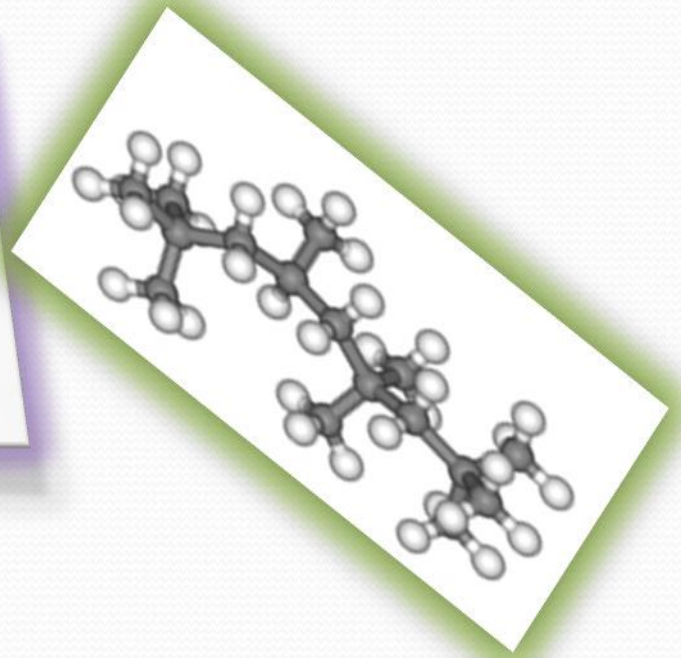
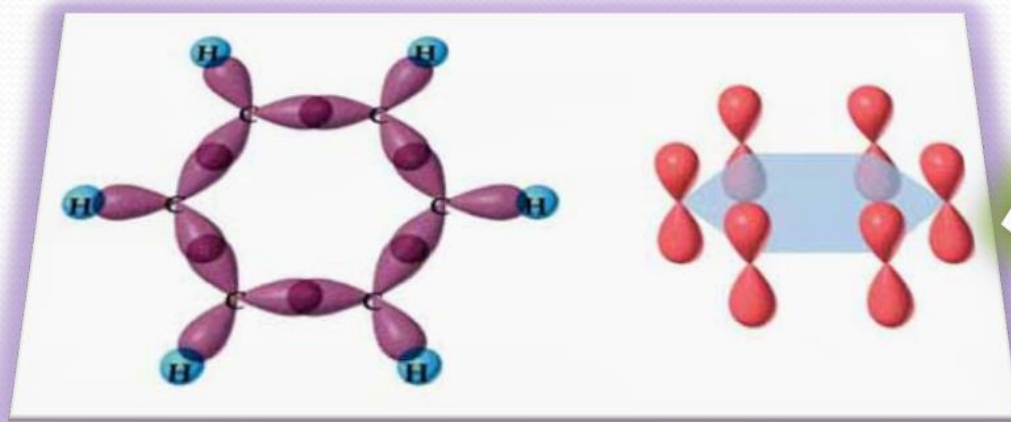


Química Orgánica



Equipo docente:

Prof. Sonia Maggio (Mza)
Prof. Daniela Suarez (Mza)
Dr. Mauricio Llaver (Mza y SM)
Prof. Ricardo Elia Dazat (SM)
Dra. Adalgisa Scotti (VU- Malargüe)
Prof. Yamila Mendivil (VU)
Prof. Mariela Badini (GA)
Téc. Miriam Fraile (Mza)

Clases teóricas: Miércoles y Viernes 09:00 h – 10:45 h.

Prácticos de aula: Miércoles y Viernes 11:00 h – 13:00 h.

Prácticos Laboratorio: Presenciales a confirmar

Consultas : horarios a confirmar

Bibliografía

- Wade, L.G. Jr.; ***Química Orgánica volumen I y II***, Editorial Prentice-Hall Hispanoamericana, 7º ed., 2011.
- Klein, D.; ***Química Orgánica***, Editorial Médica Panamericana, 2014
- Morrison, R.T. y Boyd R.N.; ***Química Orgánica***, Editorial Pearson, 5º ed., 1998.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA

- Clases teóricas
- Prácticos de aula
- Prácticos de laboratorio.

Por plataforma Moodle (información general, entrega de los TP de aula y laboratorio), como recurso didáctico power point, videos, entre otros.

EVALUACIÓN DURANTE EL CURSADO

- **Evaluación de los prácticos de laboratorio:** Las evaluaciones de los trabajos prácticos de laboratorio se tomarán por formularios Google el día del laboratorio antes de las actividades experimentales, en caso de no aprobarlo deberá recuperarlo. Sólo se podrá recuperar dos evaluaciones de laboratorio a lo largo de la cursada.
- **Evaluaciones parciales escritas:** 3 (tres). Los estudiantes contarán con tres instancias de recuperación (una para cada parcial). Será condición necesaria para rendir cada examen parcial presentar los trabajos prácticos de aula y los informes de laboratorio completos en original (no fotocopias), controlado por un docente antes de la fecha del examen parcial. Las evaluaciones parciales no aprobadas serán rendidas al finalizar el cursado.

CONDICIONES DE REGULARIDAD

Para acreditar **REGULARIDAD**, el estudiante deberá cumplir con:

- Asistencia al 80% de los prácticos de aula presenciales. Se tomará asistencia al inicio de la clase (con una tolerancia de 10 minutos, de no encontrarse presente se consignará ausente) y al finalizar la misma.
- Asistencia al 100% de los laboratorios. Se tomará asistencia al inicio del mismo, con una tolerancia de 10 minutos, de no encontrarse presente se consignará ausente.
- Aprobación del 100% de los trabajos prácticos de laboratorio (se podrán recuperar, como máximo, dos).
- Presentación del 100% de los trabajos prácticos de aula y de los informes de laboratorio completos en original (no fotocopias),
- Aprobación del 100% de los exámenes parciales.
- En caso de no asistir a los prácticos de aula, laboratorio y/o parciales, tendrán 48 hs para presentar la justificación correspondiente (certificado médico o de un organismo oficial).

Para **acreditar la PROMOCIÓN** en el espacio curricular, el estudiante deberá cumplir con **TODOS** los requisitos para obtener la **REGULARIDAD** y adicionalmente:

- **Aprobar todos** los exámenes parciales con **nota igual o superior al 80% 8(ocho)**. De éstos, se podrá recuperar un examen parcial que haya sido aprobado, pero sin lograr obtener el puntaje antedicho, para mantener la promoción. Siendo la última calificación la definitiva.

SISTEMA DE APROBACIÓN Y/O PROMOCIÓN DEL ESPACIO CURRICULAR

- Aquellos estudiantes que acrediten **PROMOCIÓN**, cumpliendo con los requisitos previamente expuestos, estarán en condiciones de **rendir un ejercicio integrador, para lograr la aprobación del espacio curricular**. La nota final se obtendrá promediando las notas de los tres parciales, del ejercicio integrador y de la planilla de seguimiento de los docentes (asistencia, prácticos de laboratorio y de aula).
- Aquellos estudiantes que acrediten la **REGULARIDAD** estarán en condiciones de **rendir el examen final (escrito y/o oral)**, para lograr la aprobación del espacio curricular.
- Los estudiantes que deseen rendir el espacio curricular en calidad de **LIBRES** deberán **aprobar un examen escrito de todos los temas incluidos en el programa vigente y luego pasarán a la instancia oral**. Se acordará con el alumno el día y hora para el desarrollo de **alguna de las prácticas de laboratorio** que fueron analizadas durante el cursado virtual del espacio curricular.

- La **Química Orgánica** es la química de los “**Compuestos del Carbono**”.
- También tienen hidrógeno.
- Se exceptúan CO, CO₂, carbonatos, bicarbonatos, cianuros...
- Pueden tener otros elementos: O, N, S, P, halógenos...

	Compuestos Orgánicos	Compuestos Inorgánicos
Elementos constituyentes	C, H, O, N, S, P y Halógenos	103 elementos
Estado Físico	Líquidos y gaseosos	Sólido, líquido o gaseoso
Volatilidad	Volátiles	No volátiles
Solubilidad en agua	Insolubles	Solubles
Densidades	Aproximadas a la unidad, bajas	Mayor que la unidad, altas
Velocidad de reacción a temperatura ambiente	Lentas con rendimiento limitado	Rápidas con alto rendimiento cualitativo
Velocidad de reacción a Temperatura superior	Desde moderadamente rápidas hasta explosivas	Muy rápidas
Necesidad de catalizadores	Sí, con frecuencia	Generalmente no
Tipo de enlace	Covalente	Iónicos, covalentes polares.

Características de los compuestos orgánicos

La química orgánica es la parte de la química que estudia **los compuestos de carbono**

El estudio de los compuestos de carbono comprende varias facetas, de las que las más importantes son:

ESTRUCTURA	REACTIVIDAD	SÍNTESIS	APLICACIONES
Diversas técnicas.	Mecanismos de reacción.	Diseño de métodos eficientes.	Desarrollo industrial, biológico, médico, etc.

CARBONO

NOMBRE	CARBONO
Símbolo	C
Variedades alotrópicas	grafito, diamante
Período	2
Grupo	14
Masa atómica	12,0107
Número atómico	6
Número de oxidación	- 2 ; 2 ; 4
Estado de agregación	sólido
Estructura electrónica	2-4
Electronegatividad	2,5
Energía 1º ionización (medida en eV):	11,260
Isótopos (abundancia %)	12 (98,892%)
	13 (1,108%)

ABUNDANCIA ISOTÓPICA: en color rojo se encuentran los porcentajes

EL CARBONO EN LA NATURALEZA

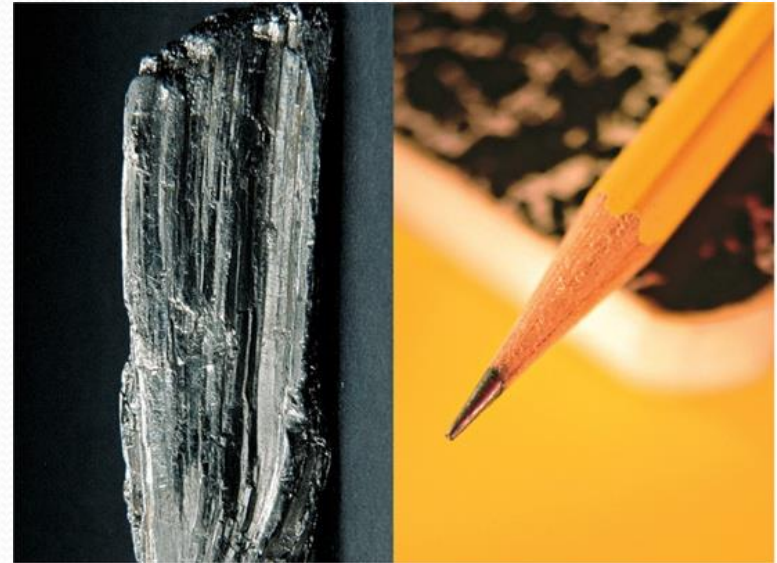
- **Diamante** Variedad de carbono que se encuentra en forma de cristales transparentes de gran dureza. Es una rara forma, que tiene su origen en el interior de la tierra, donde el carbono está sometido a temperaturas y presiones muy elevadas.

