

El analgésico o las tabletas de vitamina que se ingieren contienen compuestos farmacéuticos, algunos de éstos sintéticos. El pan para el desayuno viene en envolturas de plástico e incluso dicho alimento puede contener aditivos alimenticios sintéticos como conservadores. También es probable que la manzana que usted coma tenga una pequeña cantidad de plaguicida sintético que se introduce en el organismo.

Ha sido enorme el aumento en las cantidades de compuestos químicos orgánicos de tipo sintético que se producen cada año en Estados Unidos. La producción anual de productos sintéticos ha aumentado considerablemente.

Entre estos productos sintéticos se incluyen plásticos, plastificantes, tinturas, plaguicidas, conservadores y compuestos farmacéuticos.

Existen ciertos problemas especiales de eliminación y contaminación relacionados con algunos productos sintéticos. Unos son resistentes a la desintegración bacteriana en el agua y el suelo, y persisten en el medio ambiente por mucho tiempo. Cuando se sepultan en rellenos de tierra, algunos plásticos pueden no degradarse durante cientos o miles de años. Cuando los detergentes comenzaron a utilizarse en la década de los cincuenta, el detergente sintético que se usaba en ellos no se biodegradaba con facilidad. Los niveles de detergentes aumentaron drásticamente en las aguas ambientales, provocando graves problemas de espumas. En 1965 casi todas las preparaciones comerciales de detergentes cambiaron en forma tal que contuvieran detergente más biodegradable. Algunos plaguicidas y compuestos orgánicos industriales no degradables son muy tóxicos para los animales y a ellos se ha adjudicado la muerte de peces, mientras que otros ocasionan el mal sabor y olor de peces y mariscos.

Dickson, T.R., "Química. Enfoque Ecológico", Limusa, 1992

Actividad 11.1. Importancia y origen de la química orgánica.

Contesta las siguientes preguntas.

1. Investiga algunas etiquetas de productos comerciales empleados en el hogar y elabora una lista de los compuestos orgánicos en los mismos, que sean importantes en las siguientes áreas.

- Medicina
- Agricultura
- Alimentaria
- Doméstica

2. Con base en la respuesta anterior, explica la importancia de la Química orgánica en el entorno.

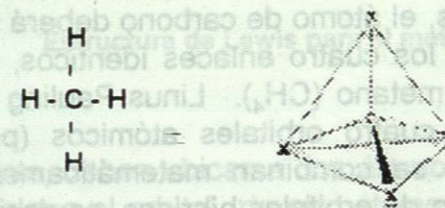
3. Explica por qué desapareció "la teoría vitalista" durante el desarrollo de la Química orgánica.

4. Menciona cómo surgieron las bases sobre la teoría estructural del átomo de carbono.

5. Cita las principales diferencias entre los compuestos inorgánicos y orgánicos.

2. Enlace en los compuestos orgánicos

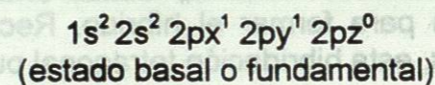
Al observar el comportamiento del metano que es el compuesto más sencillo de la serie de los alcanos, se encuentra experimentalmente que los enlaces con cada uno de los cuatro hidrógenos son equivalentes y que, además, estos enlaces se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular.



¿Cómo explicar esa tetravalencia del carbono? ¿Cómo explicar que el metano tiene en el espacio la forma de un tetraedro regular o pirámide tetragonal?

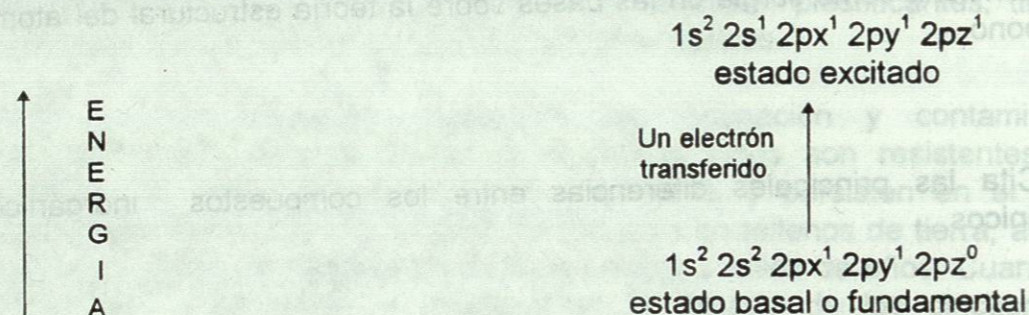
¿Cómo explicar la unión del carbono a otros átomos de carbono para formar cadenas (concatenación)?

