas verticales representan enlaces que se proyectan hacia atrás en el plano
- Las líneas horizontales representan los enlaces que se proyectan hacia fuera del plano del papel
- La intersección de la líneas verticales y horizontales representan un átomo de carbono y por lo general se trata de un estereocentro.





Los enantiómeros se caracterizan por presentar actividad óptica por lo que se dice que son ópticamente activos, quiere decir, que cuando un rayo de luz polarizada pasa a su través, hay una rotación en su plano de polarización, por tanto los enantiómeros diferentes, hacen girar el plano de la luz de polarización plana en proporciones iguales pero en direcciones opuestas. Si lo hace en el sentido de las agujas del reloj, la rotación  $\alpha$  (medida en grados) es positiva (+). Si sucede al contrario es negativa (-). También se llama dextrógira (+) y levógira (-).

Las rotaciones ópticas se miden con un polarímetro, en donde la luz se polariza y atraviesa la cubeta que contiene la muestra, el giro del plano se detecta mediante el analizador.



La rotación medida (en grados) es la **rotación óptica observada**,  $\alpha$ , de la muestra. Su valor depende de la concentración y estructura de la molécula activa (moléculas

quirales), de la longitud de la cubeta, de la longitud de onda de la luz incidente, del disolvente y de la temperatura. Se estableció el convenio de usar un valor estándar de  $\alpha$ , la **rotación específica**  $[\alpha]$ , la cual depende del disolvente y se define de la siguiente manera:

$$[\alpha]_t^\lambda = \frac{\alpha}{l \times c}$$

$[\alpha]$  = rotación específica

$t$  = temperatura

$\lambda$  = longitud de onda de la luz incidente

$\alpha$  = rotación óptica observada

$l$  = longitud de la cubeta. 1 dm = 10 cm

$c$  = concentración ( $\text{g mL}^{-1}$  de solución)

Una mezcla equimolar de dos enantiómeros se llama **forma racémica** y no presenta ninguna rotación de luz de polarización plana, de forma que si un enantiómero se equilibra con su imagen especular mediante algún proceso se dice que sufre **racemización**.

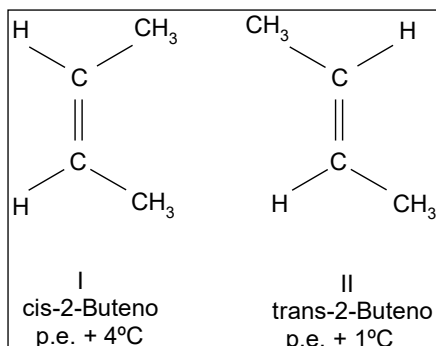
Se dice que una muestra de una sustancia ópticamente activa que consta de un solo enantiómero es enantiómericamente pura.

Casi todas las propiedades físicas de un enantiómero son idénticas a las de su imagen especular, excepto el signo de la rotación óptica. Si embargo, **no existe correlación alguna entre el signo de la rotación óptica y la estructura de un enantiómero en particular**. La forma de saber cuál es la estructura de un enantiómero es mediante el análisis por difracción de rayos X de monocristales.

También, puede establecerse la configuración absoluta de un enantiómero partiendo de la proyección de Fischer, que indica la quiralidad de la molécula, así tendremos compuestos (R) y (S).

- **Isomería geométrica o cis-tras.** se producen cuando la rotación de un átomo de carbono con respecto a otro está

restringida por la presencia de un doble enlace o cuando los átomos de carbono de una molécula están sujetos más o menos rígidamente en una estructura cíclica.



Son isómeros porque ambos compuestos poseen la misma fórmula molecular, pero son diferentes. No son isómeros de constitución porque el orden de los enlaces en los átomos de ambos compuestos es el mismo. Sólo difieren en el acomodo de sus átomos en el espacio.

Los compuestos cis y trans, no son imágenes especulares una de la otra, lo que quiere decir que son diastereómeros.

Esta isomería no es posible si uno de los átomos de carbono del doble enlace posee dos grupos idénticos.