Los átomos de carbono forman una red cristalina atómica en la que cada átomo está unido a los cuatro de su entorno por fuertes enlaces covalentes. Es muy duro y estable.


- **Grafito** Variedad de carbono muy difundida en la naturaleza. Es una sustancia negra, brillante, blanda y untosa al tacto. Se presenta en escamas o láminas cristalinas ligeramente adheridas entre sí, que pueden resbalar unas sobre otras.

Los átomos de carbono se disponen en láminas planas formando hexágonos. Cada átomo está unido a los otros por medio de enlaces covalentes.

El cuarto electrón se sitúa entre las láminas y posee movilidad. Por esto el grafito es fácilmente exfoliable y un excelente conductor del calor y la electricidad.



Propiedades del Carbono

- Electronegatividad intermedia
 - Enlace covalente con metales como con no metales
- Posibilidad de unirse a sí mismo formando cadenas.
- Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^2$
- Tamaño pequeño lo que le posibilita formar enlaces dobles y triples
- Tetravalencia: s^2p^2  $s p_x p_y p_z$
400 kJ/mol

Propiedades de los compuestos de carbono

Los compuestos del carbono forman moléculas cuyos átomos están unidos por fuertes enlaces covalentes. Mientras que, entre una molécula y otra, cuando las sustancias son sólidas o líquidas, hay unas fuerzas de enlace muy débiles. Por ello, estos compuestos son sustancias covalentes moleculares.

Propiedades

- Insolubles en agua y solubles en solventes orgánicos
- Temperaturas de fusión y ebullición bajas.
- No conducen la corriente eléctrica ni en estado líquido ni en disolución
- Poseen poca estabilidad térmica, es decir, se descomponen o se inflaman fácilmente cuando se calientan.
- Suelen reaccionar lentamente debido a la gran estabilidad de los enlaces covalentes que unen sus átomos.

Tipos de enlace

- **Enlace simple:** Los cuatro pares de electrones se comparten con cuatro átomos distintos.

Ejemplo: CH_4 , $\text{CH}_3\text{-CH}_3$

- **Enlace doble:** Hay dos pares electrónicos compartidos con el mismo átomo.

Ejemplo: $\text{H}_2\text{C=CH}_2$, $\text{H}_2\text{C=O}$

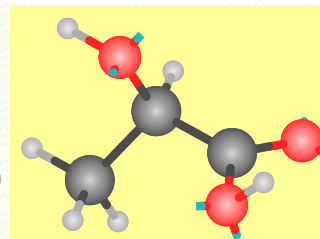
- **Enlace triple:** Hay tres pares electrónicos compartidos con el mismo átomo.

Ejemplo: $\text{HC}\equiv\text{CH}$, $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{N}$

Representación de moléculas orgánicas. ➔ Tipos de fórmulas.

- Empírica. Ej. CH_2O
- Molecular Ej. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$
- Semidesarrollada (*Es la más utilizada en la química orgánica*) Ej. $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$
- Desarrollada
(*no se usa demasiado*)
Ej.
$$\begin{array}{c} \text{H O-H} \\ | \quad | \\ \text{H-C-C-C=O} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H H O-H} \end{array}$$
- Con distribución espacial
(*utilizadas en estereoisomería*)

No sirven para identificar compuestos



Asignación de la Fórmula de un compuesto

- **Análisis elemental cualitativo:** tipo de átomos que contiene la molécula.
- **Análisis elemental cuantitativo:** número relativo de los distintos tipos de átomos en la molécula → **Fórmula Empírica.**
- **Determinación del Peso Molecular:** número real de los distintos átomos en la molécula → **Fórmula Molecular.**

Determinación de la Fórmula Empírica

- Es la fórmula más simple que indica los números relativos de los diferentes tipos de átomos de la molécula.
 1. A partir de los datos del análisis cuantitativo se determinan los pesos de los elementos presentes en la muestra.
 2. Luego se calculan los porcentajes de los elementos en la muestra.
 3. Dichos porcentajes se dividen por el peso atómico correspondiente para obtener el número de moles de cada elemento.
 4. Se dividen los números obtenidos por el más pequeño de ellos obteniéndose así los números enteros más pequeños que proporcionan la **Fórmula Empírica**.

Determinación de la Fórmula Molecular

- Indica el número verdadero de cada clase de átomo en la molécula.
- ⇒ Se debe determinar el Peso Molecular, ya que distintos compuestos pueden tener igual fórmula empírica. Métodos usados: Dumas (se pesa un volumen conocido del gas a determinar), Meyer (se mide volumen de aire desplazado por el gas), Espectrometría de masas, etc.

La combustión de una muestra cuyo peso es de 5,17 mg da: 10,32 mg de CO_2 y 4,23 mg de H_2O . El peso molecular es 88. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicha muestra?

$$\text{Peso de C} = 10,32 \text{ mg } \text{CO}_2 \times 12,01 \text{ mg de C} / 44,01 \text{ mg de } \text{CO}_2$$

$$\text{Peso de C} = 2,81 \text{ mg}$$

$$\% \text{ C} = \text{peso del C} / \text{peso muestra} = 2,81 \text{ mg de C} / 5,17 \text{ mg} \times 100$$

$$\% \text{ C} = 54,5 \% \text{ C}$$

$$\text{Peso de H} = 4,23 \text{ mg} \times 2,016 \text{ mg de H} / 18,02 \text{ mg de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Peso de H} = 0,47 \text{ mg}$$

$$\% \text{ H} = \text{peso del H} / \text{peso muestra} = 0,47 \text{ mg de H} / 5,17 \text{ mg} \times 100$$

$$\% \text{ H} = 9,2 \% \text{ H}$$

→ La diferencia: $100 - (54,45 + 9,2) = 36,3 \% \text{ de O}$ (presencia de Oxígeno)

$$\% \text{ O} = 36,3 \% \text{ O}$$

$$\text{C} : 54,5 / 12,01 = 4,53 \text{ átomo-gramos}$$

$$\text{H} : 9,2 / 1,0 = 9,2 \text{ átomo-gramos}$$

$$\text{O} : 36,3 / 16,0 = 2,27 \text{ átomo-gramos}$$

el menor número

$$\text{C} : 4,53 / 2,27 = 2,0$$

$$\text{H} : 9,2 / 2,27 = 4,0$$

$$\text{O} : 2,27 / 2,27 = 1,0$$

$$\text{Fórmula Empírica} = \text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$$

$$\rightarrow \text{cada unidad} = (24 + 4 + 16) = 44 \text{ g}$$

$$\text{PM} = 88 \rightarrow 88 / 44 = 2$$

(se trata de 2 unidades $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$)

$$\text{Fórmula Molecular} = \text{C}_4 \text{H}_8 \text{O}_2$$

Métodos Físicos de Aislación y Purificación

- Destilación (diferencia en los Ptos de Ebullición).
- Extracción (diferencia de solubilidad).
- Sublimación (se basa en el paso de estado sólido a gaseoso y viceversa).
- Cristalización (purifica compuestos orgánicos sólidos).
- Cromatografía (separa mezclas de compuestos exponiéndolo a un sistema bifásico: uno móvil (L-G) y otro estacionario (S-L)).



Enlace químico

¿Por qué se unen los átomos?

- Los átomos, moléculas e iones se unen entre sí porque al hacerlo se llega a una situación de mínima energía, lo que equivale a decir de máxima estabilidad.
- Son los electrones más externos, los también llamados electrones de valencia los responsables de esta unión, al igual que de la estequiometría y geometría de las sustancias químicas.

Tipos de enlaces

- Intramoleculares:
 - Iónico.
 - Covalente.
- Intermoleculares:
 - Fuerzas de Van de Waals
 - Enlaces de hidrógeno.
- Metálico.

Enlace covalente

- Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados.
- Al igual que en el enlace iónico la formación de un enlace covalente va acompañado de un desprendimiento de energía.
- Se llama energía de enlace a la energía necesaria para romper 1 mol de un determinado tipo de enlace.
- Es siempre endotérmica (positiva).
- Ejemplo: para romper 1 mol de $\text{H}_2 (g)$ en 2 moles de $\text{H} (g)$ se precisan 436 kJ , $\Rightarrow E_{\text{enlace}}(\text{H}-\text{H}) = + 436 \text{ kJ}$
- La distancia a la que se consigue mayor estabilidad se llama “distancia de enlace”.

Teoría de Lewis

Se basa en las siguientes hipótesis:

- Los átomos para conseguir 8 e⁻ en su última capa comparten tantos electrones como le falten para completar su capa (regla del octeto).
- Cada pareja de e⁻ compartidos forma un enlace.
- Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo.

Modelo de repulsión de pares electrónicos y geometría molecular

- Los enlaces covalentes tienen una dirección determinada y las distancias de enlace y los ángulos entre los mismos pueden medirse aplicando técnicas de difracción de rayos X.
- La geometría viene dada por la repulsión de los pares de e^- del átomo central.

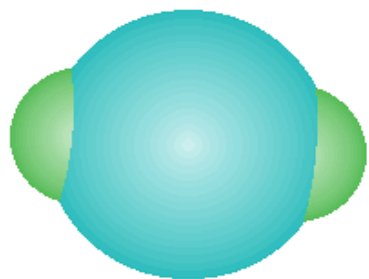
•

- El átomo central sólo tiene:
 - pares de e^- de enlace.
 - dos dobles enlaces o uno sencillo y uno triple.
 - pares de e^- sin compartir.
 - un enlace doble.
- **Las parejas de e^- se sitúan lo más alejadas posibles.**

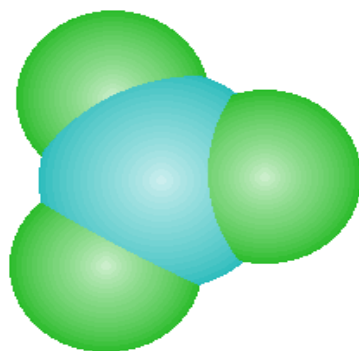
El átomo central

sólo tiene pares de e⁻ de enlace.