Recordemos la distribución electrónica del carbono y su posición en el grupo IVA de la Tabla periódica (${}_{6}\text{C}$)



La tetravalencia del carbono no puede ser explicada mediante esta configuración en estado basal, ya que aquí existen dos orbitales puros desapareados (px^1 y py^1) y uno vacío (pz^0), lo que daría por resultado un átomo de carbono con dos uniones covalentes y una covalente coordinada.

El problema salta a la vista: El carbono necesita compartir cuatro electrones para formar cuatro enlaces, por lo que es necesario modificar el modelo para poder explicar la tetravalencia. El carbono debe adoptar una configuración electrónica distinta a la configuración de estado fundamental. Haciendo pasar un electrón del orbital 2s lleno, al orbital 2pz vacante, el carbono adopta la nueva configuración de alta energía $1s^2 2s^1 2px^1 2py^1 2pz^1$.

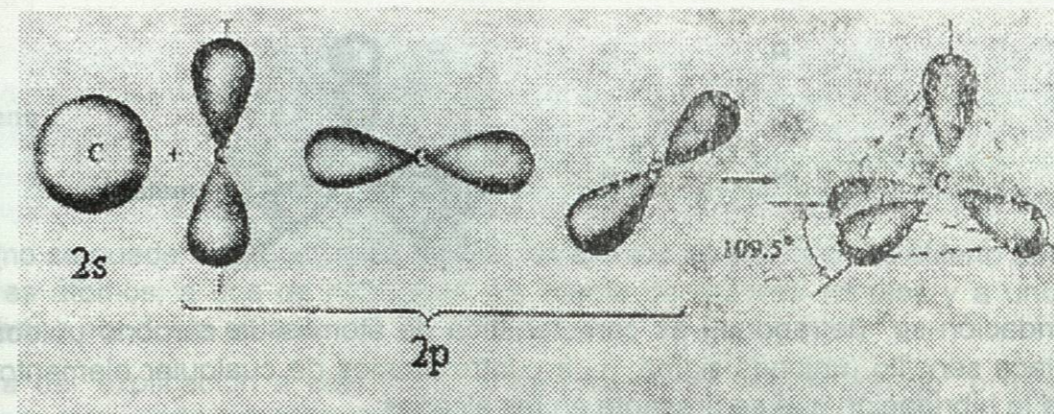


Este nuevo modelo ya explica la tetravalencia, pero no la equivalencia de los cuatro enlaces porque al formarse las uniones, habría tres enlaces iguales (con los orbitales p) y uno diferente (con el orbital s), lo que no corresponde a la equivalencia observada.

Entonces, el átomo de carbono deberá sufrir algún cambio en sus orbitales, que explique los cuatro enlaces idénticos, como es el caso de los cuatro enlaces C-H del metano (CH_4). Linus Pauling dio la respuesta en 1931, al demostrar que los cuatro orbitales atómicos (puros) del último nivel de energía del carbono, se combinan matemáticamente (se hibridan) para dar lugar a la formación de orbitales híbridos, es decir, orbitales que resultan de un rearrreglo entre orbitales puros.

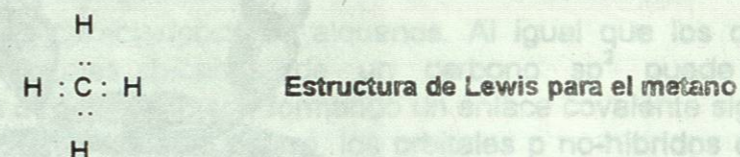
Hibridación sp^3 o tetragonal

En este caso se han combinado el orbital 2s y los tres orbitales 2p, formándose cuatro orbitales atómicos híbridos equivalentes, con el mismo contenido energético, la misma forma y orientados simétricamente hacia los vértices de un tetraedro regular. Estos orbitales híbridos son llamados sp^3 porque surgen de la combinación de un orbital 2s y tres orbitales 2p. Observe cómo el superíndice usado para identificar un orbital híbrido sp^3 indica cuántos orbitales atómicos de cada tipo se combinan para formar el híbrido. Recordando la forma de los orbitales atómicos puros, esta hibridación tetragonal puede representarse así:



