

“HIBRIDACIÓN”

El proceso de hibridación consiste en la combinación (igualación energética) de dos o más **orbitales atómicos puros** para obtener la misma cantidad de **orbitales híbridos**. Los orbitales que se combinan, siempre deben de estar en la misma órbita o nivel de energía; así, si se combina un orbital **s** de la órbita dos, con un orbital **p** de la misma órbita, se obtienen dos orbitales híbridos denominados orbitales **sp**, y entonces se dice que el átomo tiene una hibridación **sp**; por otro lado, si se combina un orbital **s** de la órbita dos, con dos orbitales **p** de la misma órbita, se obtienen tres orbitales híbridos denominados orbitales **sp²**, y entonces se dice que el átomo tiene una hibridación **sp²** y así sucesivamente hasta llegar a la hibridación **sp³d²**. Dado que la primera órbita solo contiene un orbital **1s**, no es posible ninguna hibridación; en la órbita dos existe un orbital **2s** y tres orbitales **2p**, por lo que ya son posibles las hibridaciones **sp**, **sp²** y **sp³**; finalmente, a partir de la órbita tres ya existen orbitales **s**, **p** y **d**, por lo cual ya son posibles las cinco hibridaciones conocidas **sp**, **sp²**, **sp³**, **sp³d** y **sp³d²**.

Antes de tratar de establecer qué hibridación presenta un determinado átomo, se debe tener en cuenta lo siguiente:

- En una molécula, los átomos terminales no presentan hibridación, pero los átomos internos (aquellos que se encuentran entre dos o más átomos), pueden presentar diferentes hibridaciones.
- En la tabla periódica, el periodo en el que se encuentra un elemento, indica la órbita en la cual se encuentran sus electrones de valencia.
- En un átomo, cada par electrónico libre, cada enlace sencillo, doble o triple equivale a una nube electrónica alrededor del átomo.
- Ninguna de las hibridaciones conocidas, utiliza orbitales de mayor contenido energético que los orbitales **d**.
- En la hibridación, siempre se obtienen tantos orbitales híbridos como orbitales atómicos puros se combinan.

Teniendo en cuenta lo anterior, se propone la siguiente metodología para establecer la hibridación de un determinado átomo en una molécula:

1.	Se dibuja la estructura de Lewis más estable para la molécula.
2.	Se dibujan los orbitales atómicos de la órbita que corresponde al periodo en que se localiza el átomo.
3.	En los orbitales anteriores, se colocan los electrones de valencia que tiene el átomo, siguiendo el principio de construcción electrónica AUFBAU.
4.	Si el átomo en cuestión presenta carga positiva, se quitan tantos electrones como cargas positivas tenga el átomo; si el átomo presenta carga negativa, se adicionan tantos electrones como cargas negativas tenga el átomo.
5.	Se promueven uno o más electrones, procurando que queden tantos electrones desapareados como enlaces presente el átomo. La promoción implica mover uno o más electrones de orbitales de baja energía a otros de alta energía.
6.	Se combinan o hibridan tantos orbitales atómicos puros, como nubes electrónicas presente el átomo. Si el átomo tiene dos nubes electrónicas, se hibrida un orbital s con un p (hibridación sp); si el átomo presenta tres nubes electrónicas, se hibrida un orbital s con dos p (hibridación sp²) y así sucesivamente.

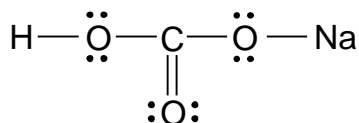
A continuación se dan algunos ejemplos de cómo establecer la hibridación para los átomos de algunas moléculas:

Ejemplo 1

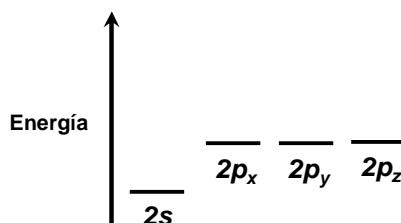
Establecer la hibridación del átomo de carbono en la molécula de NaHCO_3 .

Resolución:

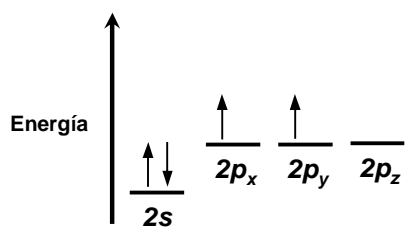
Paso 1. La estructura de Lewis de la molécula es:



Paso 2. El átomo de carbono está en el segundo periodo; por lo tanto, se dibujan los orbitales **2s** y **2p** en el diagrama de orbitales.

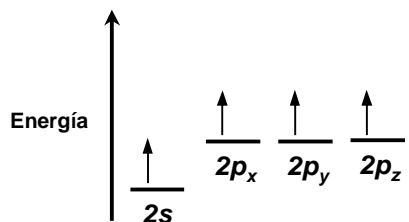


Paso 3. Como el átomo de carbono tiene cuatro electrones de valencia; entonces, se distribuyen cuatro electrones en los orbitales anteriores, siguiendo el principio de construcción electrónica.

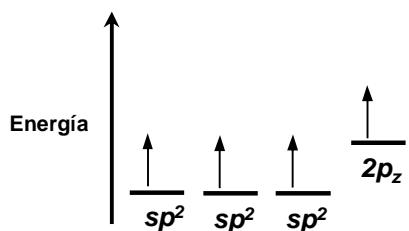


Paso 4. El átomo de carbono no presenta carga; por lo tanto, ni se quitan, ni se ponen electrones.