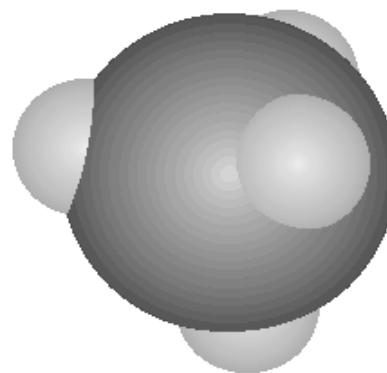
- BeF₂: El Be tiene 2 pares de e⁻ ⇒ Ang. enl. = 180°.
- BCl₃: El B tiene 3 pares de e⁻ ⇒ Ang. enl. = 120°.
- CH₄: El C tiene 4 pares de e⁻ ⇒ Ang. enl. = 109,4°.



Lineal



Triangular



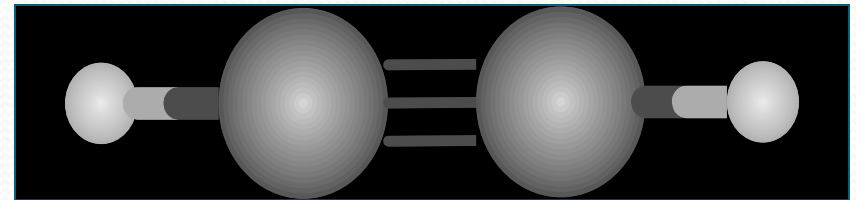
Tetraédrica

El átomo central tiene dos dobles enlaces o uno sencillo y uno triple.

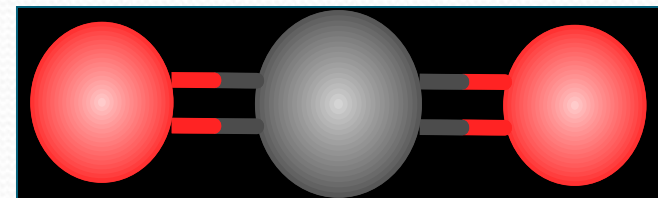
- Como se une únicamente a dos elementos la geometría es lineal.

- **Ejemplos:**

- Etino (acetileno)

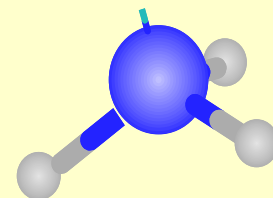


- CO₂

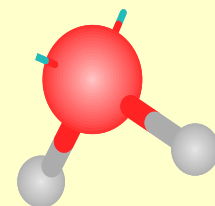


El átomo central tiene pares de e⁻ sin compartir.

- La repulsión de éstos pares de e⁻ sin compartir es mayor que entre pares de e⁻ de enlace.
- NH₃: El N tiene 3 pares de e⁻ compartidos y 1 sin compartir ⇒ Ang. enl. = 107'3° < 109'4° (tetraédrico)
- H₂O: El O tiene 2 pares de e⁻ compartidos y 2 sin compartir ⇒ Ang. enl. = 104'5° < 109'5° (tetraédrico)



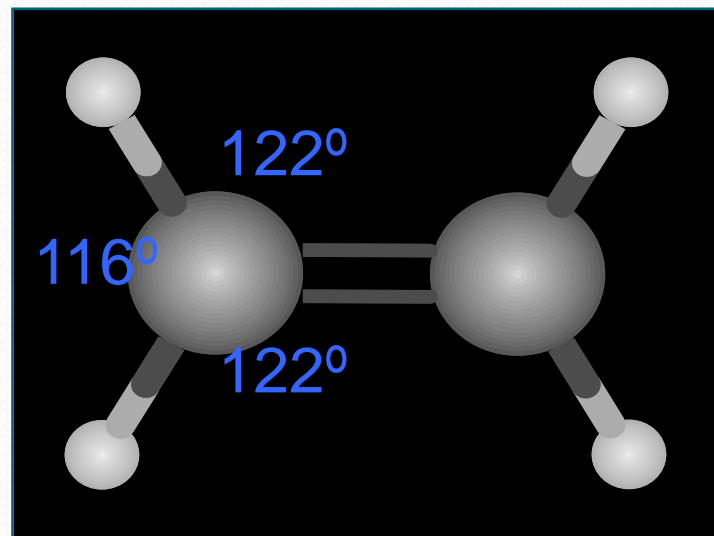
*Amoniaco
(107,3°)*



Agua (104,5°)

El átomo central tiene un enlace doble.

- La repulsión debida a 2 pares electrónicos compartidos es mayor que la de uno.
- $\text{CH}_2=\text{CH}_2$: Cada C tiene 2 pares de e^- compartidos con el otro C y 2 pares de e^- compartidos con sendos átomos de H. \Rightarrow



- Ang. enl. $\text{H}-\text{C}=\text{C}$: $122^\circ > 120^\circ$ (triangular)
- Ang. enl. $\text{H}-\text{C}-\text{H}$: $116^\circ < 120^\circ$ (triangular)

Polaridad en moléculas covalentes.

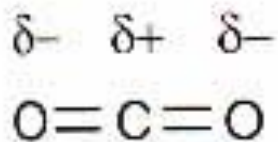
Momento dipolar.

- Las moléculas que tienen enlaces covalentes polares tienen átomos cargados positivamente y otros negativamente.
- Cada enlace tiene un momento dipolar “ $\vec{\mu}$ ” (magnitud vectorial que depende de la diferencia entre los átomos cuya dirección es la línea que une ambos átomos y cuyo sentido va del menos electronegativo al más electronegativo).

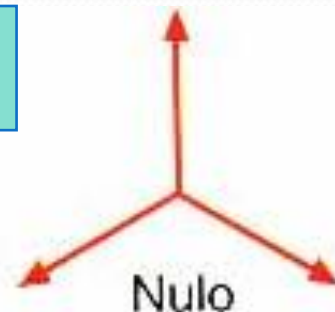
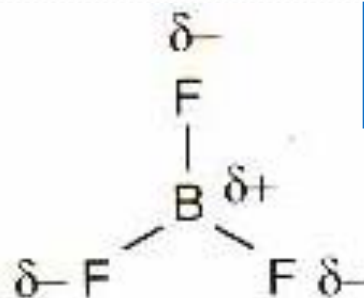
- Dependiendo de cómo sea $\Sigma \vec{\mu}$ de los enlaces que forman una molécula, éstas se clasifican en:
- **Moléculas polares**. Tienen $\Sigma \vec{\mu}$ no nulo:
 - Moléculas con un sólo enlace covalente. Ej: HCl.
 - Moléculas angulares, piramidales, Ej: H₂O, NH₃.
- **Moléculas apolares**. Tienen $\Sigma \vec{\mu}$ nulo:
 - Moléculas con enlaces apolares. Ej: H₂, Cl₂.
 - $\Sigma \vec{\mu} = 0$. Ej: CH₄, CO₂.

Momentos dipolares. Geometría molecular.

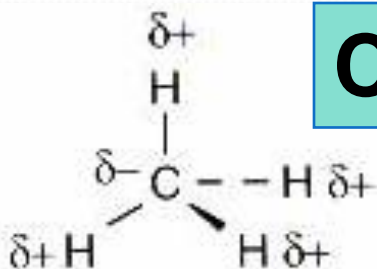
CO₂



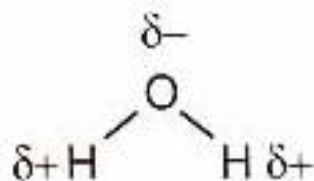
BF₃



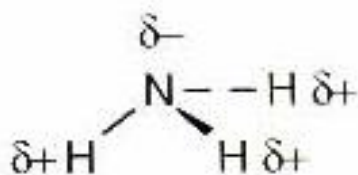
CH₄



H₂O



NH₃



Propiedades de los compuestos covalentes

● Sólidos covalentes:

- Los enlaces se dan a lo largo de todo el cristal.
- Gran dureza y P.F alto.
- Son sólidos.
- Insolubles en todo tipo de disolvente.
- Malos conductores.
- El grafito que forma estructura por capas le hace más blando y conductor.

● Sust. moleculares:

- Están formados por moléculas aisladas.
- P.F. y P. E. bajos (gases).
- Son blandos.
- Solubles en disolventes moleculares.
- Malos conductores.
- Las sustancias polares son solubles en disolventes polares y tienen mayores P.F y P.E.

Enlaces intermoleculares

- Enlace o puente de Hidrógeno.

- Es relativamente fuerte y precisa de gran diferencia de electronegatividad entre átomos.
- El pequeño tamaño del hidrógeno que se incrusta en la nube de e^- del otro átomo, es el responsable de P.F y P.E. anormalmente altos.

- Fuerzas de Van der Waals.

- Entre dipolos permanentes (moléculas polares). Son débiles.
- Entre dipolos instantáneos (moléculas apolares). Son muy débiles.