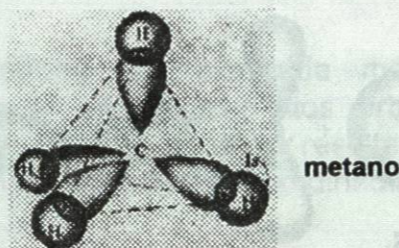
Cada uno de los orbitales híbridos quedan entre sí lo más alejado posible y se dirigen hacia las vértices de un tetraedro regular, por lo que a esta hibridación también se le llama tetragonal y es característica de los átomos de carbono totalmente saturados, como los alcanos. El ángulo entre cualquier par de orbitales sp^3 es de 109° .

El más pequeño de los alcanos es el metano (CH_4), donde cuatro átomos de hidrógeno ($1s^1$) se enlazan a los cuatro orbitales híbridos del carbono tetragonal (sp^3). La superposición de un orbital híbrido sp^3 del carbono con un orbital atómico $1s^1$ del hidrógeno forman un fuerte enlace C-H ($s - sp^3$). A esta unión entre carbono sp^3 e hidrógeno ($s - sp^3$) se le denomina unión sigma (σ), porque se efectúa direccionalmente a lo largo de la recta que une a los centros de los átomos. Como podemos observar en las figuras, se han formado cuatro orbitales moleculares sigma (σ) que dan lugar a cuatro enlaces covalentes sencillos.



Para que se forme un enlace covalente, deben ubicarse dos átomos de manera tal que el orbital de uno de ellos traslape el orbital de otro átomo. Como cada orbital contiene un sólo electrón, al unirse ambos orbitales forman un orbital molecular y comparten ahora un par de electrones con espines opuestos (apareados); cada uno de los electrones dispone de todo el orbital molecular de enlace, por lo que puede considerarse como perteneciente a ambos núcleos atómicos.

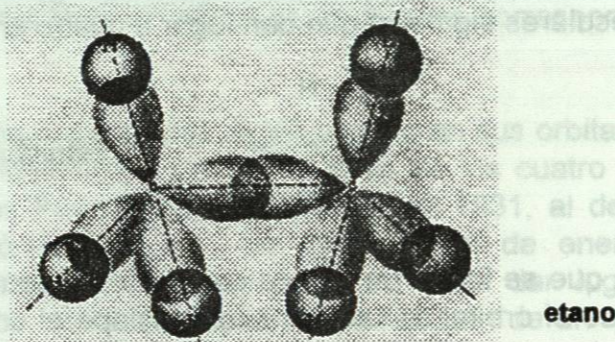
Debemos insistir nuevamente en que, durante la hibridación y formación de enlaces C-H no se pierden orbitales. Un carbono con hibridación sp^3 tienen cuatro orbitales híbridos, por lo tanto tiene cuatro electrones. Los cuatro átomos de hidrógeno también proporcionan cuatro orbitales $1s^1$ y cuatro electrones. Por lo tanto, el metano tiene cuatro orbitales moleculares enlazantes C-H (cuatro enlaces covalentes)



La hibridación sp^3 (tetragonal) es característica de átomos de carbono unidos por enlace sencillo (uniones sigma, σ) a cuatro átomos de cualquier elemento. Es ésta la hibridación que se presenta en los alcanos.

El siguiente compuesto de la familia de los alcanos es el etano CH_3-CH_3 . El mismo tipo de hibridación que explica la estructura del metano, explica cómo es que un átomo de carbono puede unirse a otro y otros más para hacer posible la existencia de millones y millones de compuestos orgánicos conocidos. El etano es la molécula más sencilla que contiene un enlace C-C.

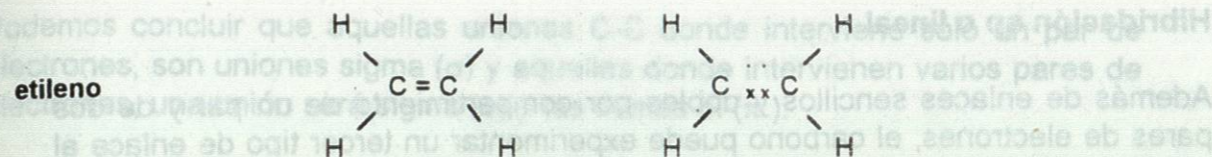
En el etano se unen dos átomos de carbono por la superposición de dos orbitales sp^3 , mediante unión sigma (σ) donde cada átomo de carbono contribuye con un electrón para formar el enlace covalente C-C, donde se comparte un par de electrones. Este enlace C-C tiene una longitud de 1.54 Å. Cada carbono está unido a su vez, a tres hidrógenos ($1s^1$) por unión sigma. Todos los ángulos de enlace del etano son muy cercanos al valor tetraédrico de 109° .



