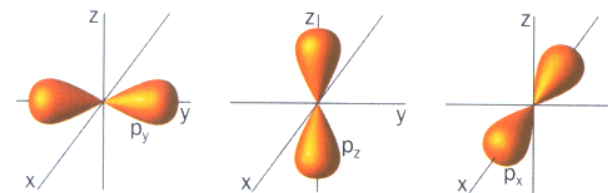
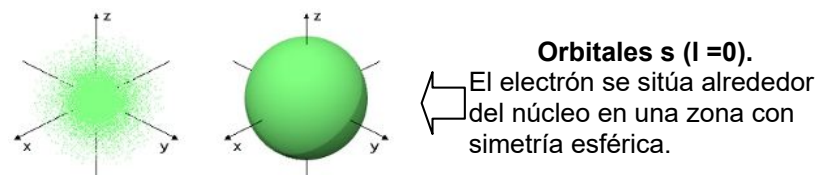


La teoría cuántica (en su versión ondulatoria) describe al electrón mediante una función de onda, pero no podemos considerarlo como una partícula con una localización definida. Lo único que podemos afirmar es que **el cuadrado de la función de onda da la probabilidad de encontrar al electrón en un punto del espacio en un momento dado.**

No es posible hablar de órbitas definidas, pero sí de regiones del espacio en las que existe una gran probabilidad de encontrar al electrón. La función de onda obtenida se denomina orbital atómico, describe el comportamiento del electrón y permite calcular su energía.

Una manera de dar sentido físico a los orbitales atómicos consiste en calcular la distribución de probabilidad de encontrar el electrón alrededor del núcleo y trazar una superficie tal que en su interior exista una gran probabilidad de encontrar al electrón (pongamos un 90%). Obtendremos de esta forma una representación muy útil de "la forma" de los orbitales.

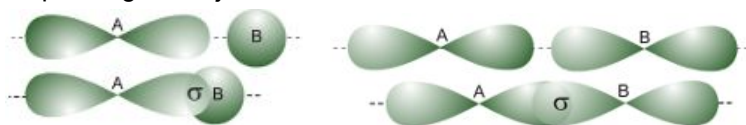


Orbitales p (l=1)
La máxima probabilidad de encontrar al electrón se localiza a lo largo de los ejes coordenados para cada uno de los orbitales: p_x , p_y y p_z correspondientes a los posibles valores de $m_l = -1, 0, +1$

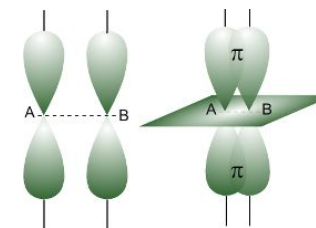
El método del enlace valencia (EV) parte de los átomos separados a una distancia infinita (no hay ninguna interacción), y se van acercando poco a poco. como consecuencia del acercamiento **se produce una superposición de los orbitales atómicos** y se forman regiones (donde los orbitales atómicos se superponen) en las que existe una probabilidad máxima de encontrar los electrones de ambos átomos (compartición de electrones), produciéndose una disminución de energía que favorece la formación de la molécula.

Como consecuencia de la superposición de los orbitales atómicos de los átomos **pueden formarse dos tipos de enlaces distintos:**

Enlaces σ (sigma). Se forman cuando los orbitales atómicos se solapan según el eje de la molécula A-B.

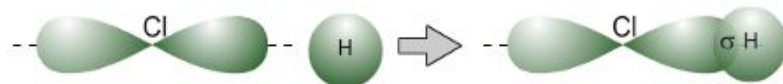


Enlaces π (pi). Se forman cuando los orbitales atómicos tipo p se solapan lateralmente, produciéndose la superposición por encima y por debajo del plano molecular.