Estructura y propiedades de las moléculas orgánicas

Carga formal

- En los enlaces polares las cargas parciales sobre los átomos son reales. Sin embargo, cuando se dibujan determinadas estructuras químicas, según la representación de Lewis, aparecen cargas eléctricas asociadas a algunos átomos, denominadas **cargas formales**. Las cargas formales permiten contar el número de electrones de un átomo determinado de una estructura y se calculan según la siguiente ecuación:

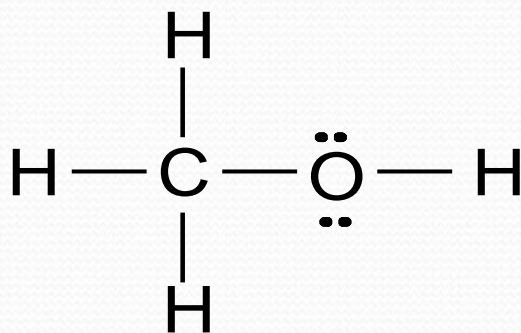
La carga formal es la diferencia entre el n° de e- de valencia y el n° de e- asignado en la estructura de Lewis (los e- no compartidos más la mitad de los e- compartidos).

$$C_f = X - (Y + Z/2)$$

X = n° de e- de valencia

Y = n° de e- no compartidos

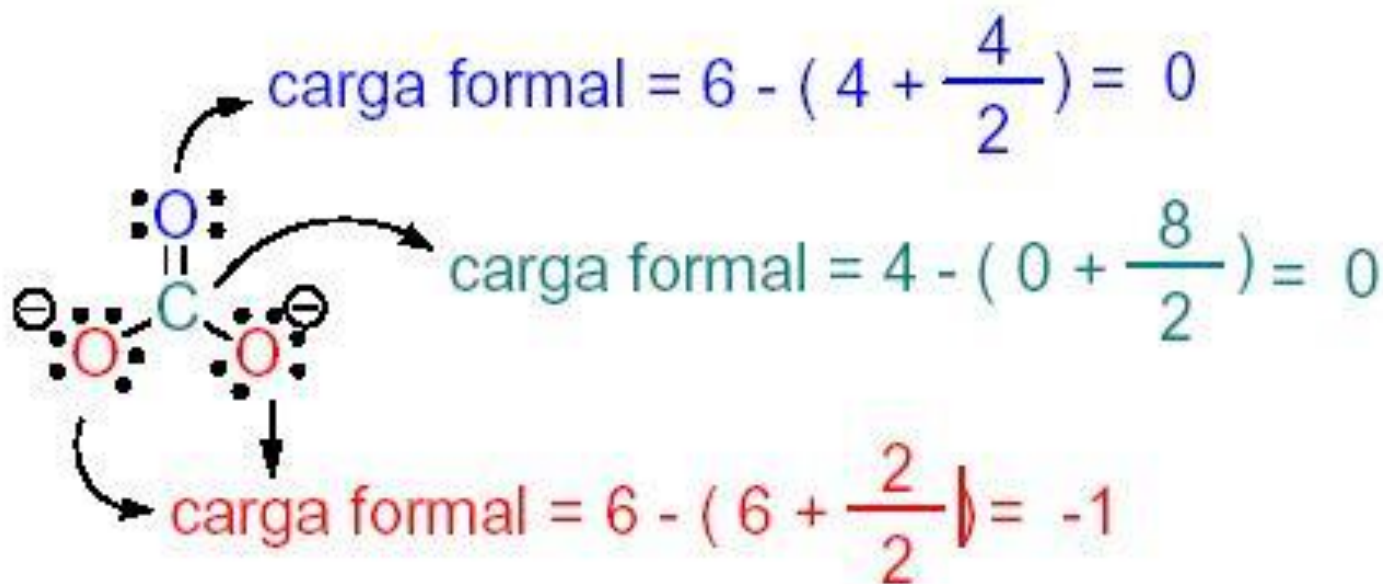
Z = n° de e- compartidos



- Para C: $C_f = 4 - (0 + 8/2) = 0$

- Para O: $C_f = 6 - (4 + 4/2) = 0$

- En la siguiente figura se indica el cálculo de la carga formal de cada uno de los átomos que integran el anión carbonato:



Se llama **VALENCIA COVALENTE** O **COVALENCIA**, al n° de electrones desapareados que posee un átomo y es deducida de la estructura electrónica del elemento.

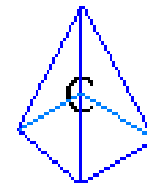
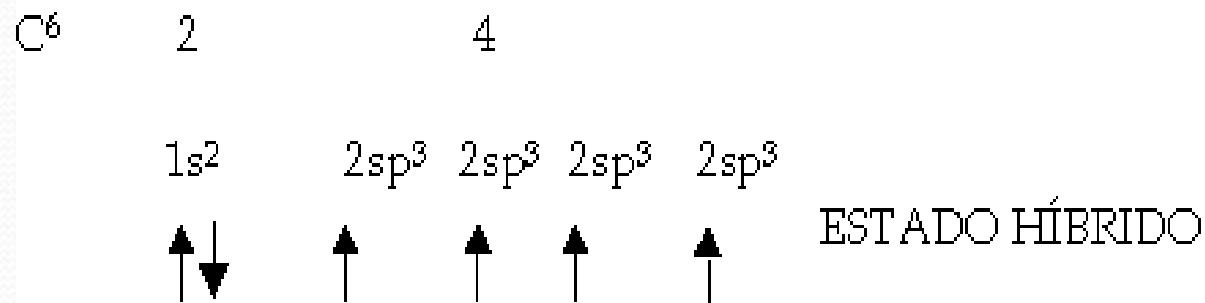
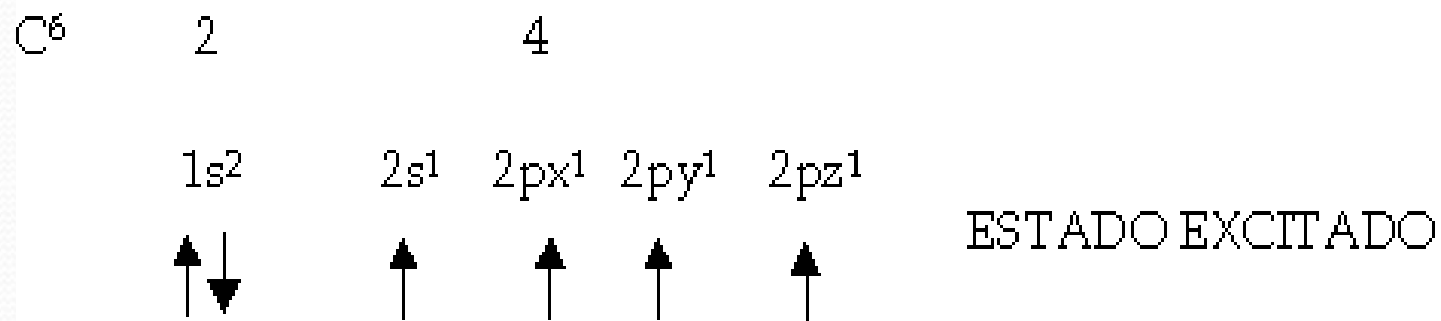
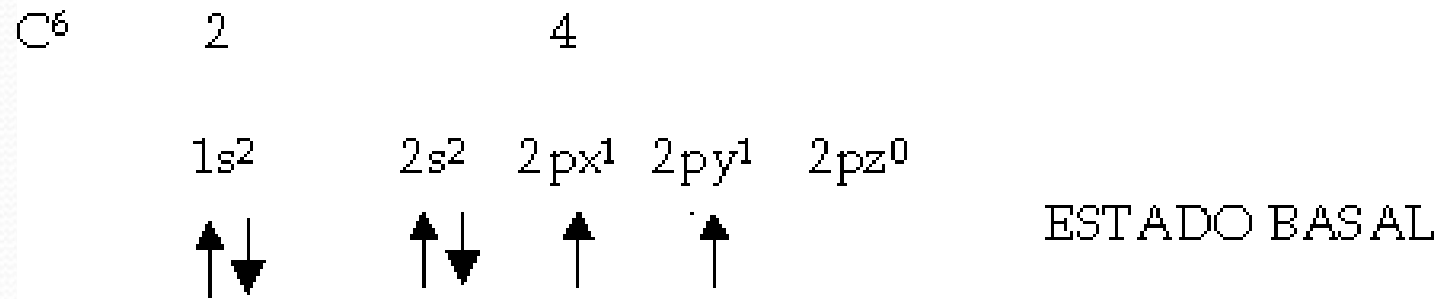
Teniendo en cuenta, que un átomo puede desaparearse electrones (en su estado fundamental están apareados) siempre que no cambien de nivel de energía , es decir, mediante **hibridación**.

Para explicar la geometría de numerosas moléculas, se establece el proceso denominado **HIBRIDACIÓN DE ORBITALES**. A partir de orbitales atómicos puros, se obtienen otros equivalentes geométrica y energéticamente llamados **orbitales híbridos**.

Hibridación de orbitales atómicos.

- Para explicar la geometría de la moléculas (ángulos y distancia) y la covalencia de ciertos átomos, se formuló la “teoría de la hibridación”.
- Así, por ejemplo, el carbono (C) forma cuatro enlaces en compuestos como el CH₄ (metano) y en la mayoría de compuestos que forma (para ello precisa promocionar el e⁻ del orbital 2s al 2p y a continuación formar 4 orbitales de igual energía a partir del 2s y de los 3 orbitales 2p).
- Los tipos de hibridación se utilizan fundamentalmente en química orgánica, si bien no es exclusiva de compuestos orgánicos.

Orbitales Híbridos



Tipos de hibridación

- **sp^3**

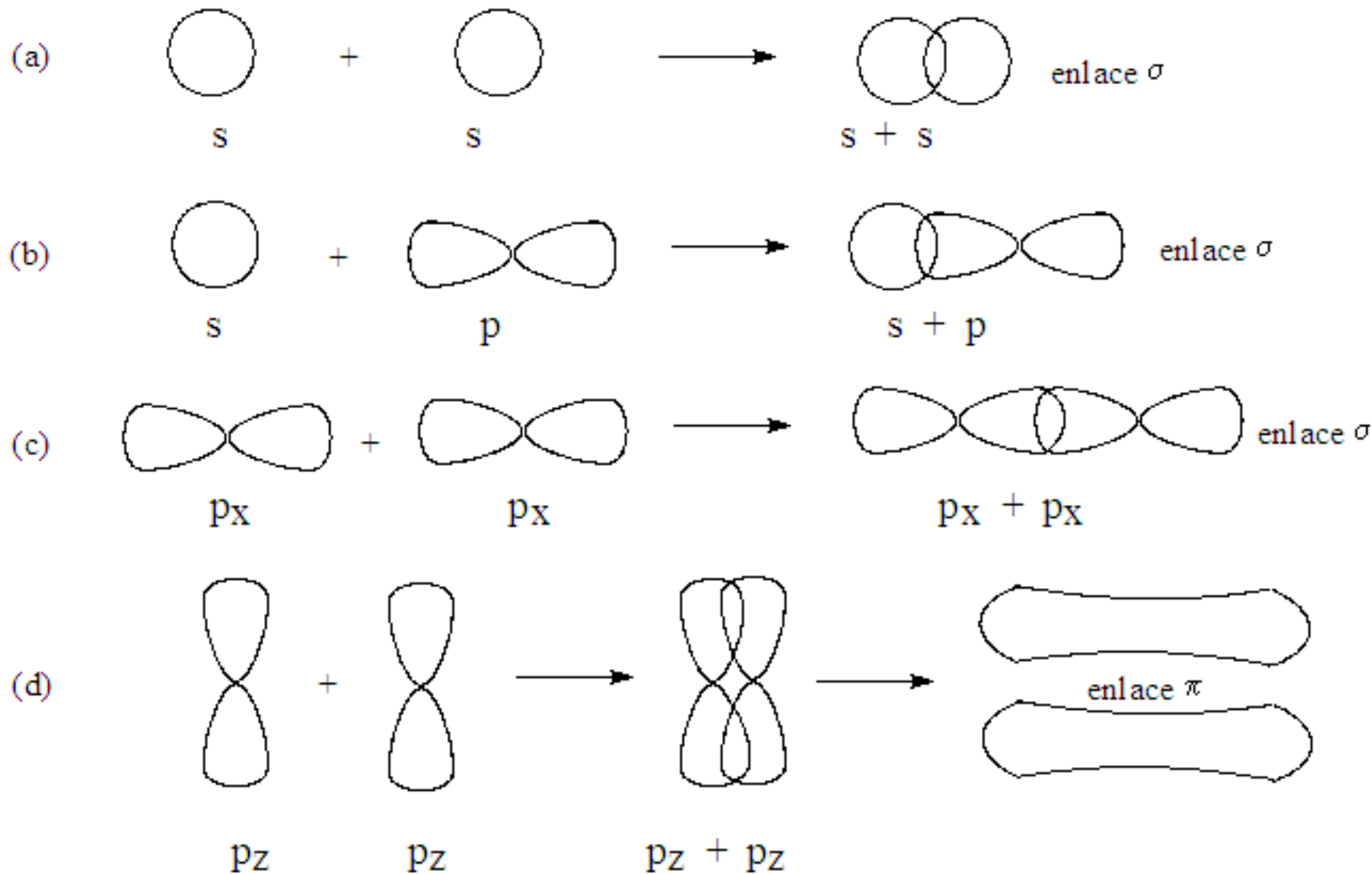
- 4 enlaces sencillos. Ejemplo: metano
- 3 enlaces sencillos + 1 par e^- sin compartir. Ej: NH_3
- 2 enlaces sencillos + 2 par e^- sin compartir. Ej: H_2O