Resuelve la Actividad 11.2

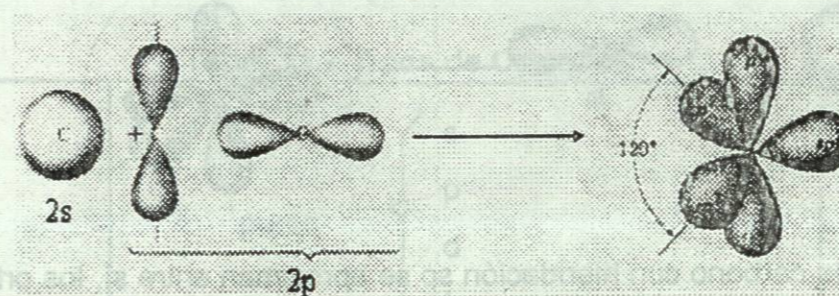
Hibridación sp^2 o trigonal planar

Aunque la hibridación sp^3 es el estado electrónico más común del carbono, no es la única posibilidad. Por ejemplo, consideremos el etileno, C_2H_4 ; desde hace más de 100 años se reconoció que para que los carbonos del etileno (C_2H_4) puedan tener cuatro enlaces deberán estar unidos entre sí por un doble enlace.

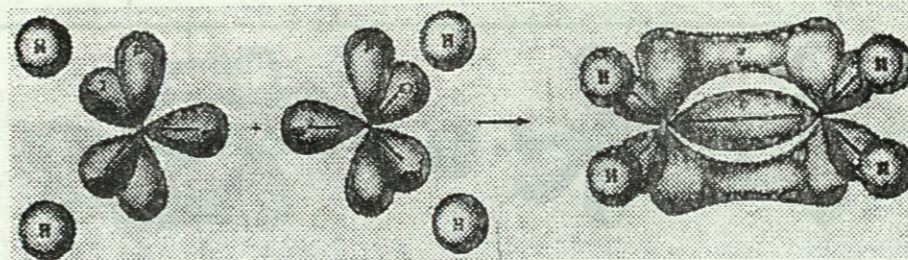


Como se puede observar, cada uno de los átomos de carbono del etileno se une a tres átomos; a dos de hidrógeno por medio de enlaces simples y a uno de carbono por doble enlace.

Para dar explicación a este modelo, se propone la hibridación sp^2 o trigonal planar, que parte también del estado excitado del carbono ($1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$). En esta hibridación se combinan el orbital $2s^1$ con sólo dos de los tres orbitales $2p$ disponibles. El resultado son tres orbitales híbridos llamados sp^2 , y un orbital $2p$ no-híbrido permanece sin cambio (puro). Los tres orbitales sp^2 resultantes tienen el mismo contenido energético y la misma forma; dirigidos en el espacio hacia los vértices de un triángulo equilátero, por lo que forman ángulos de 120° entre sí. El orbital p no híbrido es perpendicular al plano sp^2 , como lo muestra la figura.

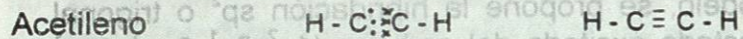


La hibridación sp^2 es característica de alquenos. Al igual que los orbitales híbridos sp^3 , los orbitales híbridos de un carbono sp^2 puede unirse direccionalmente con otro carbono sp^2 , formando un enlace covalente sigma por superposición sp^2-sp^2 . Cuando esto ocurre, los orbitales p no-híbridos de cada carbono también se aproximan mutuamente pero en forma paralela a fin de formar un enlace pi (π). La combinación de superposiciones sigma (sp^2-sp^2) y pi ($2p-2p$) da por resultado el compartimiento neto de cuatro electrones y la formación de un doble enlace C = C. Para completar la estructura del etileno sólo se necesita que cuatro hidrógenos se unan por medio de enlaces sigma (σ) (sp^2-s) a los cuatro orbitales sp^2 formando otros cuatro enlaces covalentes, dando por resultado la molécula de eteno (etileno) que tiene estructura planar.