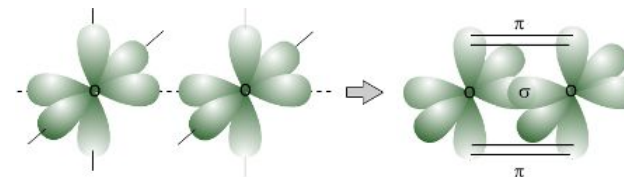
Molécula de HCl (ácidos hidrácidos). Átomos a enlazar: 1 átomo de Cl, 1 átomo de H

La molécula se formará por el solapamiento de orbitales atómicos semillenos formando un enlace σ sencillo:



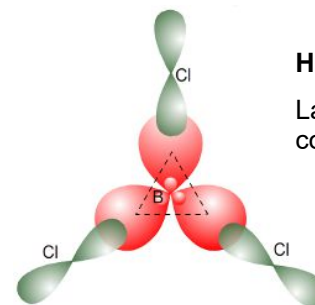
Molécula de O₂. Enlaces dobles. Átomos a enlazar: 2 átomos de O.

Los orbitales $2p_z$ se solapan según el eje molecular formando un enlace σ y los orbitales $2p_y$ forman un enlace π solapándose lateralmente por encima y por debajo del plano molecular.



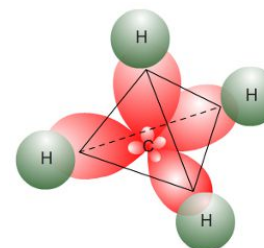
Si tenemos dos orbitales atómicos Ψ_{2s} y Ψ_{2p_x} , próximos en energía y que son soluciones para la ecuación, las matemáticas nos indican que una nueva función de onda, combinación lineal de ambas, también será una solución válida: $\Psi = a\Psi_{2s} \pm b\Psi_{2p_x}$ (a y b son constantes a determinar).

Los nuevos orbitales obtenidos (número de híbridos= número de orbitales atómicos que se mezclan) tendrá características de los orbitales atómicos mezclados y se dice que son **un híbrido** de ellos.



Híbridos sp^2 . Molécula de BCl_3

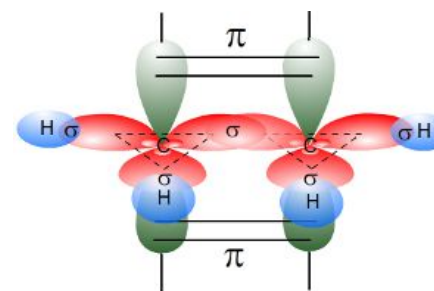
La molécula de BCl_3 , es triangular plana, con un ángulo de enlace de 120° .



Híbridos sp^3 . Molécula de CH_4

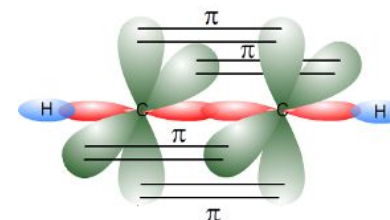
La molécula de CH_4 , es tetraédrica, con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.

Híbridos sp	Características
	<p>Los híbridos sp resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y uno p. El conjunto resultante tiene dos lóbulos dispuestos linealmente (ángulo 180°).</p>
Híbridos sp^2	Características
	<p>Los híbridos sp^2 resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y dos p. El conjunto resultante tiene tres lóbulos con disposición triangular (ángulo 120°).</p>
Híbridos sp^3	Características
	<p>Los híbridos sp^3 resultan de mezclar (hibridar) un orbital atómico s y tres p. El conjunto resultante tiene cuatro lóbulos con una disposición tetraédrica (ángulo $109,5^\circ$).</p>



Enlaces dobles. Molécula de $CH_2=CH_2$

Los enlaces múltiples aparecen como consecuencia de la formación de enlaces π **formados por el solapamiento de orbitales atómicos p no hibridados.**



Enlaces triples. Molécula de $CH \equiv CH$

Los enlaces triples aparecen como consecuencia de la formación de dos enlaces π **formados por el solapamiento de orbitales atómicos p no hibridados.**