- **sp^2**

- 3 enlaces sencillos. Ejemplo: BF_3
- 1 enlace doble y 2 sencillos . Ejemplo: eteno

- **sp**

- 2 enlaces sencillos. Ejemplo: BeF_2
- 2 enlaces dobles. Ejemplo: CO_2
- 1 enlace triple y 1 sencillo. Ejemplo: etino



Representación esquemática de la formación por superposición de orbitales. (a), (b) y (c) superposición frontal (enlaces σ); (d) superposición lateral (enlace π)

HIBRIDACIÓN DEL CARBONO

El carbono puede hibridarse de tres maneras distintas:

Hibridación sp^3 :

4 orbitales sp^3 iguales que forman 4 enlaces simples de tipo “ σ ” (frontales).

Hibridación sp^2 :

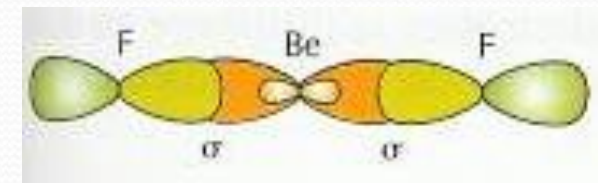
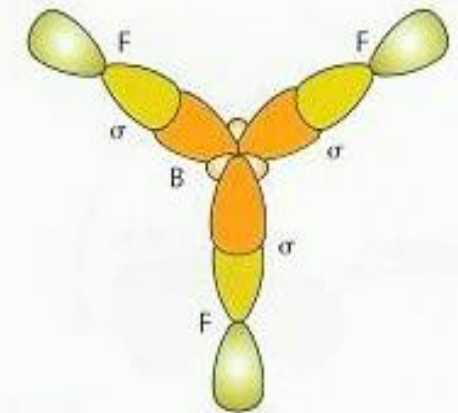
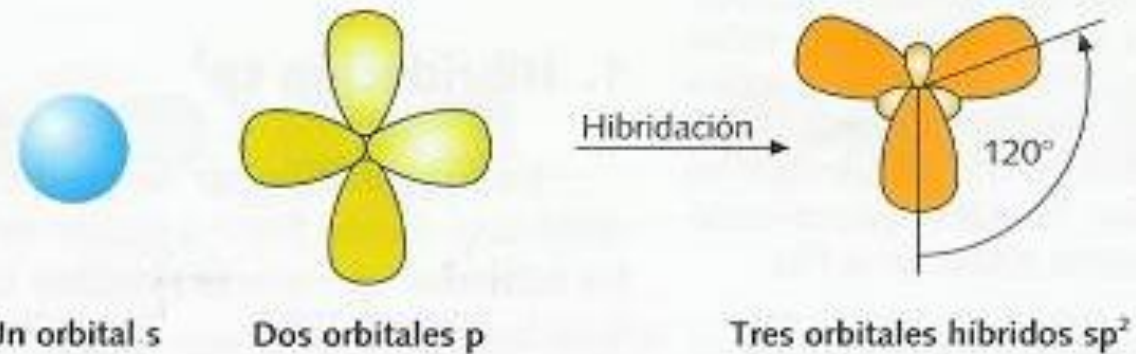
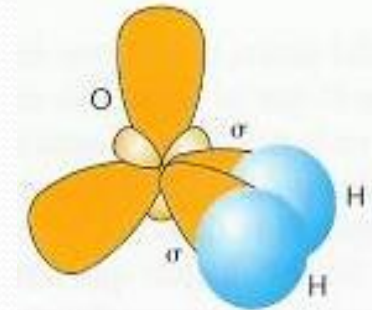
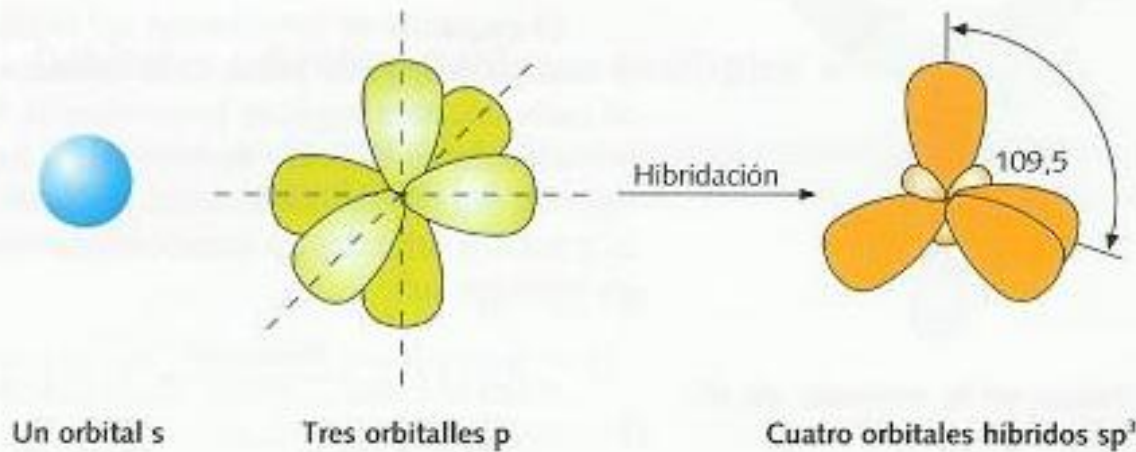
3 orbitales sp^2 iguales que forman enlaces “ σ ” + 1 orbital “p” (sin hibridar) que formarán un enlace “ π ” (lateral).

Hibridación sp :

2 orbitales sp iguales que forman enlaces “ σ ” + 2 orbitales “p” (sin hibridar) que formarán sendos enlaces “ π ” (lateral).

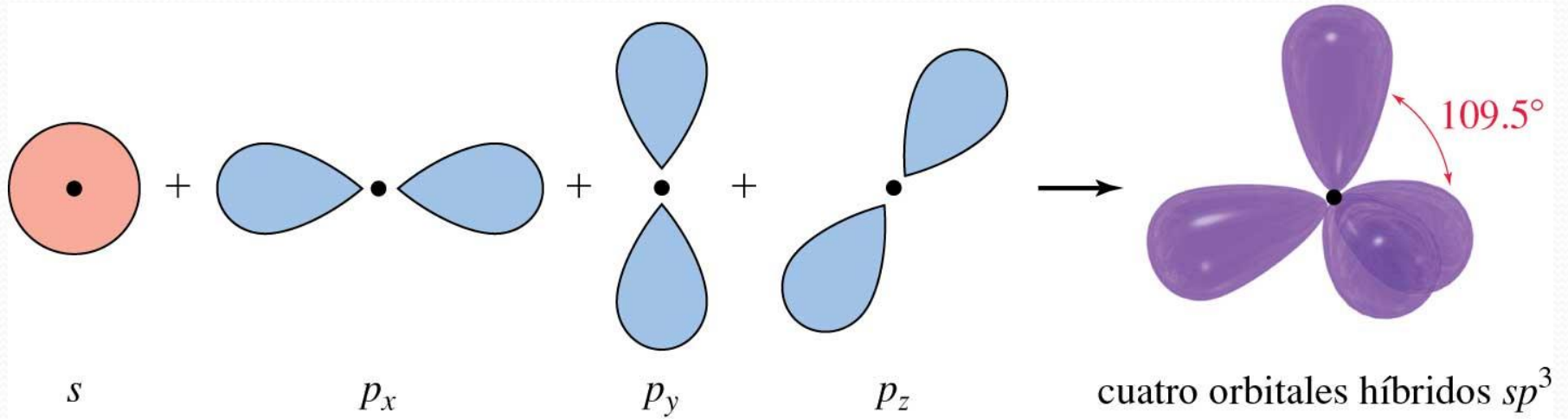
Tipos de orbitales híbridos.

Ejemplos



Orbitales híbridos sp^3 .

