

GUÍA DE ESTUDIO – QUÍMICA

Segundo Medio

Nombre: _____

Contenidos:

-) Química Orgánica: Importancia del átomo de Carbono.

Objetivo:

-) Identificar las características y propiedades del carbono que permiten la formación de una amplia variedad de moléculas.

Instrucciones:

-) Lee atentamente cada párrafo y luego contesta cada pregunta de la manera más completa posible.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

La química orgánica es la rama de la química que estudia los compuestos del carbono. Los químicos del siglo XVIII utilizaban la palabra “orgánico” para describir las sustancias que se obtenían de fuentes vivas, como plantas y animales. Estos químicos creían que la naturaleza poseía cierta fuerza vital y que solo las cosas vivas podían producir compuestos orgánicos. Esta concepción se desechó en 1828, cuando el químico alemán Friedrich Wöhler preparó urea, un compuesto orgánico, a partir de la reacción de dos compuestos inorgánicos, cianato de plomo y amoníaco acuoso, según:

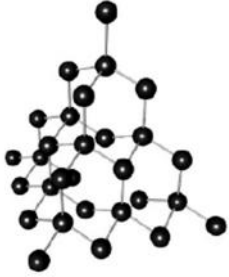
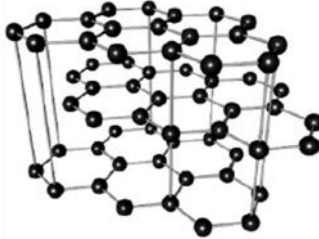

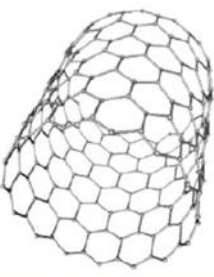


En la actualidad esta especialidad se extiende a aquellos compuestos sintetizados en laboratorios de investigación, como son los plásticos, algunos colorantes, medicamentos, perfumes, detergentes entre otros.

El átomo de carbono puede constituir más compuestos que ningún otro elemento, porque los átomos de carbono tienen la capacidad de formar enlaces carbono-carbono simple, doble y triple, y también unirse entre sí formando cadenas o estructuras cíclicas. Las disposiciones muy diversas que adoptan sus cadenas, explican la existencia de millones de compuestos orgánicos diferentes. La rama de la química que estudia los compuestos del carbono es la **Química Orgánica**.

Características del carbono

Las formas elementales en las que se encuentra el carbono en la naturaleza son llamadas formas alotrópicas y son compuestos constituidos por el mismo elemento, pero difieren en sus estructuras y propiedades físicas y químicas, estas son:

Diamante	Grafito	Fullereno	Nanotubo
			

Los carbones de tipo vegetal, coque y negro de humo, son formas amorfas del grafito. El carbón vegetal se genera al calentar la madera en ausencia de aire; el coque es una forma impura del carbono, se produce al calentar la hulla en ausencia de aire; y el negro de humo se forma al calentar hidrocarburos con una cantidad limitada de oxígeno. Actualmente, debido a la gran contaminación mundial producto del uso de combustibles fósiles, estas fuentes de energía están siendo remplazadas por combustibles más limpios, como el gas natural y el hidrógeno.



Carbón Vegetal

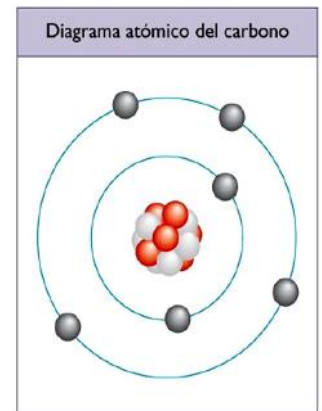
Fuentes naturales del carbono	
Mineral	Carbono en el mineral (%)
Hulla	75 a 90
Lignito	70
Turba	60
Carbón vegetal	80

El carbono y su tetravalencia

Su número atómico es 6 y su masa atómica, 12.

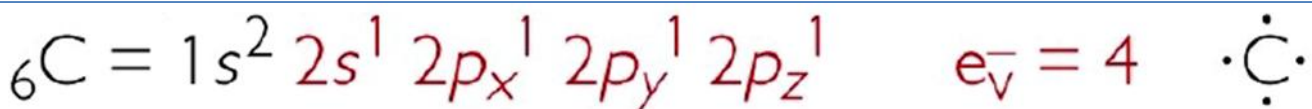
- Se clasifica como no metal.
- Su valor de electronegatividad es igual a 2,5, lo que le permite combinarse con facilidad con otros átomos formando enlaces covalentes parcialmente iónicos; por ejemplo, con: H, O, N, S, P, F, el, Br, I y Si.
- Su configuración electrónica y estructura de Lewis, en estado fundamental, es:

6	12,01
C	
Carbono	
2 ± 4	



De esto se puede deducir que en la tabla periódica se encuentra en el período 2, grupo IV A, por lo que posee cuatro electrones de valencia. Según la configuración electrónica, el átomo de carbono tiene cuatro electrones en su nivel más externo, pero solo dos libres para formar enlaces; por lo tanto, no podría cumplir la regla del octeto, ni explicar la longitud de enlaces ni la polaridad de las moléculas que se originan.

Para explicar la tetravalencia, los electrones pasan a un estado excitado de mayor energía, esto ocurre cuando un electrón que está en $2s$ pasa a $2p$ vacío de mayor energía:



En esta nueva configuración, el átomo de carbono posee cuatro electrones desapareados que pueden formar enlaces con otros átomos. La energía desprendida al formarse los enlaces es suficiente para compensar la energía necesaria para desaparecer los electrones.

