



Guía de aprendizaje: Química Orgánica

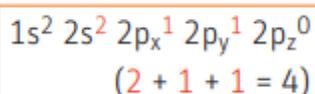
PARTE 2: Carbono según su hibridación.

Profesor(a):	Marcela Molina		
Correo:	mmolina@ccechillan.cl		
Instagram:	profe_marcela_cce		
Curso	4° medio	Fecha máxima de envío	Sábado, 30 de mayo
Objetivo de aprendizaje:	<ul style="list-style-type: none"> - Comprender las características del carbono como base principal de la química orgánica. - Identificar la hibridación de los átomos de carbono en sp^3, sp^2 y sp 		
Instrucciones:	<p>Responda la siguiente guía con apoyo de los ejemplos e información que aquí se presentan, además utilice el video explicativo que se encuentra disponible en mi cuenta de instagram. Utilice las instancias de resolución de dudas en aula de consultas de instagram. Si no puede imprimir la guía cópiela en su cuaderno.</p> <p>Envíe la actividad al correo o instagram antes mencionado. Puede enviar fotografías de la actividad, para que estas puedan ser revisadas y retroalimentadas por el mismo medio.</p>		

CLASIFICACIÓN DE LOS CARBONOS SEGÚN SU HIBRIDACIÓN

RECORDEMOS:

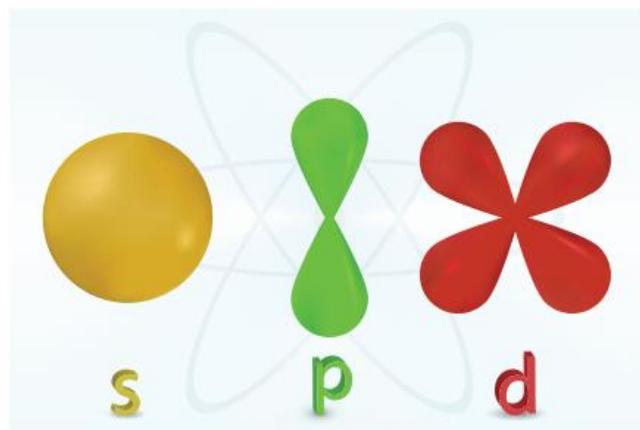
El carbono es un elemento no metálico ubicado en el período 2 y el grupo 14 de la tabla periódica. Su número atómico es 6 ($Z = 6$) y su configuración electrónica en estado fundamental (estado de menor energía) responde a:



Es decir, posee 4 electrones de valencia y se considera un átomo tetravalente. Pero para que el átomo de carbono se pueda enlazar covalentemente a otros cuatro átomos deberá tener cuatro electrones de valencia desapareados (disponibles para poder compartirlos), algo que no sucede en su estado fundamental. Por eso, cuando el átomo de carbono se excita, uno de los electrones de 2s pasa al orbital $2p_z$ vacío, quedando los cuatro electrones de valencia desapareados. Distribución electrónica del carbono en estado excitado:

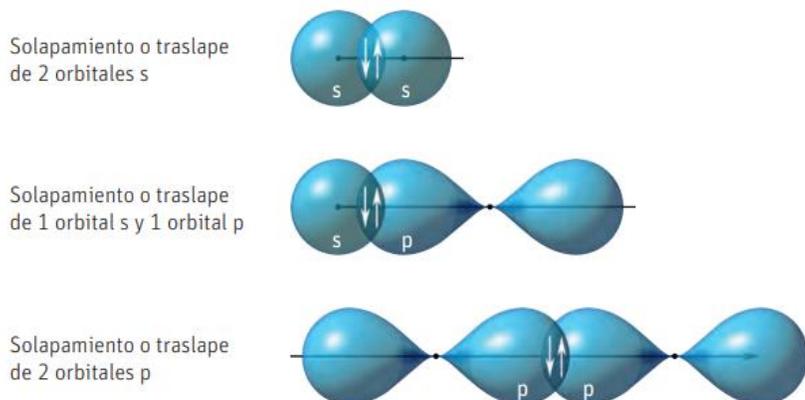
$1s^2$	$2s^1$	$2p_x^1$	$2p_y^1$	$2p_z^1$
	1 Orbital s	3 Orbitales p		