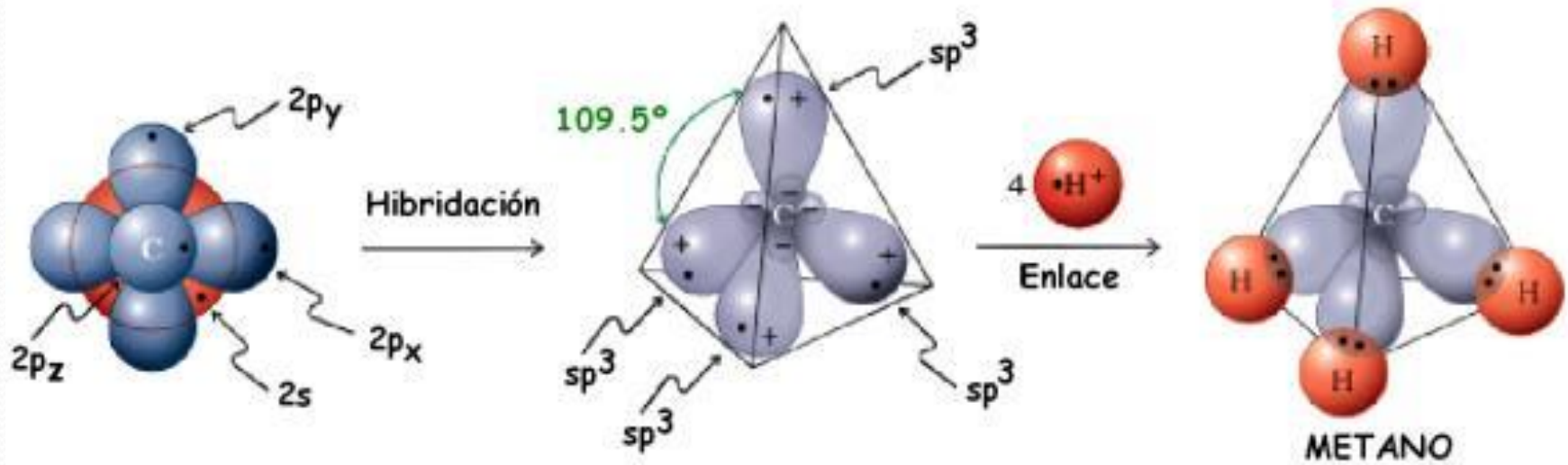
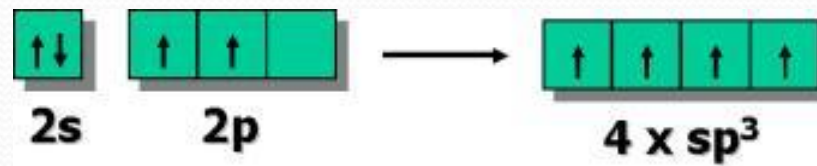
La hibridación de un orbital s con los tres orbitales p da lugar a cuatro orbitales híbridos sp^3 con geometría tetraédrica y ángulos de enlace de 109.5° .



Cada orbital híbrido sp^3 se orienta hacia las esquinas del tetraedro regular en un ángulo de 109.5° uno respecto al otro.

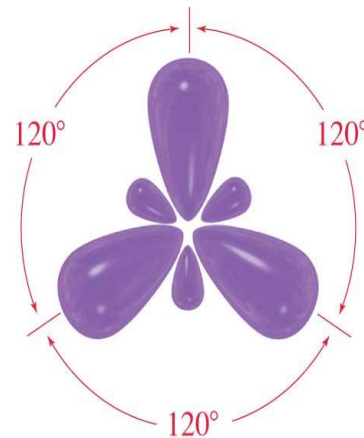
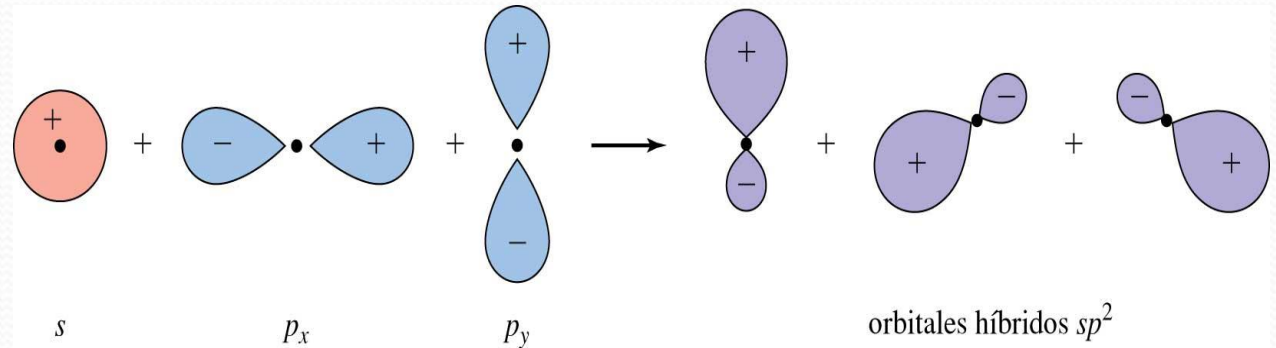
sp^3

Cuatro regiones de densidad electrónica alrededor del carbono

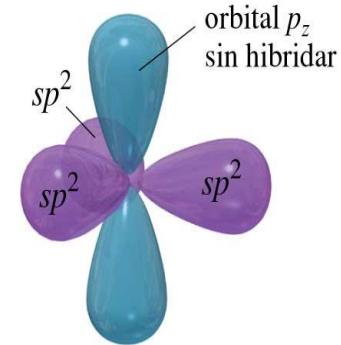


Orbitales híbridos sp^2 .

La hibridación de un orbital s con dos orbitales p da un conjunto de tres orbitales híbridos sp^2 . Los ángulos de enlace asociados a esta disposición trigonal son aproximadamente de 120° . El orbital p que sobra es perpendicular al plano que forman los tres orbitales híbridos.



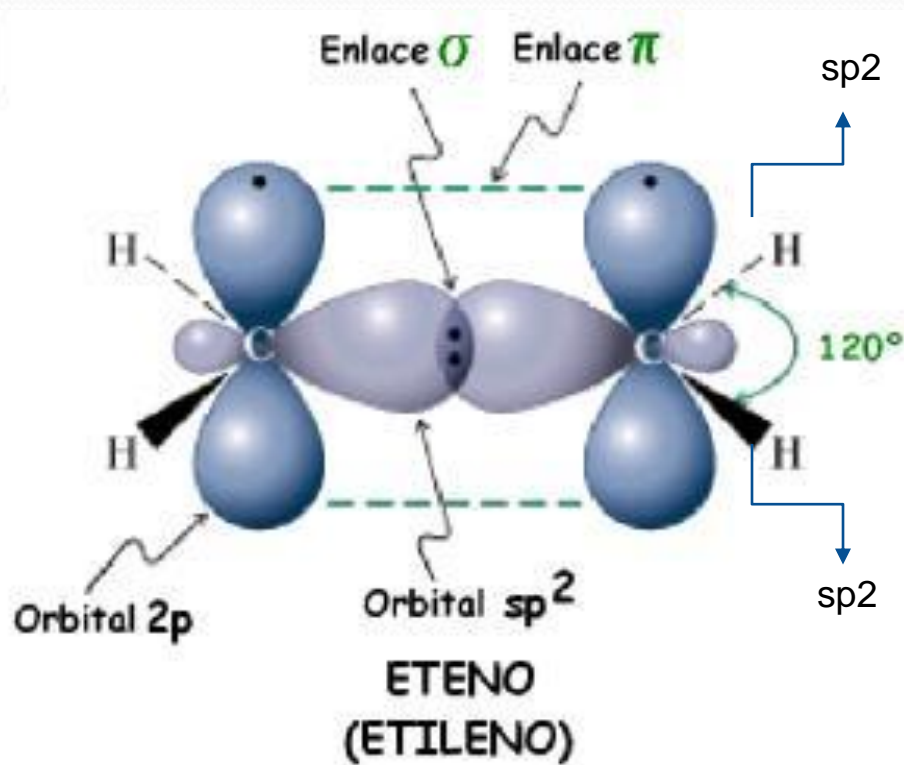
representación de los tres orbitales híbridos sp^2 superpuestos



átomo de carbono con hibridación sp^2 (visto lateralmente)

sp^2

Tres regiones de densidad electrónica alrededor del carbono

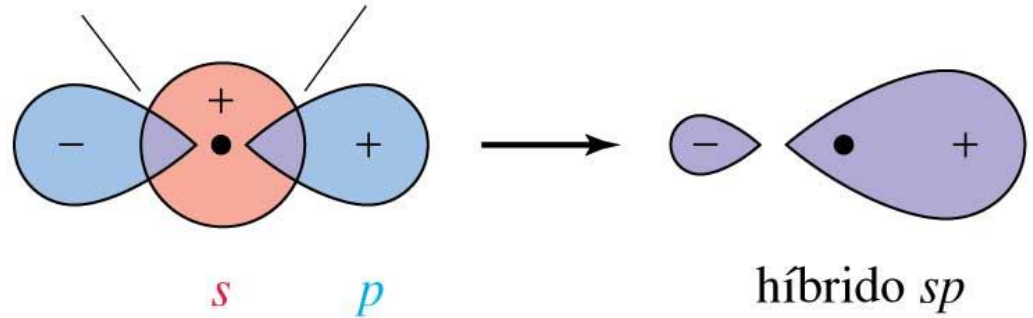


Orbitales híbridos sp .

La adición de un orbital s a un orbital p da lugar a un orbital atómico híbrido sp , con la mayoría de la densidad electrónica a un lado del núcleo. La adición al orbital s del orbital p , de fase opuesta a la del orbital p anterior, da lugar a otro orbital atómico híbrido sp , con la mayor parte de su densidad electrónica en el lado opuesto del núcleo en el que se sitúa el primer híbrido.