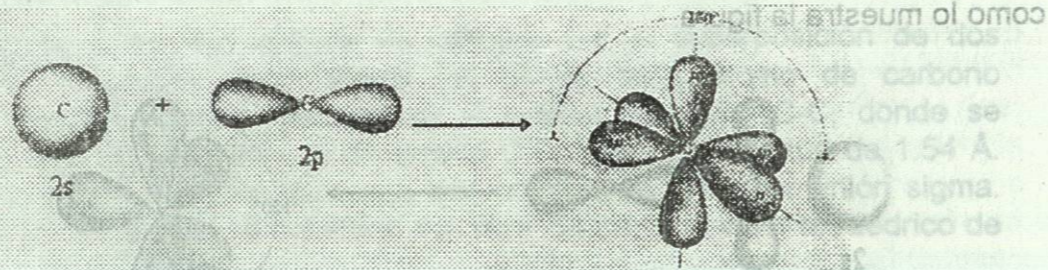


Hibridación sp o lineal

Además de enlaces sencillos y dobles por compartimiento de un par y de dos pares de electrones, el carbono puede experimentar un tercer tipo de enlace al compartir tres pares de electrones. El acetileno, C₂H₂, sólo puede describirse satisfactoriamente si se supone que contiene un triple enlace (C≡C), por lo que es necesario construir un tercer tipo de carbono híbrido, el sp, para explicar el triple enlace.

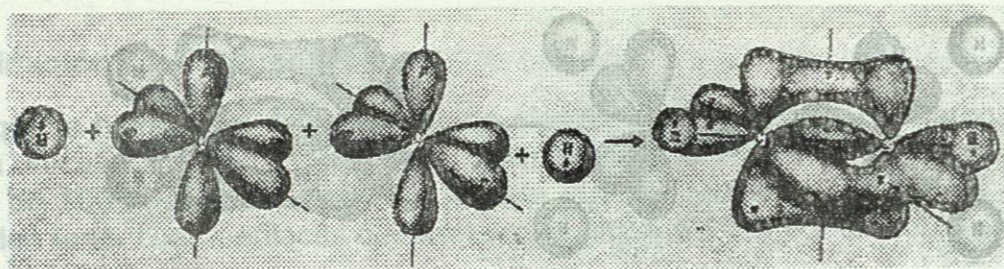


En este caso, un orbital 2s del carbono se combina con un sólo orbital p (px) resultando dos orbitales híbridos sp, mientras que dos orbitales p permanecen sin cambio. Los dos orbitales sp son lineales (separados 180° en el eje x), y los dos orbitales p restantes (puros) son perpendiculares con los ejes "y" y "z". Esta hibridación sp es característica de los alquinos.



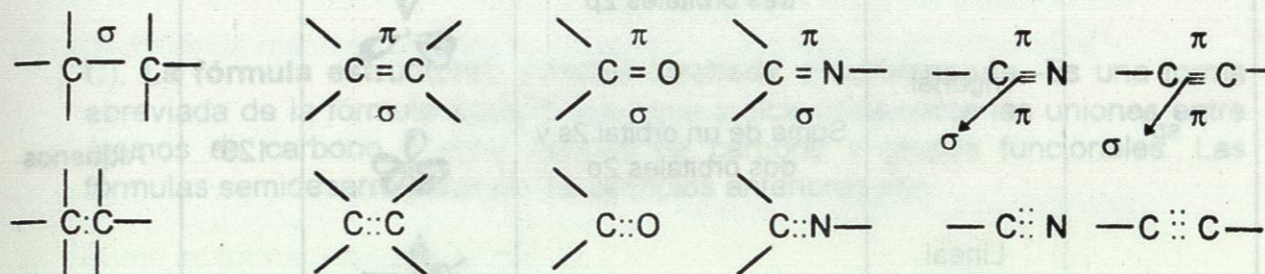
Si dos átomos de carbono con hibridación sp se aproximan entre sí, los orbitales sp de cada carbono pueden superponerse direccionalmente para formar un fuerte enlace sigma sp-sp. Además, los orbitales pz de cada carbono pueden formar un enlace pi (π) p_z-p_z por superposición paralela, y los orbitales py pueden superponerse de manera similar para formar otro enlace pi (π) p_y-p_y. El efecto neto es la formación de un enlace sigma (σ) y dos enlaces pi (π), lo que constituye un triple enlace carbono-carbono. Los orbitales híbridos sp restantes forman cada uno un enlace sigma con hidrógeno para completar la molécula de acetileno (etino).

Debido a la hibridación sp, el acetileno es una molécula lineal con ángulos de enlace H-C-C de 180°.



Podemos concluir que aquellas uniones C-C donde interviene sólo un par de electrones, son uniones sigma (σ) y aquellas donde intervienen varios pares de electrones, una unión será sigma (σ) y las demás pi (π).

La unión π es generalmente más débil que la unión σ.






La tabla 11.2 muestra los diferentes tipos de orbitales :

Tabla 11.2 Tipos de Orbitales

atómicos	puros	<ul style="list-style-type: none"> s p d f
	híbridos	<ul style="list-style-type: none"> sp³ sp² sp
moleculares	σ	(direccional)
	π	(no-direccional o paralelo)

Tabla 11.3 Hibridación del átomo de carbono

Hibridación	Otro nombre	Como ocurre	Dibujo	Angulo	Característico de
sp^3	Tetragonal	Suma de un orbital 2s y tres orbitales 2p		$109^\circ 5'$	Alcanos
sp^2	Trigonal	Suma de un orbital 2s y dos orbitales 2p		120°	Alquenos
sp	Lineal	Suma de un orbital 2s y un orbital 2p		180°	Alquinos

Fórmulas moleculares, desarrolladas y semidesarrolladas.

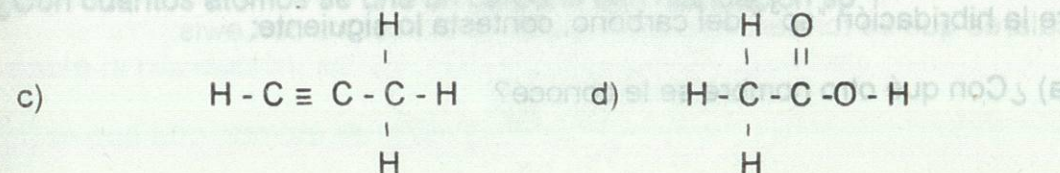
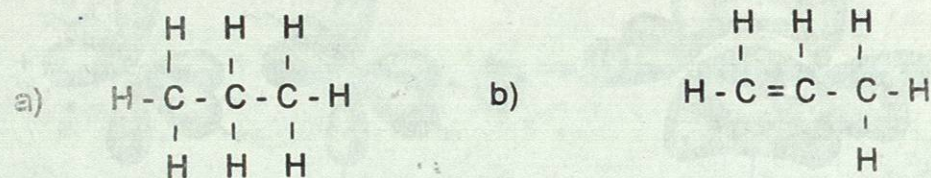
El uso de orbitales moleculares, aun cuando nos dice cómo está realmente la molécula en el espacio, no es un sistema práctico para escribir fórmulas de compuestos, ya que sería muy tardado y difícil, por lo cual debemos utilizar otra forma de representar estas moléculas, mediante fórmulas. Podemos utilizar tres tipos de fórmulas:

A). La **fórmula molecular** -Indica la clase y el número de átomos que constituyen a una molécula, sin describir el arreglo que existe entre ellos.

Ejemplos:

a) C_3H_8 b) C_3H_6 c) C_3H_4 d) $C_2H_4O_2$

B). La **fórmula estructural, desarrollada** -Indica cómo están los átomos unidos entre sí, cada línea representa una unión entre dos átomos. Las fórmulas que corresponden a los ejemplos anteriores son:



C). La **fórmula estructural, semidesarrollada o condensada** -Es una forma abreviada de la fórmula desarrollada, que indica únicamente las uniones entre átomos de carbono o entre átomos de carbono y grupos funcionales. Las fórmulas semidesarrolladas de los ejemplos anteriores son:



Debido a que, en Química orgánica, una fórmula molecular puede corresponder a diferentes compuestos, es muy frecuente el uso de fórmulas semidesarrolladas que dan una idea de la distribución de los átomos en la molécula, y se escriben con cierta facilidad.

El uso de fórmulas moleculares no es adecuado en Química orgánica, ya que una misma fórmula molecular puede corresponder a diferentes compuestos (isómeros).

Actividad 11.2 Hibridación sp^3

1. Describe lo que sucede al átomo de carbono para poder expresar la tetravalencia y la equivalencia de los cuatro enlaces carbono-hidrógeno del metano.

2. ¿En Química orgánica qué significa el término hibridación?