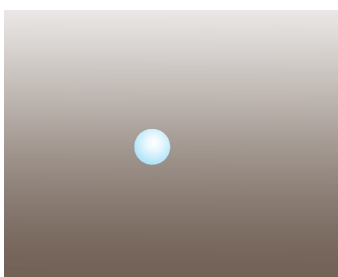


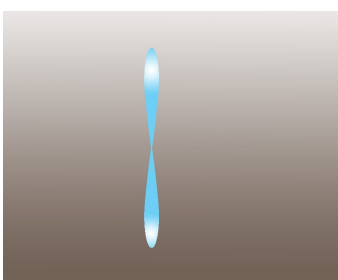
Orbitales híbridos

Los orbitales híbridos son aquellos que se forman por la fusión de otros orbitales. Estudiarlos es un paso básico para entender la geometría y la estructura de las moléculas. Pero para asegurarnos de que puedas comprenderlos bien, vamos a empezar por los orbitales normales.

Recuerda que los electrones de un átomo se disponen en capas, cada una correspondiente a un determinado nivel de energía. Los niveles, en principio, tienen menos energía cuanto más cerca del núcleo estén. Pero dentro de cada nivel de energía pueden existir varias “subcapas” con características distintas: estas son a las que llamamos orbitales. La primera capa, por ejemplo, sólo tiene un orbital, de apariencia esférica, que se denomina de “tipo s ”. En él caben dos electrones¹.



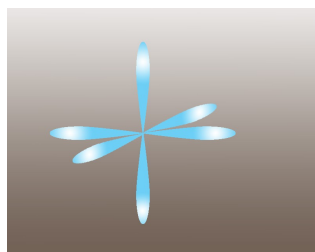
El segundo nivel de energía (con el que normalmente vamos a trabajar mientras estemos en la química orgánica), además de un orbital s (igual que el del primer nivel, sólo que un poco más grande), hay tres orbitales p , en cada uno de los cuales, como antes, caben dos electrones. La forma de uno de estos viene a ser así:



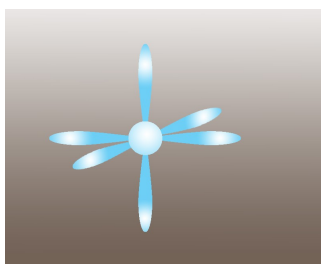
¹ Los dos números cuánticos s posibles que puede tener un electrón aquí, como recordarás si has estudiado los números cuánticos.

Cajón de Ciencias

Los tres orbitales p se disponen en las tres direcciones del espacio, según sus orientaciones magnéticas²:



El conjunto del segundo nivel, que recuerda que es con el que más vas a trabajar, quedaría así:



En total, caben aquí ocho electrones, pero la mayoría de las veces estarás representando un átomo de carbono, que en su segundo nivel sólo tiene cuatro. Se repartirían colocándose dos en el orbital s (el de menor energía) y los otros dos irían (por separado) en dos de los orbitales p , quedando un orbital p vacío³. El otro átomo con el que frecuentemente tendrás que trabajar es el de hidrógeno, pero este es el más sencillo de todos: un único orbital s con un electrón.

Por último, y por si acaso hay dudas sueltas, recuerda que cuando se forma un enlace covalente, lo que sucede es que se solapan dos orbitales y comparten sus electrones. Como un orbital no puede tener más de dos electrones, sólo pueden suceder dos casos: o bien los orbitales del elemento tienen cada uno un electrón ($1+1$) o bien uno tiene dos y el otro ninguno ($2+0$)⁴. No pueden unirse dos orbitales vacíos o dos llenos, o uno lleno con otro lleno a medias.

Pues si todo esto está claro, vamos a empezar con las hibridaciones.

² De nuevo, corresponden a los tres posibles números cuánticos m que puede tener un electrón en este nivel

³ Si no lo ves claro, repasa nuestro documento sobre configuraciones electrónicas.

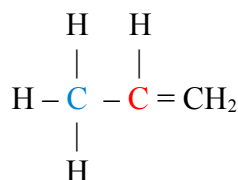
⁴ Lo que, por cierto, se llama enlace covalente dativo.

Cajón de Ciencias

¿Por qué se hibridan los orbitales?