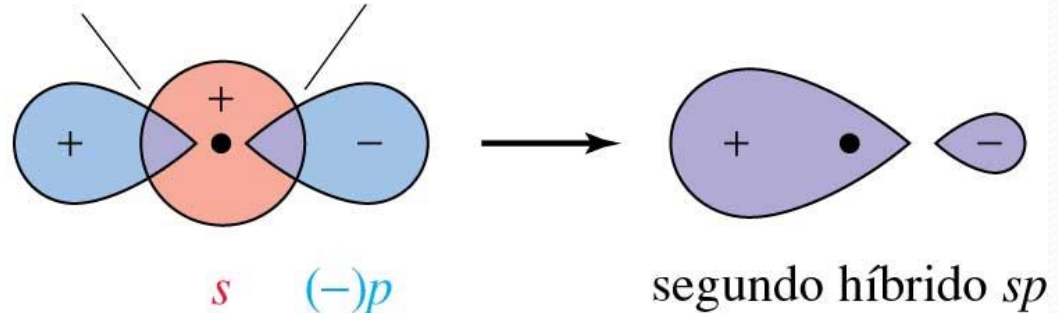
solapamiento
antienlazante

solapamiento
enlazante



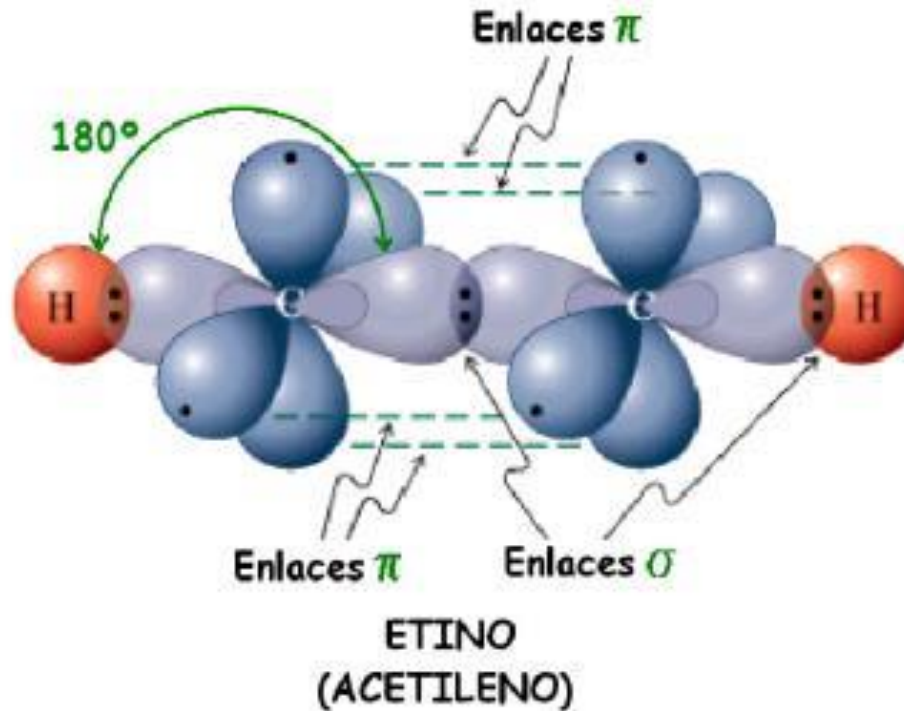
solapamiento
antienlazante

solapamiento
enlazante

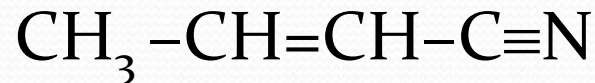


sp

**Dos regiones de densidad electrónica
alrededor del carbono**

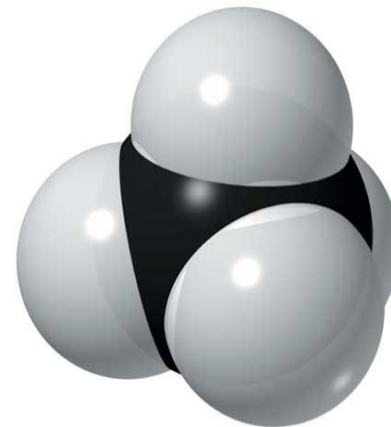
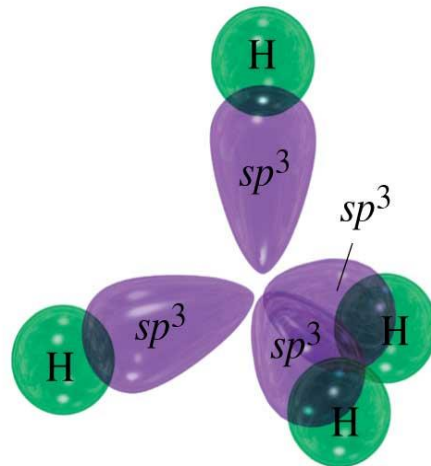
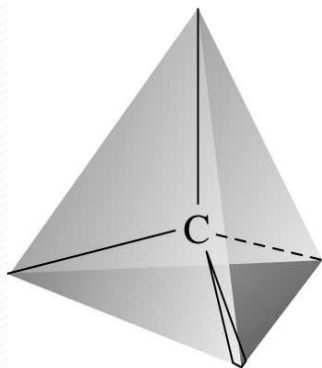
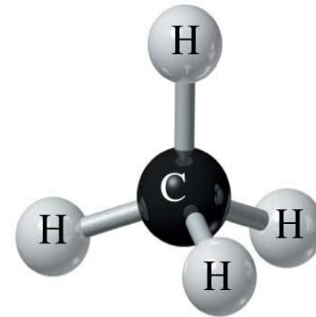
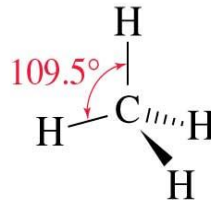
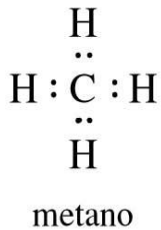


- **Ejercicio:** Indica la hibridación que cabe esperar en cada uno de los átomos de carbono que participan en las siguientes moléculas:



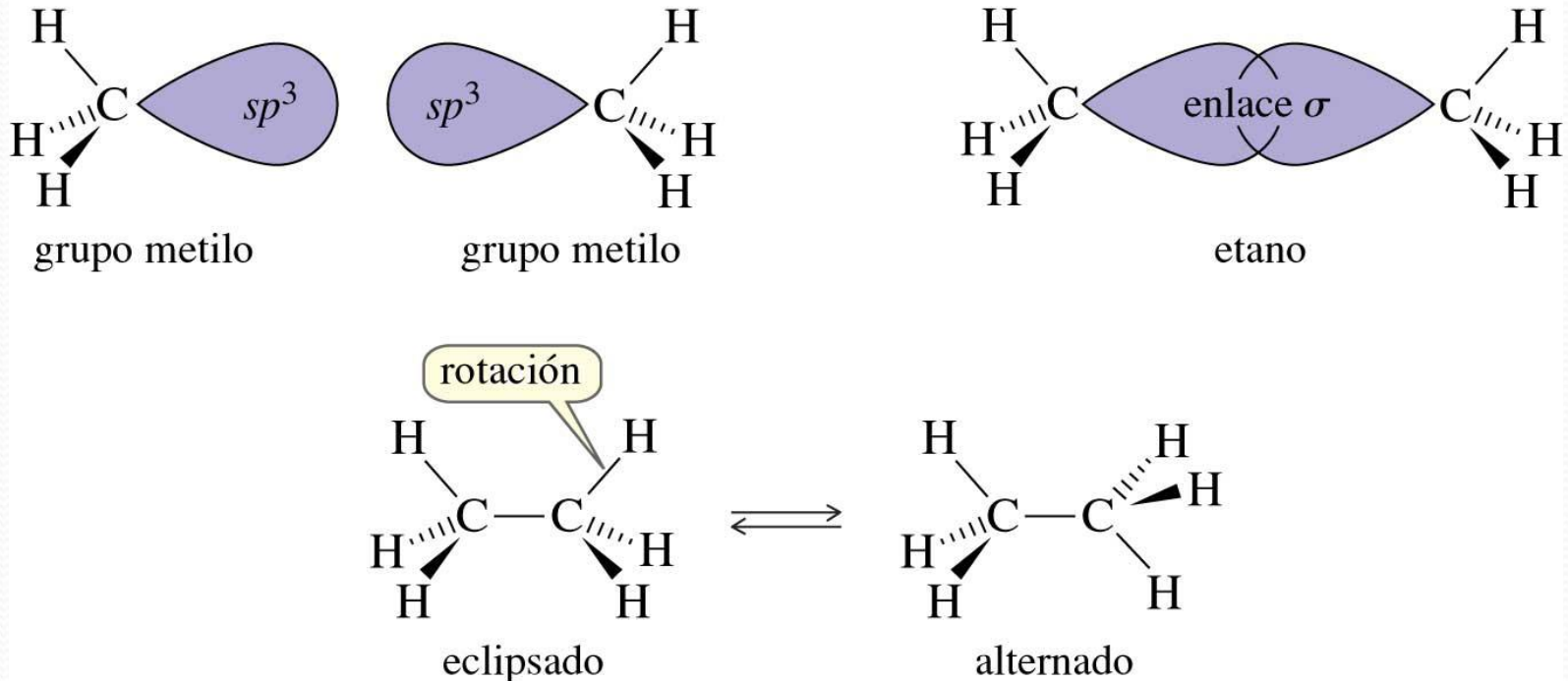
Representaciones del metano.

El metano tiene geometría tetraédrica, el átomo de carbono usa cuatro orbitales híbridos sp^3 para formar enlaces sigma con los cuatro átomos de hidrógeno.



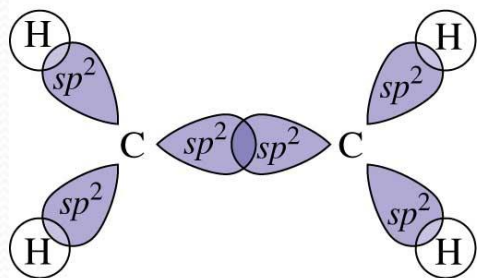
Enlace del etano.

El etano está formado por dos grupos metilo ($-\text{CH}_3$) enlazados mediante el solapamiento de sus orbitales híbridos sp^3 . Estos grupos metilo pueden rotar uno respecto al otro.

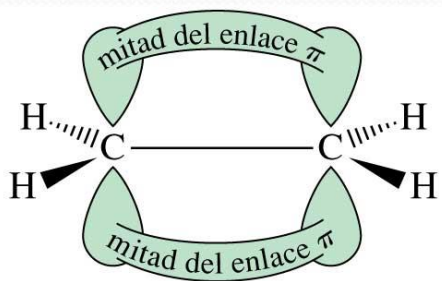


Enlace del etileno (eteno).