#### 9.4 Grupos funcionales y series homólogas

Cuando se sustituye uno o más hidrógenos de un hidrocarburo por otro átomo o grupo atómico distinto a C, se forma un tipo diferente de compuestos que ya no son hidrocarburos. Éste átomo o grupo atómico diferente a C ó H se denomina grupo funcional. Este grupo le confiere a la molécula unas características químicas que son específicas para cada grupo funcional.

La siguiente tabla muestra las principales funciones de la Química Orgánica.

Grupo Funcional	Fórmula General	Nombres compuestos
X(Cl, Br, I)	R-X	haluros
OH	R-OH	alcoholes
	R-O-R'	éteres
	R-C(=O)-H	aldehídos
	R-C(=O)-R'	cetonas
	R-C(=O)-O-H	ácidos carboxílicos
	R-C(=O)-Cl	cloruros de ácidos
	R-C(=O)-O-R'	ésteres
	R-C(=O)-O-C(=O)-R'	anhídridos
	R-C(=O)-N(R')R''	amidas
-NH <sub>2</sub>	R-NH <sub>2</sub>	aminas 1 <sup>ras</sup>
-NH-	R-NH-R'	aminas 2 <sup>as</sup>
	R-N(R')R''	aminas 3 <sup>as</sup>
-NO <sub>2</sub>	R-NO <sub>2</sub>	nitrocompuestos
-C≡N	R-CN	nitrilos

Se denominan series homólogas al conjunto de sustancias que se pueden ordenar de modo que a lo largo de la serie se manifieste una diferencia constante en su estructura.

Todas las sustancias de una serie homóloga presentarán las propiedades características de la función a que pertenecen, pero no todos los compuestos tendrán las mismas propiedades físicas y químicas, ya que el cambio gradual en su estructura llevará consigo una modificación en aquellas propiedades. Los términos consecutivos de una serie difieren entre sí en un grupo metileno, a medida que aumenta el n° de grupos (-CH<sub>2</sub>-), en una serie, por ejemplo la serie alcohol, cada vez es menor la influencia del grupo funcional -OH ya que la cadena va adquiriendo más carácter de hidrocarburo.

Series homólogas.

Hidrocarburos saturados	Ácidos	Alcoholes
CH <sub>4</sub>	HCOOH	CH <sub>3</sub> OH
CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -COOH	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> OH
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COOH	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH
CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -COOH	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH

## 9.5 Formación de enlaces en los compuestos orgánicos

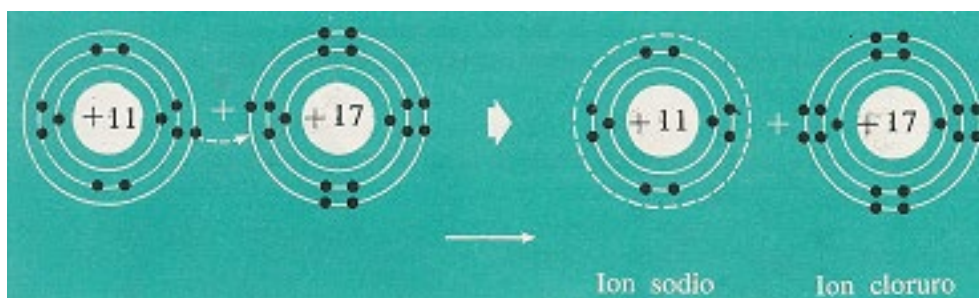
Los átomos que forman las moléculas se unen entre sí de diversas maneras. Las características de estas uniones o enlaces interatómicos dependen del

tipo de átomos. Antes de estudiarlos es útil tener presente el concepto de electronegatividad, que consiste en la tendencia, mayor o menor, que posee un átomo de atraer electrones hacia sí.

**Enlace iónico**, es un tipo de unión interatómica que consiste en la transferencia de electrones entre dos átomos que presentan apreciable diferencia de electronegatividad.

Cuando un átomo de alta electronegatividad se une a otro de baja electronegatividad, se forma un enlace iónico. Por tanto el enlace iónico tiene lugar entre elementos de los grupos I y II - de baja electronegatividad- con elementos de los grupos VI y VII, de alta electronegatividad.

Cuando el sodio y el cloro se combinan químicamente dan un producto, el cloruro sódico, que es un sólido en el que tanto el sodio como el cloro se encuentran en forma iónica, es decir como partículas con carga. Cediendo su electrón externo (el de valencia) al átomo de cloro, el sodio queda con un electrón menos convirtiéndose en un ión sodio con carga positiva. El cloro al adquirir un electrón extra procedente del sodio se convierte en un ión cloruro con una carga negativa.



Una vez transferido el electrón, tanto el ión sodio como el ión cloruro tienen completas sus capas de electrones externas; el primer ión tiene la misma configuración electrónica que el gas noble Ne que le precede en el Sistema Periódico mientras que el ión cloruro tiene la configuración del gas noble que le sigue, el Ar.

En un cristal de cloruro sódico cada ión sodio está rodeado por seis iones cloruro y cada ión cloruro por seis iones sodio formando una estructura cúbica. Estos iones de carga opuesta se mantienen juntos debido a fuerzas electrostáticas atractivas muy fuertes llamadas enlaces electrovalentes o enlaces iónicos.

**Enlace covalente**, es el tipo de unión interatómica que consiste en la compartición de electrones entre dos átomos con valores de electronegatividades elevadas y próximas. Cada átomo enlazado aparea sus

electrones desapareados, teniendo cada átomo en la molécula ocho electrones en su última capa (Regla del octeto), salvo el hidrógeno, con un par. Los enlaces covalentes dan lugar a moléculas. Estas pueden representarse mediante fórmulas de puntos de electrones o por fórmulas con guiones (más conveniente) siendo cada guión un par de electrones que comparten.



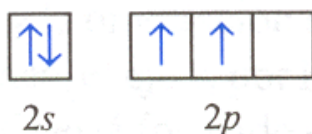
**Enlace covalente polar**, se forma cuando dos átomos de electronegatividades diferentes comparten un enlace covalente y los electrones no se comparten por igual entre ellos, sino que el átomo con mayor electronegatividad atrae al par de electrones más cercano a él. Por ejemplo Cl-H

Como esta molécula tiene un extremo parcialmente positivo y un extremo parcialmente negativo es un dipolo y se dice que tiene un momento dipolar. Los momentos dipolares son cantidades muy útiles al estimar las propiedades físicas de los compuestos.

### 6.1 Factores que influyen en la disponibilidad electrónica en los enlaces y en los átomos.

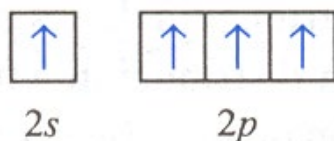
¿Cómo es posible que el carbono con sólo dos electrones no apareados en su capa externa pueda tener una covalencia cuatro en casi todos sus compuestos? Esto se debe a la hibridación de orbitales que no es más que un procedimiento matemático que implica la combinación de las funciones de onda para los nuevos orbitales. Los nuevos orbitales tienen en proporciones variables las mismas propiedades que los orbitales originales, que son orbitales híbridos.

Considérese la molécula de CH<sub>4</sub>. Al analizar sólo los electrones de valencia se puede representar el diagrama orbital del C como:

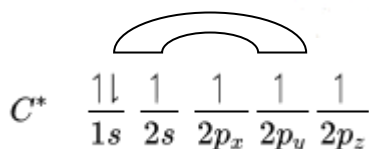
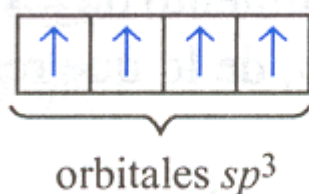


Debido a que el átomo de carbono tiene dos electrones desapareados en su estado basal podría formar sólo dos enlaces con el hidrógeno. A pesar de

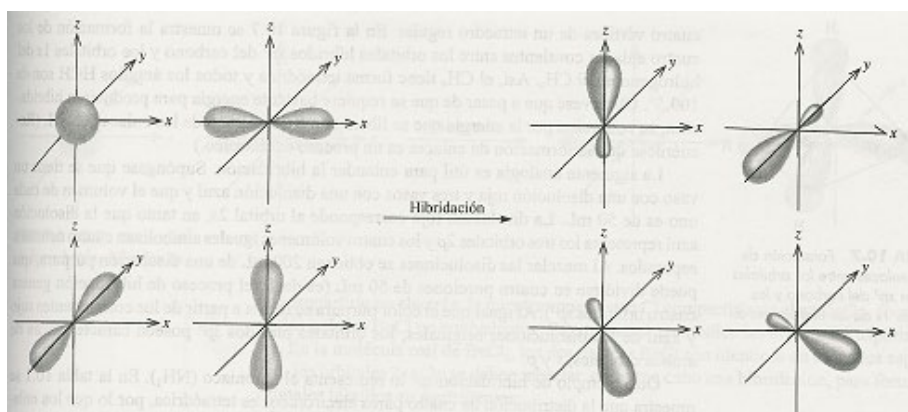
que sí se conoce la especie  $\text{CH}_2$ , es muy inestable. Para explicar los cuatro enlaces del C, se promueve (excitar energéticamente) un electrón del orbital 2s al orbital 2p.



Ahora hay cuatro electrones desapareados en el C, que puede formar los cuatro enlaces C-H. La hibridación es el término que se utiliza para explicar la mezcla de orbitales atómicos en un átomo (generalmente el átomo central) para generar un conjunto de orbitales híbridos. Se pueden generar cuatro orbitales híbridos equivalentes para el carbono mezclando el orbital 2s con los tres orbitales 2p

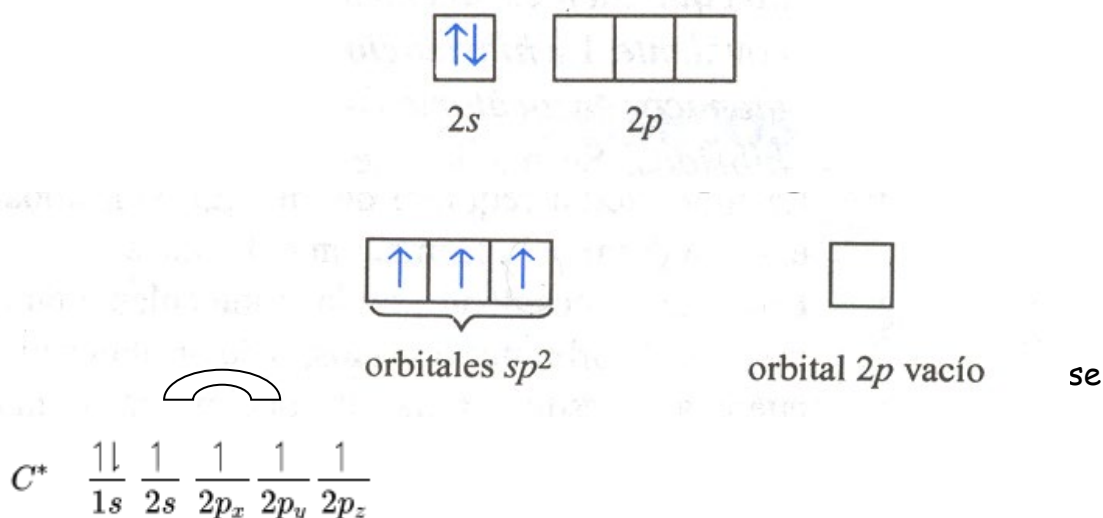


Debido a que los nuevos orbitales se formaron a partir de un orbital s y tres orbitales p, reciben el nombre de orbitales  $sp^3$ , lo que da lugar a la **hibridación  $sp^3$** . Estos cuatro orbitales híbridos están dirigidos hacia los cuatro vértices de un tetraedro regular, así el metano tiene forma tetraédrica y todos los ángulos son de  $109.5^\circ$ .

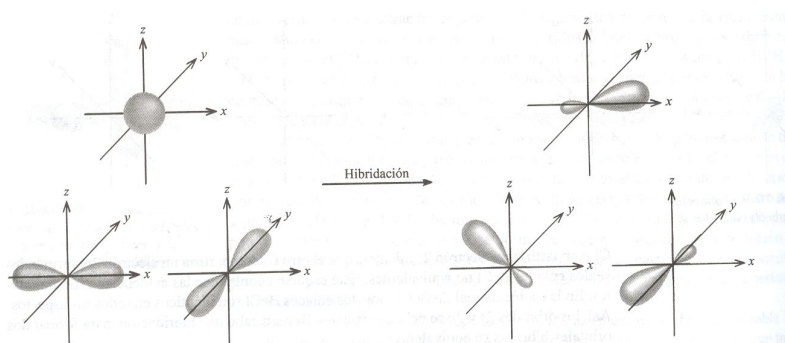




**Hibridación  $sp^2$** , para explicar esta hibridación tomaremos el ejemplo del trifluoruro de boro ( $BF_3$ ). Ocurre una hibridación en la que un electrón del orbital  $s$  se promueve a uno  $p$  quedando  $2p$  vacíos.



formará por el traslape de un orbital híbrido  $sp^2$  del boro con un orbital  $2p$  del fluor.

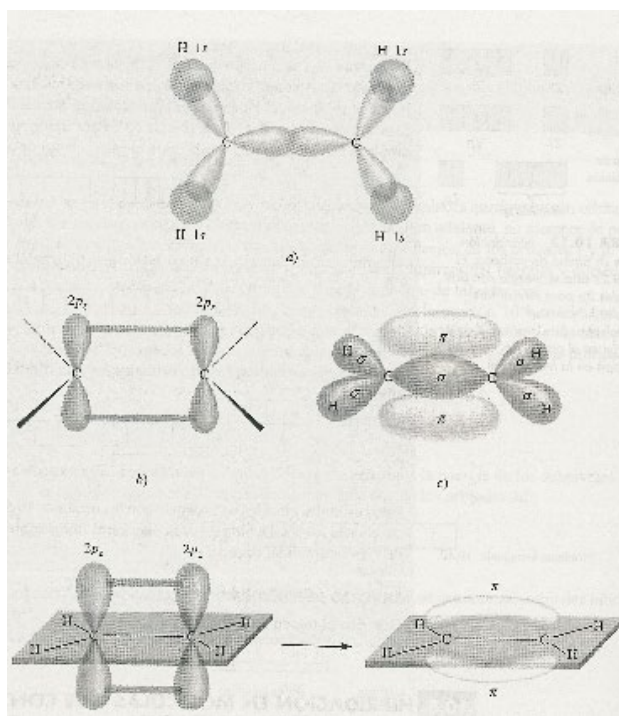


Esta hibridación  $sp^2$  ocurrirá en la estructura de los alquenos dotada con un doble enlace. Un electrón de un átomo de carbono en estado fundamental o basal asciende de un orbital  $2s$  a uno  $2p$ . A continuación, el orbital  $2s$  se híbrida con dos de los orbitales  $2p$ . Un orbital  $2p$  permanece sin hibridar. Se coloca un electrón en cada uno de los orbitales híbridos  $sp^2$  y uno más permanece en el orbital  $2p$ .

Los tres orbitales  $sp^2$  que resultan de la hibridación se orientan hacia las esquinas de un triángulo regular (con ángulos de  $120^\circ$  entre ellos). El orbital  $p$  del carbono que no híbrida se encuentra perpendicular al plano del triángulo formado por los orbitales híbridos  $sp^2$ .



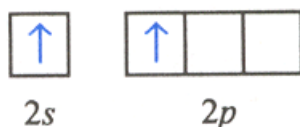
En una hibridación  $sp^2$  se forman enlaces  $\sigma$ , resultantes de la superposición de orbitales  $sp^2$  y enlace  $\pi$  que surgen de solaparse los orbitales p lateralmente recubriendo ambos núcleos del carbono a manera de nubes por encima y por debajo del plano de la molécula, formando el cuarto enlace, enlace  $\pi$ .