Paso 5. Con base en la estructura de Lewis, se puede determinar que el átomo de carbono tiene cuatro enlaces (dos de enlaces sencillos y dos del enlace doble); por lo tanto, se debe de promover un electrón del orbital $2s$ al orbital $2p_z$, para tener cuatro orbitales con electrones desapareados, quedando:



Paso 6. Nuevamente, con base en la estructura de Lewis, se puede determinar que el átomo de carbono tiene a su alrededor tres nubes electrónicas; por lo tanto, deben de hibridarse tres orbitales (un s y dos p), obteniéndose tres orbitales híbridos (hibridación sp^2) y quedando un electrón en un orbital p puro, como se muestra a continuación:



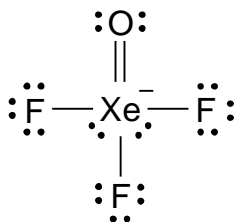
Como se puede apreciar, esta hibridación justifica tres enlaces de baja energía (enlaces sigma) y un enlace de alta energía (enlace pi).

Ejemplo 2

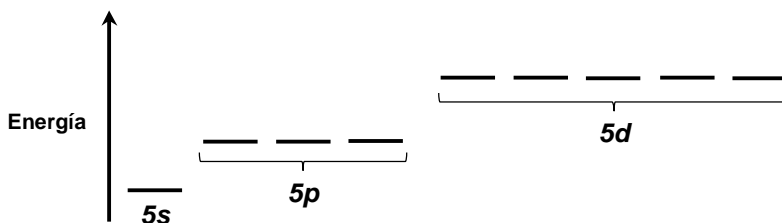
Establecer la hibridación del átomo de xenón en la molécula de OXeF_3^- .

Resolución:

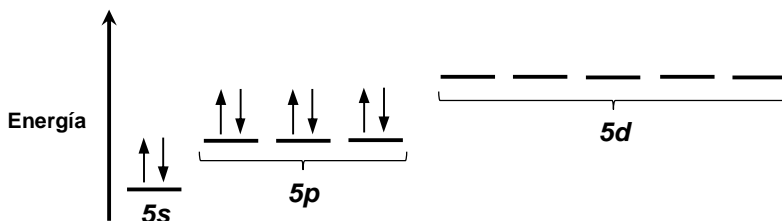
Paso 1. La estructura de Lewis de la molécula es:



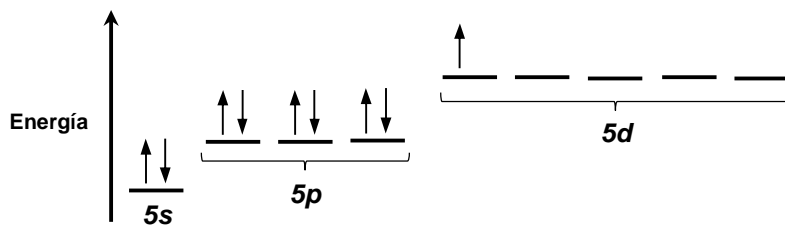
Paso 2. El átomo de xenón está en el quinto periodo; por lo tanto, se dibujan los orbitales **5s**, **5p** y **5d** en el diagrama de orbitales. Aunque en la órbita 5 también existen orbitales f y g, éstos no se emplean en ninguna hibridación conocida.



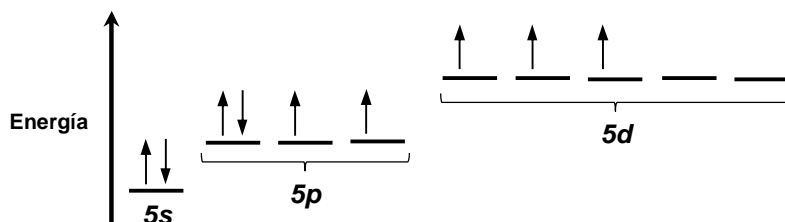
Paso 3. Como el átomo de xenón tiene ocho electrones de valencia; entonces, se distribuyen ocho electrones en los orbitales anteriores, siguiendo el principio de construcción electrónica.



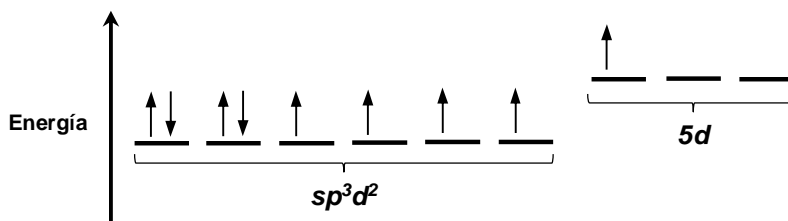
Paso 4. El átomo de xenón presenta una carga negativa; por lo tanto, se pone un electrón adicional a los ocho anteriores, quedando:



Paso 5. Con base en la estructura de Lewis, se puede determinar que el átomo de xenón tiene cinco enlaces (tres de enlaces sencillos y dos del enlace doble); por lo tanto, se deben de promover dos electrones de los orbital **5p** a los orbitales **5d**, para tener cinco orbitales con electrones desapareados, quedando:



Paso 6. Nuevamente, con base en la estructura de Lewis, se puede determinar que el átomo de carbono tiene a su alrededor seis nubes electrónicas; por lo tanto, deben de hibridarse seis orbitales (un **s**, tres **p** y dos **d**), obteniéndose seis orbitales híbridos (hibridación **sp³d²**), quedando el diagrama como se muestra a continuación:



BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.