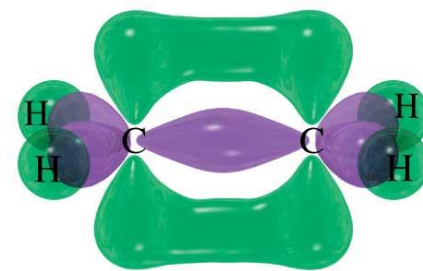
Los átomos de carbono en el etileno tienen hibridación sp^2 , con ángulos de enlace trigonales de aproximadamente 120° .



estructura de los enlaces σ
(vista desde encima del plano)



enlace π
(vista a lo largo del plano)

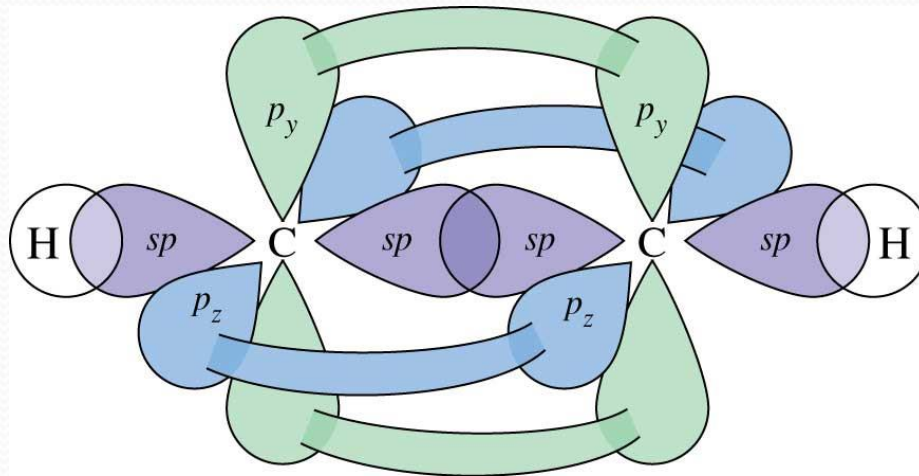


etileno

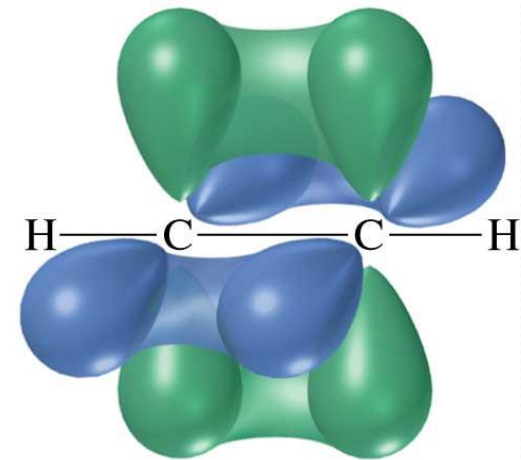
El etileno tiene tres enlaces sigma formados por sus orbitales híbridos sp^2 en una geometría trigonal. El orbital p sin hibridar de un átomo de carbono es perpendicular a sus orbitales híbridos sp^2 y es paralelo al orbital p sin hibridar del segundo átomo de carbono. El solapamiento de estos dos orbitales p produce un enlace pi (enlace doble) que se encuentra situado por encima y por debajo del enlace sigma

Enlace del acetileno (etino)

Los átomos de carbono del acetileno tienen hibridación sp , con ángulos de enlace lineales (180°). El triple enlace contiene un enlace sigma y dos enlaces pi perpendiculares



acetileno

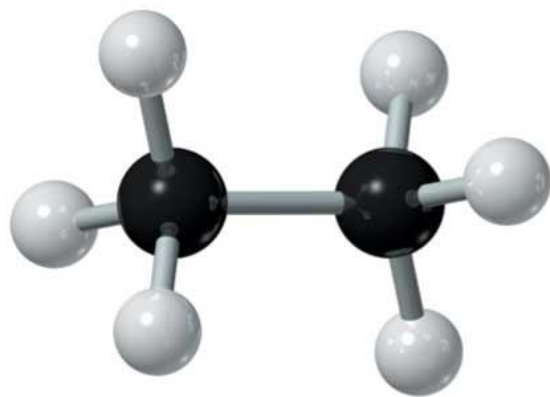
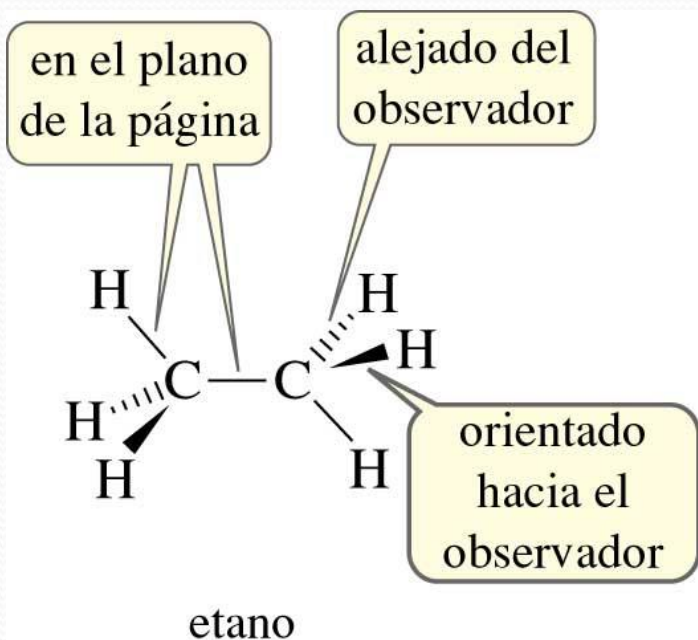


acetileno

El acetileno tiene dos enlaces sigma formados por su orbital híbrido sp en una geometría lineal. Los dos orbitales p sin hibridar de uno de los átomos de carbono son perpendiculares a su orbital híbrido sp y son paralelos a los orbitales p sin hibridar del segundo carbono. El solapamiento de estos cuatro orbitales p producirá dos enlaces pi (enlace triple) que se encuentran situados por encima y por debajo del enlace sigma

Representación de estructuras tridimensionales.

La estructura tridimensional del etano, C_2H_6 , tiene la forma de dos tetraedros unidos. Cada átomo de carbono tiene hibridación sp^3 , con cuatro enlaces sigma formados por los cuatro orbitales híbridos sp^3 . Los trazos de rayas paralelas representan enlaces que se alejan del observador, los enlaces representados por cuñas se orientan hacia el observador y las otras líneas de enlace, rectas, están en el plano de la página. Todos los ángulos de enlace tienen un valor próximo a 109.5° .

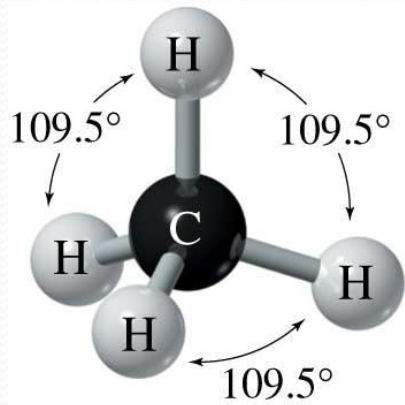


etano

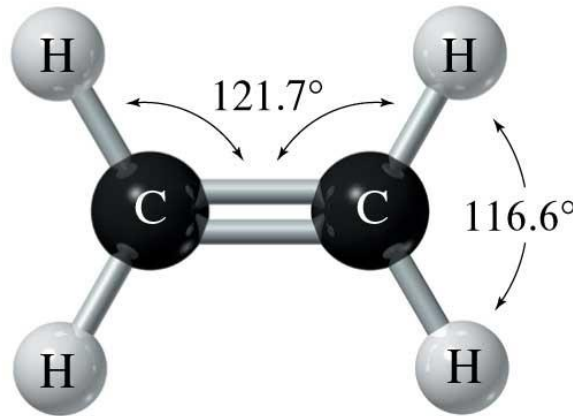


etano

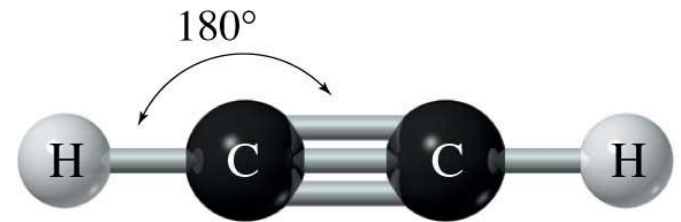
Estructuras del metano, el etileno y el acetileno.



metano, 109.5°



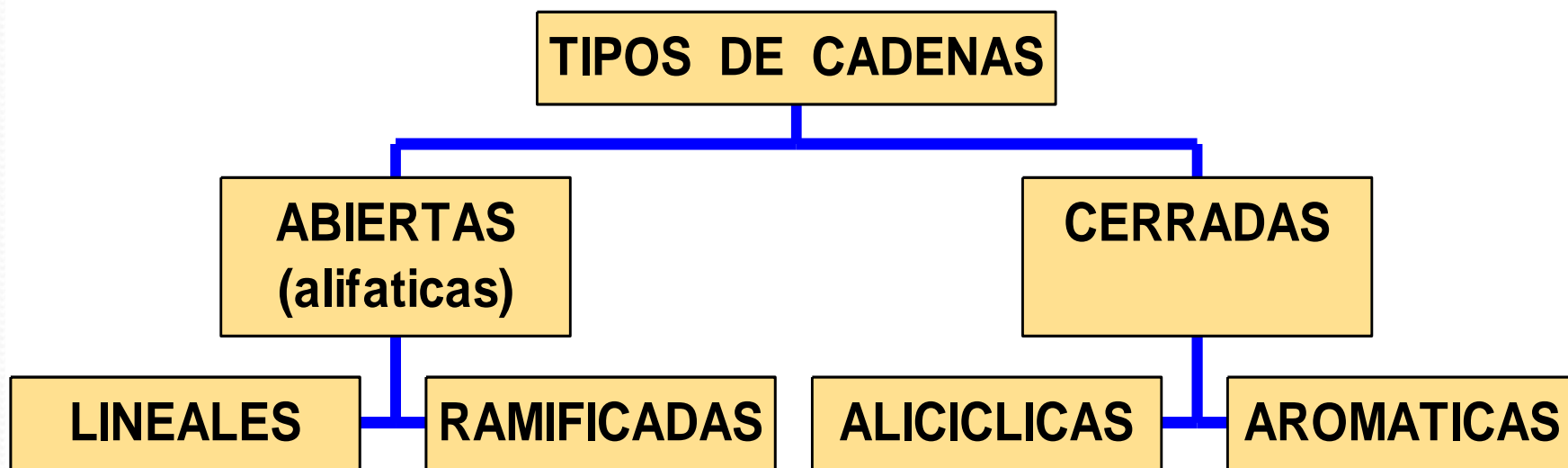
etileno, próximo a 120°



acetileno, 180°

El ángulo de enlace de los orbitales híbridos sp^3 es 109.5° ; el ángulo de enlace para los orbitales híbridos sp^2 está alrededor de 120° ; el ángulo de enlace para los orbitales híbridos sp es de 180° .

Cadenas carbonadas



Tipos de átomos de carbono (en las cadenas carbonadas)

- Primarios (a)
- Secundarios (b)
- Terciarios (c)
- Cuaternarios (d)