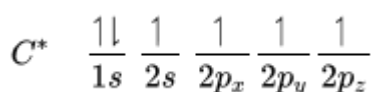
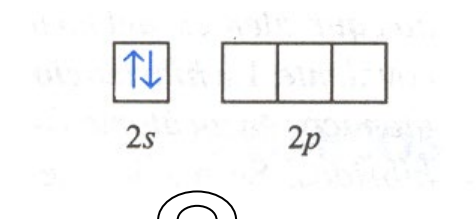
La existencia de dobles enlaces produce tres efectos:

- Los dos átomos de carbono están más cerca que cuando están unidos por un enlace sencillo.
- Ya no es posible la libre rotación alrededor del enlace que une ambos carbonos, ya que se requiere mucha energía para romper el enlace  $\pi$ , aunque el doble enlace tiene cierta planaridad, lo cual variando la colocación espacial de los grupos tendremos un tipo de isomería llamada geométrica o cis-trans.
- Los electrones  $\pi$  no están tan firmemente sujetos como los de los enlaces  $\sigma$ , sino que son más móviles y resultan fácilmente atacables por los reactivos electrófilos (aceptores de electrones), por ello los alquenos son más reactivos que los alcanos.

**Hibridación sp**, el ejemplo que vamos a utilizar es el cloruro de Berilio  $\text{BeCl}_2$ . No puede formar enlaces covalentes porque en su estado basal no

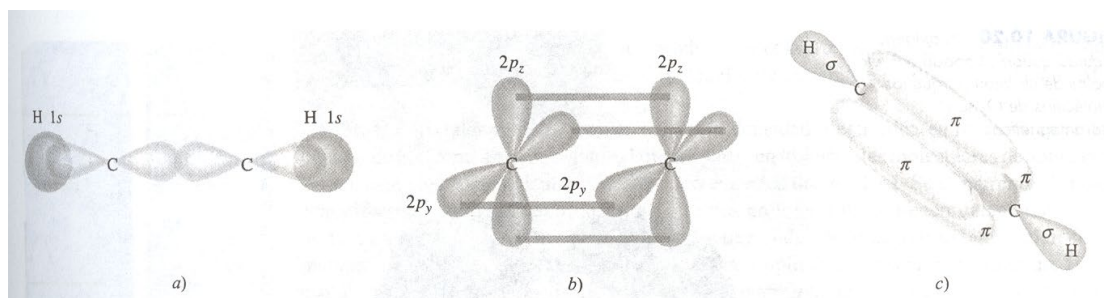


tiene electrones desapareados, así que se recurre a la hibridación para explicar el comportamiento de los enlaces. Se promueve un electrón del orbital 2s a un orbital 2p.



Su disposición es de forma lineal y por tanto su ángulo es de  $180^\circ$ .

La molécula del acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) contiene un triple enlace carbono-carbono. Debido a que la molécula es lineal, se puede explicar esta geometría y los enlaces suponiendo que cada átomo de carbono tiene hibridación sp. Como se muestra en la figura, los dos orbitales híbridos sp de cada átomo de carbono forman un enlace sigma con el orbital 1s del hidrógeno y otro enlace sigma con el otro átomo de carbono. Además se forman dos enlaces  $\pi$  por el traslape lateral de los orbitales  $2p_y$  y  $2p_z$ , que no participaron en la hibridación. Así, el enlace  $\text{C} \equiv \text{C}$  está formado por un enlace sigma y dos enlaces  $\pi$ .



*La existencia de triples enlaces produce los siguientes efectos:*

- *El triple enlace es todavía más corto que el doble y este más corto que el sencillo*
- *La distancia más corta da lugar a más carácter "s", lo cual será importante para la estabilidad de las formas resonantes.*

## **BIBLIOGRAFÍA:**

- PETER K., VOLLHARDT C. Y SCHORE N.E. Química Orgánica. Estructura y Función. Omega, Barcelona 1999
- WALTER W. LINSTROMBERG. "Química orgánica", Reverté S.A. 1979.
- MORRISON AND BOYD. "Química Orgánica", Addi-Wesley Iberoamericana, E.U.A. 1990
- RAYMOND CHANG. "Química". Mc Graw Hill, Méjico 1999
- M<sup>a</sup> DEL PILAR CABILDO MIRANDA, AMELIA GARCIA FRAILE, CONCEPCIÓN LÓPEZ GARCÍA Y MARIA DOLORES SANTA MARÍA GUTIERREZ. Química Orgánica. UNED, Madrid 1999