Según la teoría de los orbitales atómicos, los electrones de un átomo no orbitan alrededor del núcleo como se creía antiguamente, sino que se mueven en espacios definidos llamados orbitales. Los orbitales delimitan el espacio donde es más probable encontrar al electrón. De la configuración electrónica del átomo de carbono se deduce que los electrones de valencia se encuentran en un orbital s y tres orbitales p, ambos en el segundo nivel de energía. Los orbitales tienen formas definidas, por ejemplo, el orbital s es un orbital esférico, el orbital p simula una mancuerna y el orbital d se parece a un trébol de 4 hojas, tal y como se muestra en la imagen.



↑ Forma de los orbitales atómicos s, p y d.

Una vez comprendido esto, podemos modelar un enlace químico, teniendo en cuenta que este se produce por el traslape o solapamiento de los orbitales atómicos en el cual se comparten los electrones de valencia de dos átomos, tal como se muestra en la siguiente imagen:



HIBRIDACIÓN DEL CARBONO

La Hibridación es el proceso en que los orbitales atómicos se combinan para formar nuevos orbitales moleculares. Al ocurrir este proceso los electrones se vuelven a distribuir en los orbitales híbridos. Según la hibridación los átomos de carbono pueden unirse entre sí mediante enlaces covalentes simples, dobles y triples. A continuación revisaremos qué ocurre a nivel de los orbitales atómicos y la disposición que adquieren los átomos en el espacio cuando se forman cada uno de estos enlaces.

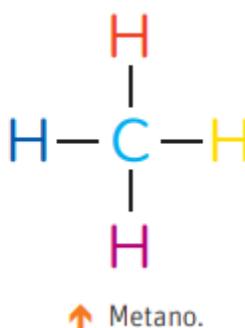
Características del átomo de carbono según su hibridación

Hibridación	Enlace	Ángulo de enlace	Geometría	Ejemplo
sp^3	simple; C — C	$109,5^\circ$	tetraédrica	$CH_3 - CH_3$
sp^2	doble; C = C	120°	trigonal plana	$CH_2 = CH_2$
sp	triple; C \equiv C	180°	lineal	$CH \equiv CH$

TIPOS DE HIBRIDACIÓN

1. HIBRIDACIÓN SP^3

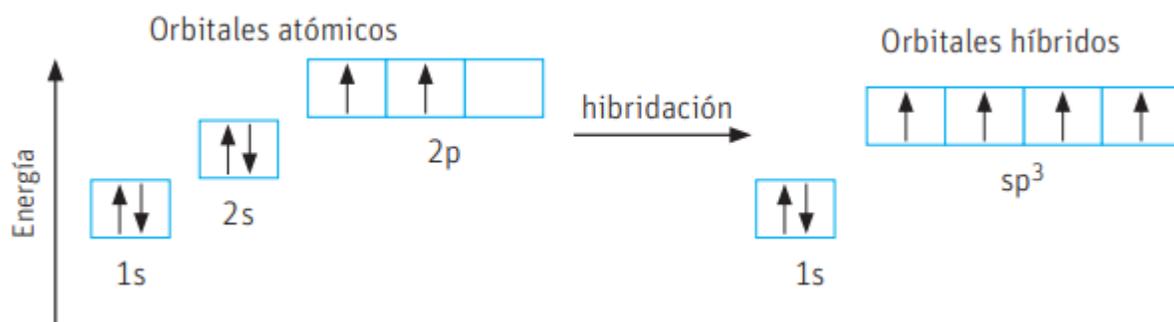
Para comprender estas características, lo ejemplificaremos con la molécula de metano



Esta molécula está formada por un átomo de carbono enlazado a cuatro átomos de hidrógeno.

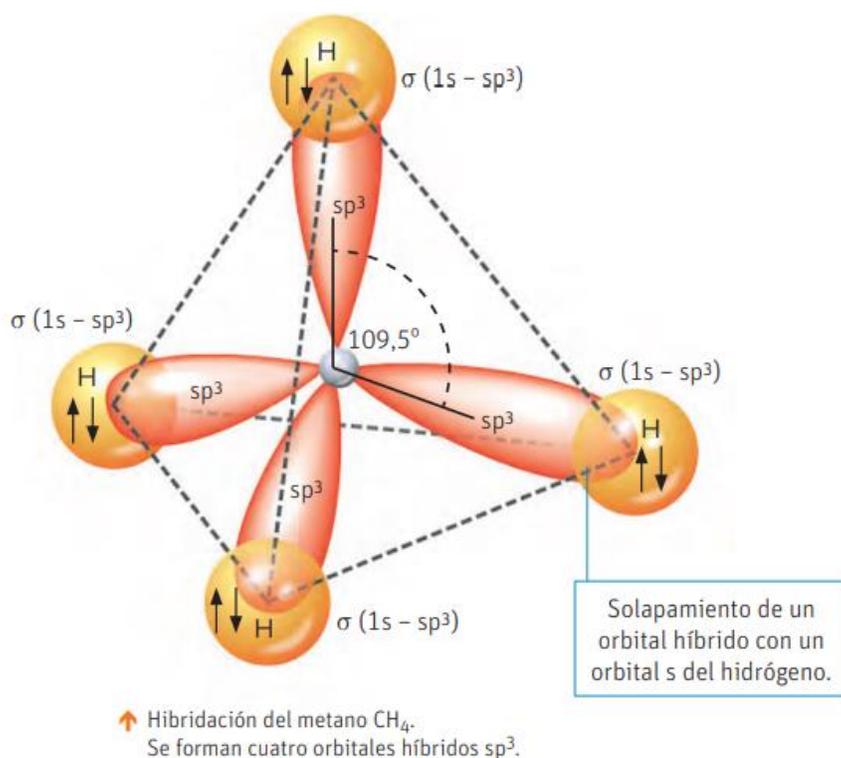
Algunos átomos, entre ellos el carbono, tienen la facultad de combinar orbitales s y p para generar orbitales híbridos.

En el caso de la molécula de metano, el carbono generó cuatro orbitales híbridos producto de la combinación de un orbital s y tres orbitales p, lo que produjo cuatro orbitales híbridos del tipo sp^3 , todos de igual forma y tamaño. Energéticamente, los orbitales híbridos se encuentran en un nivel de energía intermedio entre el orbital s y el p.

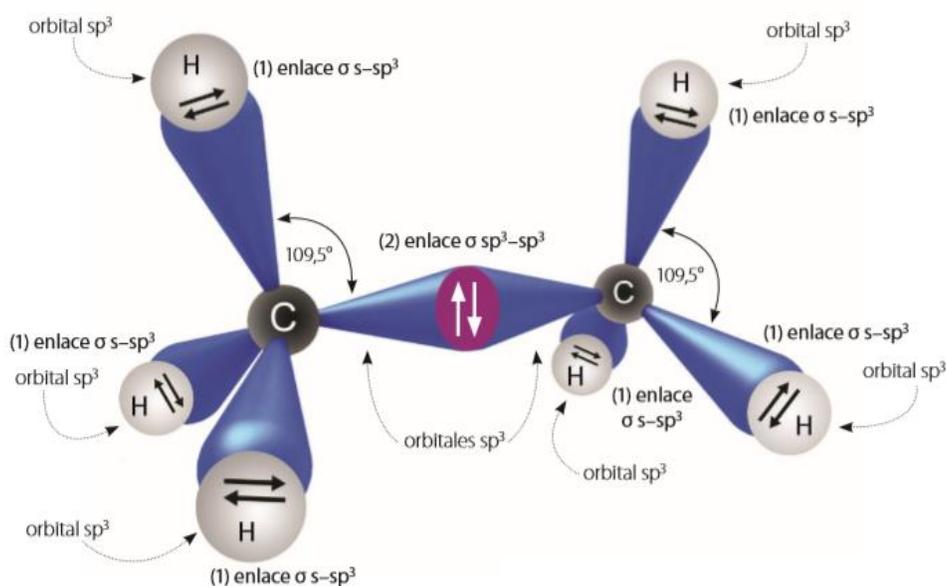


El átomo de carbono que experimenta una hibridación sp^3 forma cuatro enlaces simples como los que se muestran en la siguiente imagen.

En las moléculas donde el carbono es sp^3 , el enlace se forma por un solapamiento frontal de los orbitales de ambas moléculas, produciéndose un enlace denominado enlace σ (sigma), que es el más fuerte entre los enlaces del tipo covalente.



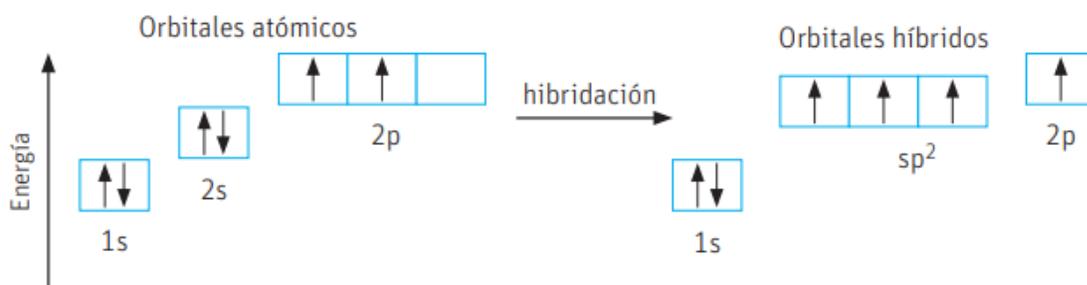
EJEMPLO: en el etano ocurre lo siguiente: (1) La combinación del Orbital Atómico 2s con los tres Orbital Atómico 2p da como resultado ocho orbitales híbridos sp^3 que están en un plano y forman ángulos de $109,5^\circ$ entre sí. Este tipo de enlace se denomina enlace sigma (σ), correspondiente a enlaces simples. (2) El acercamiento frontal de los orbitales híbridos sp^3 de cada carbono formará un enlace de tipo σsp^3-sp^3 .



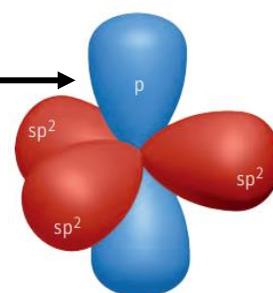
2.

HIBRIDACIÓN sp^2

El orbital s se combina entonces con dos orbitales p formando tres orbitales híbridos del tipo sp^2 , como se muestra en la imagen.



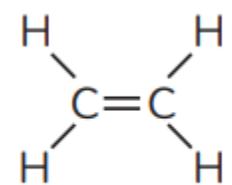
Al formarse estos tres orbitales queda un orbital **p puro (sin hibridar)** que se posiciona en forma perpendicular.



Al acercarse otra molécula de carbono, uno de los orbitales sp^2 se traslapa con un orbital del mismo tipo del otro átomo de carbono formando un **enlace σ** (sigma) y los orbitales p de ambos átomos quedan paralelos y lo suficientemente cercanos entre sí, de modo que los electrones de ambos orbitales disponen de un espacio común, formándose un enlace adicional diferente y conocido como **enlace π** (pi).

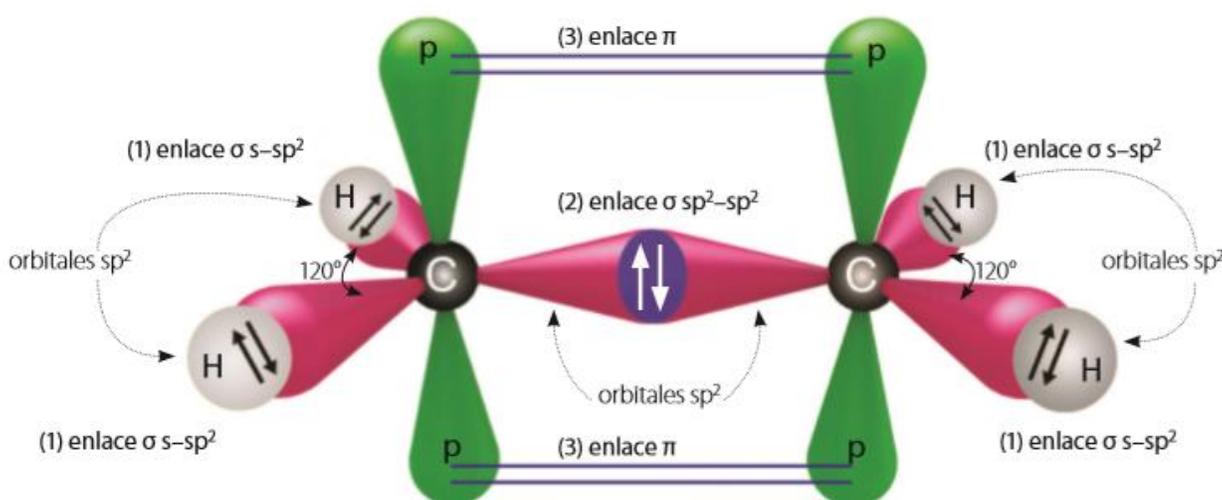
Por lo tanto, cuando esto ocurre, como en la molécula de etileno, los átomos de carbono que la forman se enlazan a través de un enlace doble, uno de ellos del tipo σ y el otro del tipo π .

EJEMPLO: en el eteno ocurre lo siguiente: (1) La combinación del Orbital Atómico 2s solo con dos de los tres Orbitales Atómicos 2p da como resultado seis orbitales híbridos sp^2 que están en un plano y forman ángulos de 120° entre sí. (2) Cuando dos átomos de carbono con hibridación sp^2 se acercan y sus orbitales híbridos sp^2 se traslapan de frente, se forma un enlace σ sp^2-sp^2 . (3) La segunda unión correspondiente al doble enlace se forma por el solapamiento lateral de los orbitales p sin hibridar, el cual se denomina enlace pi (π).



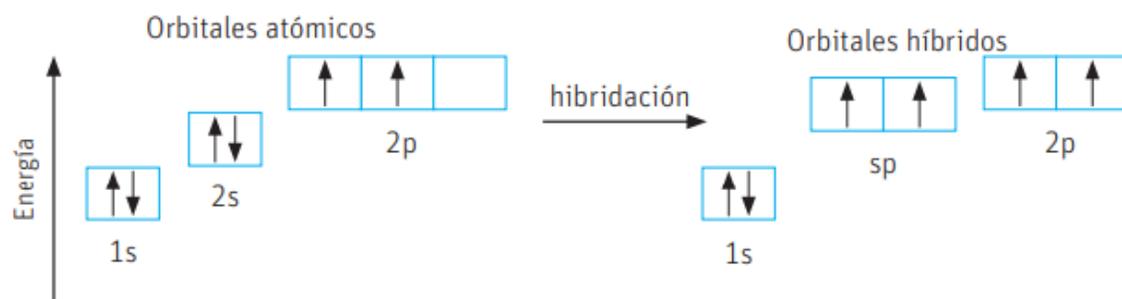
↑ Eteno o etileno.

*A temperatura ambiente, el **etileno** es un **gas** incoloro. A temperaturas muy bajas, es un **líquido**.

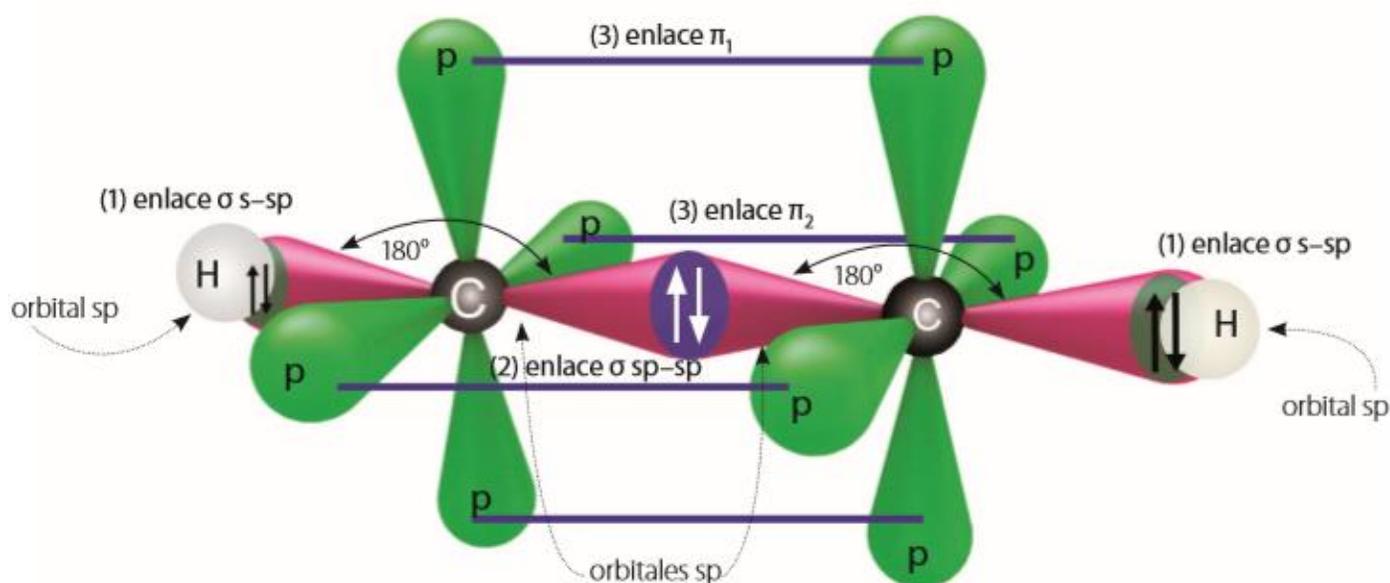


3. HIBRIDACIÓN SP:

El orbital s se combina entonces con un orbital p formando dos orbitales híbridos del tipo sp, quedando entonces dos orbitales p sin hibridar, como se muestra en la siguiente figura:



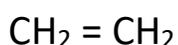
EJEMPLO: en el etino ocurre lo siguiente: (1) La combinación del Orbital Atómico 2s solo con uno de los Orbitales atómicos 2p da como resultado cuatro orbitales híbridos sp que se ubican linealmente formando ángulos de 180° entre sí. (2) Cuando dos átomos de carbono con hibridación sp se acercan y sus orbitales híbridos sp se traslapan de frente, se forma un enlace σ sp–sp. (3) Finalmente, el triple enlace se forma por el solapamiento lateral de los orbitales p sin hibridar, detectándose dos tipos de enlace pi: π_1 y π_2 .



ACTIVIDADES

I. **SELECCIÓN MULTIPLE:** encierre la alternativa correcta.

1. ¿Cuál(es) de las siguientes características es (son) correcta(s) con respecto al siguiente compuesto orgánico?



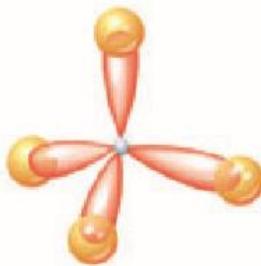
- I) Corresponde a un compuesto gaseoso.
- II) Presenta hibridación sp^2 .
- III) Forma ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) Solo I y II E) I, II y III



2. ¿Qué hibridación representa la siguiente imagen?

- A) Sp
- B) Sp²
- C) Sp³
- D) Doble
- E) Triple



II. Para las siguientes estructuras indicar las hibridaciones correspondientes:

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$s - sp^3 =$ $sp^3 - sp^3 =$ $sp^2 - sp^2 =$ $s - sp =$	$s - sp^2 =$ $sp^2 - sp^3 =$ $sp - sp =$ $\pi =$
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	$s - sp^3 =$ $sp^3 - sp^3 =$ $sp^2 - sp^2 =$ $s - sp =$	$s - sp^2 =$ $sp^2 - sp^3 =$ $sp - sp =$ $\pi =$
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$	$s - sp^3 =$ $sp^3 - sp^3 =$ $sp^2 - sp^2 =$ $s - sp =$	$s - sp^2 =$ $sp^2 - sp^3 =$ $sp - sp =$ $\pi =$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{C} = \text{CH}_2 \\ \qquad \qquad \\ \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	$s - sp^3 =$ $sp^3 - sp^3 =$ $sp^2 - sp^2 =$ $s - sp =$	$s - sp^2 =$ $sp^2 - sp^3 =$ $sp - sp =$ $\pi =$
$\begin{array}{c} \text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{C} \equiv \text{CH} \end{array}$	$s - sp^3 =$ $sp^3 - sp^3 =$ $sp^2 - sp^2 =$ $s - sp =$	$s - sp^2 =$ $sp^2 - sp^3 =$ $sp - sp =$ $\pi =$