En primer lugar, la hibridación de orbitales es un modelo teórico. Los científicos han observado ciertas cosas en la realidad que no cuadran con lo que se esperaban sobre el papel, y alguien (concretamente Pauling, en 1930) propuso una explicación que encaja bastante bien con los hechos y permite seguir trabajando en el asunto sin que nada chirrié. Nadie ha visto nunca electrones moviéndose por parejas encima de globitos. Repetimos: es un modelo teórico, el mejor hasta la fecha (lo que quiere decir que hay una probabilidad bastante buena de que las cosas sean realmente así o de una manera parecida), y en la ciencia “todo es verdad hasta que se demuestre lo contrario”.

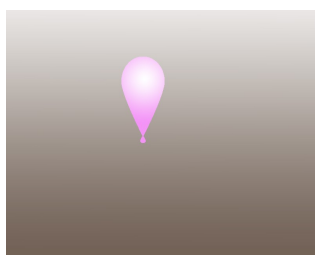
Con esto en mente, podemos seguir trabajando. Así pues, ¿por qué fue necesario recurrir a la explicación de orbitales híbridos? Porque, sencillamente, dejando los orbitales como estaban, las cosas no funcionaban. Fíjate en la siguiente molécula, el propeno:



El carbono que está en azul está enlazado a cuatro cosas ¡Pero hemos visto que en su último nivel sólo tiene disponibles dos electrones – cada uno en un orbital p – y un orbital p vacío! Podríamos explicar la unión con dos de los hidrógenos y decir que en el orbital p vacío los dos electrones del enlace corren a cuenta del carbono que está en rojo. Pero, además de que esto no explica el tercer hidrógeno, la cosa se hace aún más imposible, porque el pobre carbono rojo ha gastado ya sus dos electrones p en unirse al carbono azul, y le están esperando todavía ¡un hidrógeno y un doble enlace!

En resumen: dejar los orbitales como están no vale. No podemos explicar cómo se forma una molécula que sabemos que existe en la realidad, así que hay que pensar en otra forma. Además, y aunque no necesitas saberlo de momento, los orbitales en su forma “original” no explican la geometría de las moléculas.

¿Qué es un orbital híbrido? Ya lo dijimos al principio: los que se forman por la fusión de otros orbitales, concretamente, un orbital s y uno o varios orbitales p . Se denominan, con gran derroche de imaginación, orbitales sp . Tienen este gracioso aspecto:

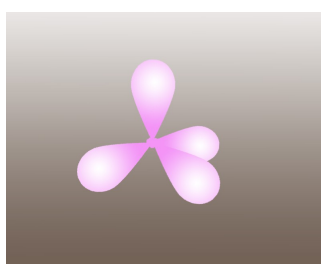


Cajón de Ciencias

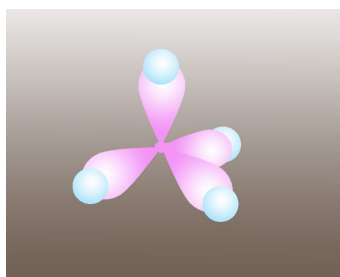
Existen tres posibilidades, según si el orbital s se hibrida con uno, con dos o con los tres orbitales p . Respectivamente, serían los sp , sp^2 , y sp^3 . Vamos a ir viendo cada paso, empezando, para variar, por el último de ellos.

Hibridación sp^3

El orbital s se “mezcla” con los tres orbitales p para dar **cuatro** orbitales sp . No te lées: el número de orbitales finales sigue siendo igual. No es que todos se junten en uno solo, sino que se forman cuatro nuevos orbitales que tienen, cada uno de ellos, un poquito de p y un poquito de s . Un átomo de carbono con esta hibridación tendría este aspecto.



Ahora, al repartir los cuatro electrones que tiene el carbono en su segundo nivel, colocamos uno en cada orbital. Si te das cuenta, esto permite que un átomo de carbono forme cuatro enlaces covalentes sencillos con otros cuatro elementos. Por ejemplo, la molécula de metano (CH_4) se representaría así (las esferas azules son los orbitales s de cada uno de los cuatro átomos de hidrógeno):

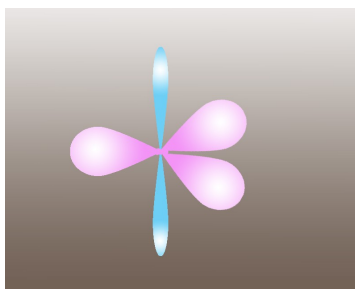


Por si todo esto no fuera lo bastante convincente, resulta que la molécula de metano en la realidad tiene una forma de pirámide tetraédrica, lo cual se corresponde a las mil maravillas con nuestro modelo.

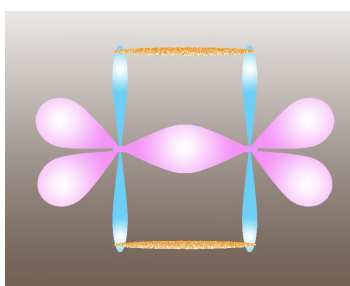
Cajón de Ciencias

Hibridación sp^2 .

El orbital s se une a dos de los orbitales p , formando tres orbitales sp^2 . Queda un p (no importa cuál) intacto. Los cuatro electrones se colocan uno en cada orbital (recuerda que los dos “globitos” azules son un único orbital).



¿Qué permite explicar esta hibridación? Ni más ni menos que la posibilidad de formar dobles enlaces. Mira de nuevo el carbono de color rojo del propeno que pusimos de ejemplo: tiene dos enlaces sencillos (con un carbono y un hidrógeno) y un enlace doble con otro carbono. En una hibridación sp^2 , dos de los orbitales híbridos se encargan de los enlaces sencillos y el otro híbrido junto con el orbital p forman el doble enlace. Éste sería el aspecto de dos carbonos formando un doble enlace entre ellos:



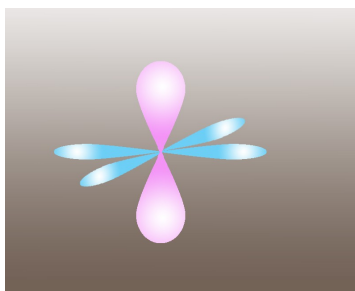
Ahí los tienes; y aún quedan disponibles en cada uno de los carbonos dos orbitales para poder formar sendos enlaces sencillos.

Todavía nos queda por explicar cómo se pueden formar los triples enlaces o un carbono que forme a la vez dos dobles enlaces. Pero para eso tenemos el tercer tipo de hibridación: la sp .

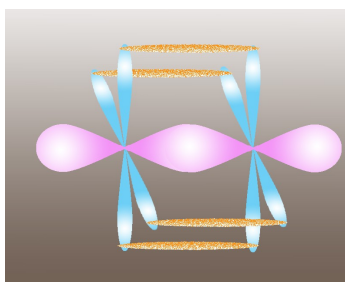
Cajón de Ciencias

Hibridación sp

Ahora el orbital s sólo se junta con un p (dando dos orbitales híbridos), quedando los otros dos orbitales p sin cambiar. Como en los casos anteriores, se repartiría un electrón en cada orbital. El aspecto de un carbono con esta hibridación es:



Si queremos representar un triple enlace entre dos carbonos ($-C \equiv C-$) sería así (hemos girado los átomos para poder verlo con más claridad):



Y, tal y como necesitábamos, aún nos queda un orbital libre en cada carbono para poder formar los enlaces sencillos.

Si quisiéramos representar un carbono con dos dobles enlaces ($-C = C = C-$), el carbono central tendría este tipo de hibridación. Con uno de los orbitales p formaría uno de los dobles enlaces y con el otro orbital p libre formaría el segundo. Obviamente, y tal y como aparece en la fórmula, se quedaría sin orbitales para seguir formando enlaces.

Como ves, se trata de una cuestión de preguntarse cuál de los tres tipos de hibridación le “sienta bien” a cada carbono en particular. Tan sencillo como esto:

- Si el carbono sólo tiene enlaces sencillos, hibridación sp^3 .
- Si tiene un enlace doble, hibridación sp^2 .
- Si tiene un enlace triple o dos dobles, hibridación sp .

Aparte de esas tres “reglas”, lo único que tienes que saber es cómo dibujar los globitos. ¡A practicar!