Así, el átomo de carbono cumplirá con la regla del octeto; esto lo logra mediante el proceso de **hibridación**.

Hibridación del átomo de carbono.

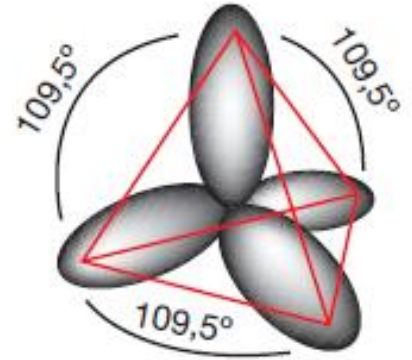
Este fenómeno se puede explicar utilizando la teoría de enlace de valencia. En esta se forman los orbitales híbridos, que corresponden a la mezcla o combinación de orbitales; en el caso del átomo de C se combinan sus orbitales $2s$ y $2p$, generando el mismo número de orbitales, pero idénticos entre sí. Según esto, el átomo de carbono posee tres tipos de hibridación:

- hibridación sp^3 : el átomo de C forma 4 enlaces simples.
- hibridación sp^2 : el átomo de C forma 2 enlaces simples y 1 enlace doble.
- hibridación sp : el átomo de C forma 1 enlace simple y un enlace triple.

Así, la hibridación es un proceso de transformación producida por la presencia de otro átomo con el cual se une covalentemente, lo que le permite generar enlaces sigma (σ) y pi (π).

Enlace sigma (σ): es un enlace covalente que se forma cuando dos orbitales de átomos diferentes se superponen en sus extremos, quedando la mayor densidad electrónica concentrada entre ambos núcleos.

Analicemos el caso del metano, los 4 átomos de H, poseen su electrón en una orbital s y el átomo de C ha hibridado su orbital $2s$ con sus 3 orbitales $2p$, generando 4 orbitales $2sp^3$. Cada una de estas orbitales se solapan con la orbital s de un H, formando un total de cuatro enlaces sigma, y en cada enlace la densidad electrónica se localiza entre ambos núcleos (H y C). De esta manera se explica que los cuatro orbitales híbridos sp^3 puedan enlazarse a otros cuatro átomos (tetravalencia). Esta hibridación genera estructuras en las cuales se forman ángulos de $109,5^\circ$ como muestra la siguiente figura.



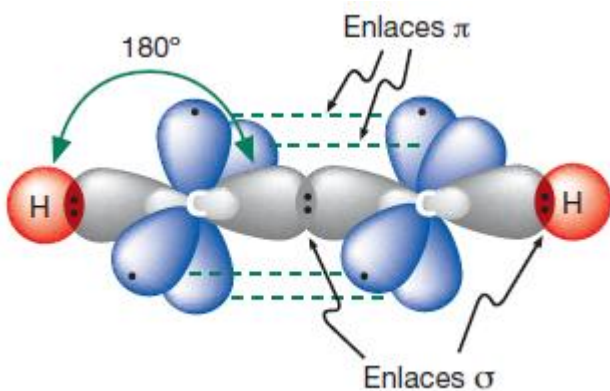
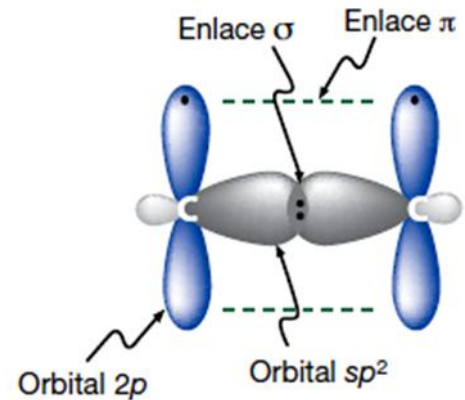
Enlace pi (π): es un enlace covalente que se forma cuando hay una superposición lateral de dos orbitales p , quedando la mayor densidad electrónica concentrada sobre y bajo el plano que se forma entre los átomos que participan en el enlace.

Los enlaces pi están presentes en los dobles y triples enlaces. El enlace doble está formado por un enlace sigma y un enlace pi.

El enlace pi no posee tanta energía como el enlace sigma, dado que los electrones que lo forman se encuentran más alejados del núcleo, y por eso la fuerza de atracción entre los electrones y el núcleo es menor.

El átomo de C, presenta enlace doble cuando en su último nivel posee tres orbitales $2sp^2$ (33,3% de s y 66,6% de p) y una orbital $2p$, según la configuración: $1s^2 (2sp^2)^1 (2sp^2)^1 (2sp^2)^1 2p_z^1$.

Formándose una unión en la que cada una de las especies participantes orienta sus orbitales híbridos (sp^2) en ángulos de 120° y el no hibridado (p) perpendicular al plano de los orbitales híbridos, como lo muestra la siguiente figura:



En los enlaces triples, el carbono hibrida su orbital $2s$ con un orbital $2p$, quedando dos sin hibridar, presentando una configuración: $1s^2 (2sp)^1 2p_y^1 2p_z^1$.

Al formarse el enlace entre dos carbonos con hibridación sp , se solapan una de las orbitales sp de cada átomo de C para formar un enlace sigma. Los orbitales p sin hibridar forman dos enlaces pi, lo que forma un enlace triple entre ambos átomos de C; y un orbital sp queda con su electrón disponible para formar otro enlace sigma, según la siguiente figura: