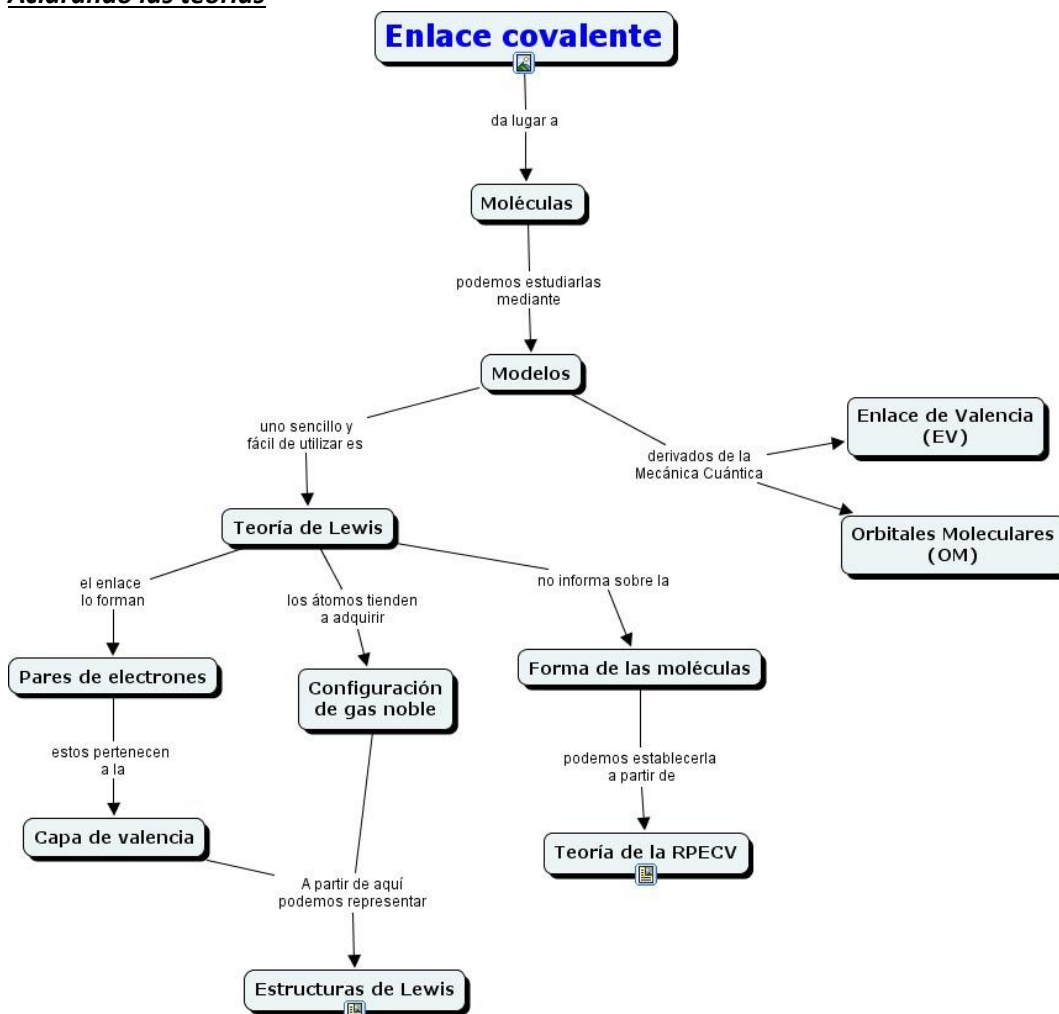


## OTRAS CUESTIONES DEL ENLACE COVALENTE

### Aclarando las teorías



### TEORÍA DE LEWIS SOBRE EL ENLACE COVALENTE

Esta teoría fue propuesta por el estadounidense **Gilbert N. Lewis**, en 1916. Es la que se basa en la regla del octeto. Al unirse dos átomos no metálicos, comparten electrones, formando pares (dobletes electrónicos), de forma que cada átomo intenta rodearse de ocho electrones en su capa más externa. Los dobles electrónicos formados se denominan pares de enlace (representados por una línea), y el resto se denominan pares de no enlace o solitarios.

Del mismo modo que se forman enlaces simples (se comparte un solo par de electrones), pueden formarse enlaces dobles (=) (dos pares compartidos) o triples ( $\equiv$ ) (tres pares de electrones).

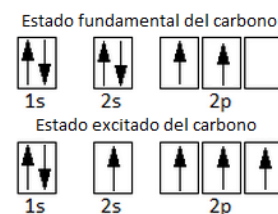
#### Características generales del enlace covalente:

Se trata de un **enlace direccional**. El par de electrones de enlace unea dos átomos concretos (al contrario de lo que ocurre en el iónico, en el que cada catión se rodea de todos los aniones posibles, y viceversa). Como consecuencia, se forman **moléculas**, grupos de átomos unidos al compartir electrones.

El enlace producido entre los átomos al compartir electrones es muy intenso, más que el iónico. Eso nos indica que es necesaria mucha energía para separar los átomos de una molécula. Sin embargo, al ser las moléculas neutras, entre molécula y molécula apenas existen fuerzas de unión, o son muy débiles. Hace falta poca energía para separar una molécula de otra. Los compuestos moleculares tendrán entonces  $T_{fus}$  y  $T_{eb}$  bajas, en general.

#### Enlace covalente coordinado (o dativo).

Hasta ahora, en los enlaces que hemos estudiado, cada átomo aporta electrones desapareados, llegando incluso a pasar a un estado excitado para poder desaparearlos, por ejemplo en el C (Z=6)



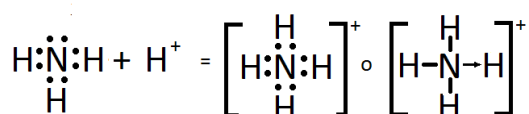
Pero en algunos casos, es posible que un átomo aporte al enlace un par completo de electrones apareados. En este caso, el otro átomo no aporta ningún electrón, sino un orbital vacío. Al final, seguiremos teniendo un par de electrones que constituyan un orbital común a los dos átomos, como ocurre en el enlace covalente común. Es decir es el enlace químico

que se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones, pero este par procede sólo de uno de los átomos. A este tipo de enlace se le denomina enlace covalente coordinado (o dativo), y se representa por una flecha, que va desde el átomo que aporta el par de e<sup>-</sup>, hasta el átomo que aporta el orbital vacío.

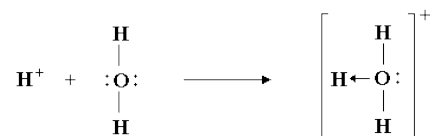
Ejemplo:

Formación del catión amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>)

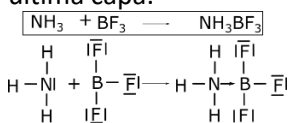
El catión amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) se forma así: NH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup>, pero resulta que el ion H<sup>+</sup> (Hidrógeno que ha perdido su electrón, posee el orbital 1s vacío). no tiene ningún electrón para enlazarse. Pero, el N tiene un par solitario apareado, entonces es “como si el N le prestara un e<sup>-</sup> al H”; el H como tiene un orbital 1s vacío, puede aceptar este e<sup>-</sup> del N. Luego se forma un enlace llamado coordinado o dativo del N con un ion H<sup>+</sup>, formándose un orbital común, con las mismas características que los otros 3 enlaces covalentes que ya posee la molécula.



Otro ejemplo es el catión hidronio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> : H<sub>2</sub>O + H<sup>+</sup>



Un elemento con gran tendencia a formar enlaces de este tipo es el boro, ya que posee dos orbitales “p” vacíos en su última capa.



### Inconvenientes de la teoría de Lewis: Excepciones a la regla del octeto:

Existen elementos que adquieren estabilidad al rodearse de sólo 6 electrones, como es el caso del boro, en BH<sub>3</sub>, o el carbono en el CO, o con 7, como el nitrógeno en NO. En otros casos, como el azufre actuando con valencia 6, pueden rodearse de hasta 12 electrones (SF<sub>6</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

### TEORÍA CUÁNTICA SOBRE EL ENLACE COVALENTE:

La teoría cuántica aplicada al enlace entre átomos explica todas las características de moléculas y sustancias. Si bien ya sabemos que la resolución de la ecuación de onda de Schrödinger sólo tiene solución exacta para el átomo de hidrógeno, los resultados obtenidos constituyen muy buenas aproximaciones a la realidad.

### Teoría de Orbitales Moleculares (TOM)

Esta teoría propone la explicación del enlace covalente suponiendo la molécula como un todo. Se aplica la ecuación de onda de Schrödinger a toda la molécula. Las soluciones (funciones de onda) posibles son denominadas orbitales moleculares, y no pertenecen a ningún átomo en concreto, sino a toda la molécula.

Esta teoría obtiene resultados muy precisos, pero las ecuaciones son de muy difícil resolución, y sólo puede aplicarse a moléculas sencillas.

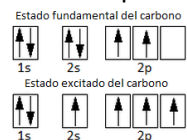
### Teoría del Enlace de Valencia (TEV)

Esta teoría simplifica el estudio, suponiendo que sólo intervienen en el enlace (y en la ecuación de onda) aquellos orbitales que contienen electrones de valencia (los más externos) desapareados. Se considera que el resto de los electrones pertenecen a sus átomos, y no a la molécula. Es la que hemos aplicado.

Los orbitales que intervienen en el enlace son aquellos que se contienen electrones **desapareados** (en un orbital mediolleno).

### Estados excitados: el caso de C, S, P...

Estudiamos el caso del carbono. En su última capa ( $2s^2 2p^2$ ) posee un orbital s completo, dos orbitales p a medio llenar, y un orbital vacío. Necesita 4 electrones para completar la capa 2. Para poder formar enlaces con mayor facilidad, el átomo de C pasa a una configuración con mayor energía, llamada estado excitado ( $C^*$ ). Un electrón del orbital s pasa al orbital p vacío, quedandolos 4 e<sup>-</sup> desapareados. De esta forma puede realizar 4 enlaces (valencia covalente 4).



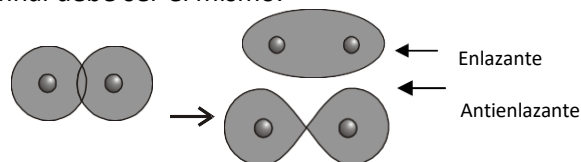
Así, puede explicarse la forma y características de la molécula de metano ( $CH_4$ ), y el hecho de que el C puede formar enlaces simples, dobles o triples.

Algo parecido puede sucederle a otros elementos a partir del periodo 3º, donde comienzan a aparecer las subcapas d. Por ejemplo, el azufre, de configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , necesita compartir 2 electrones para conseguir configuración de gas noble (valencia covalente 2).

Sin embargo, la subcapa 3d del azufre está vacía. En ocasiones tiende a desaparearelectrones de las subcapas s y p, y pasarlos a la subcapa d. Se trata de un estado excitado, de mayor energía que el fundamental, pero que le permite realizar 4 o 6 enlaces, con el consiguiente desprendimiento de energía. Es por eso por lo que el S (y el Se, Te) poseen valencias covalentes 2, 4, 6.

### Solapamiento de orbitales: orbitales enlazantes y antienlazantes:

En el contexto de la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM), un concepto fundamental para explicar la formación de enlace covalente es el de solapamiento. Consiste en la unión de dos orbitales atómicos, formando un orbital molecular común. En realidad se forman dos orbitales, ya que una regla que se cumple es que el número de orbitales inicial y final debe ser el mismo.



(Esto no tiene importancia a vuestro nivel)

Uno de los orbitales tiene menor energía que los orbitales atómicos iniciales. Se denomina **orbital enlazante**. En él se sitúa el par de electrones de enlace.

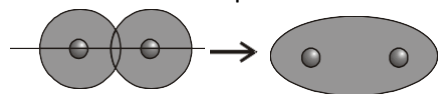
El otro orbital (denominado **orbital antienlazante**) tiene mayor energía que los orbitales atómicos por separado, y normalmente queda vacío, sin electrones.

En adelante, nos referiremos únicamente a los orbitales enlazantes

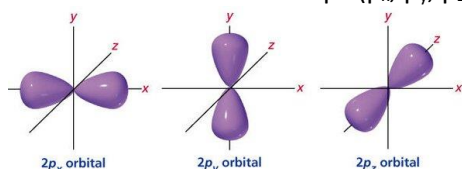
### Solapamiento frontal y lateral: orbitales sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ) (ESTO ES LO QUE SE SUELE PREGUNTAR)

Un enlace **sigma ( $\sigma$ )** se produce cuando el **solapamiento es frontal**, longitudinal, a lo largo de una línea, cuando los orbitales que solapan están en el mismo eje que une los dos núcleos.

Es el caso de un solapamiento entre dos orbitales "s".

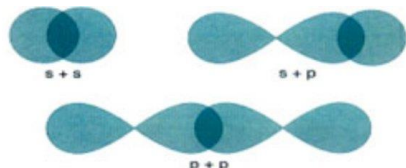


Recordando los orbitales "p" ( $p_x, p_y, p_z$ )



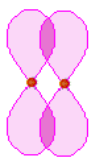
Si se solapan un orbital "s" con un "p<sub>x</sub>", también es un enlace u orbital sigma  $\sigma$   
Y si se solapan un "p<sub>x</sub>" con otro "p<sub>x</sub>", también.

### Orbitales $\sigma$



Pero también se puede producir **solapamiento lateral** (orbitales paralelos), los orbitales moleculares resultantes se denominan **orbitales pi ( $\pi$ )** Son estos orbitales los que dan lugar a los dobles y triples enlaces, ya que previamente se habrá dado entre los átomos un enlace  $\sigma$

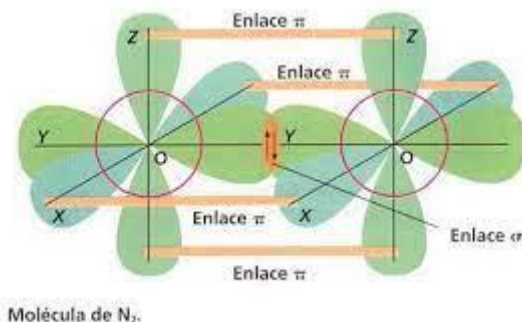
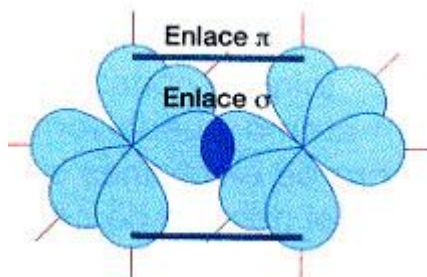
Se forman **orbitales pi ( $\pi$ )** cuando se solapan  $p_y$  con  $p_y$  o  $p_z$  con  $p_z$



Superposición de orbitales p



Orbital molecular  $\pi$



Molécula de  $N_2$

Los orbitales  $\pi$  tienen menor energía que los  $\sigma$ , por tanto, un enlace sigma es más estable que un enlace pi. (no obstante, cuando se dan ambos enlaces, el conjunto de los dos da mayor estabilidad que uno solo).

## GEOMETRÍA MOLECULAR: REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA DE VALENCIA (RPECV)

Ya lo hemos visto

### Hibridación de orbitales (TAMBIÉN SE SUELE PREGUNTAR)

En el contexto de la Teoría de Enlace de Valencia (TEV)

La palabra "hibridación" significa "mezcla".

Fue propuesta en 1931 por Linus Pauling (1901-1994) y también puede explicar la estructura espacial de las moléculas. Supone que a partir de los orbitales atómicos se forman unos orbitales híbridos por combinación de los primeros. El número de orbitales híbridos formados, es igual al de orbitales atómicos que se combinan y su forma y orientación depende de la cantidad y tipo de orbitales atómicos que pasen a formar el híbrido.

Consiste en la combinación de varios orbitales de la capa de valencia de un átomo, que dan lugar a un número igual de **orbitales híbridos**, dirigidos en las direcciones en las que se van a producir los enlaces. Los orbitales híbridos tienen mayor energía que los orbitales atómicos que se combinan. Sin embargo, dan lugar a un mayor solapamiento (frontal, enlace sigma), produciendo un enlace más intenso, y desprendiendo más energía.

El tipo de hibridación (nº de orbitales híbridos que se crean) del átomo central depende de dos factores:

-El nº de átomos a los que se une el átomo central.

-El nº de orbitales del átomo central que contienen dos electrones apareados (pares de  $e^-$  de no enlace).

Se estudian a partir de la representación de orbitales de la última capa, teniendo en cuenta que algunos elementos (C, B, N, S, Cl...) pueden efectuar promoción electrónica (como la excitación).

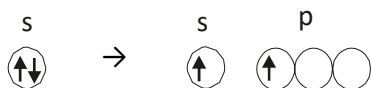
El tipo de hibridación se denomina en función de qué orbitales se han combinado.

-Si alguno de los orbitales híbridos contiene pares de electrones de no enlace, el mayor poder repulsivo de estos pares de electrones desviará al resto de orbitales, haciendo que los ángulos difieran de los esperados, igual que lo que ocurría con la geometría por la teoría de las repulsiones de la capa de valencia.

-Es posible que, tras calcular el tipo de hibridación, queden en el átomo central orbitales con electrones desapareados, que no intervienen en la hibridación (por ejemplo, en el CO). Estos orbitales darán lugar a solapamiento lateral ( $\pi$ ), originando dobles o triples enlaces.

Ejemplos:

**Be Cl<sub>2</sub>** El átomo de berilio (átomo central), se une a dos átomos de cloro. La estructura de la última capa para el berilio es 2s<sup>2</sup>. Para poder realizar enlaces, desaparea sus electrones, promocionando uno de ellos a la subcapa p, quedando 2s<sup>1</sup> 2p<sup>1</sup>



Si el e- no hubiera promocionado, el Be no podría formar enlaces. Vemos que hay un orbital “s” con 1 e- y otro orbital “p” también con 1 e-. Antes de enlazarse, se mezclan, se hibridan: 1 orbital “s” + 1 orbital “p” dan 2 orbitales híbridos sp (que no son ni s ni p) Ya que se une a dos átomos, y no tiene orbitales de no enlace, vemos que tipo de hibridación será sp, y la geometría de la molécula será lineal. Cada orbital híbrido solapa frontalmente ( $\sigma$ ) con un orbital p de un átomo de cloro. Los ángulos de enlace son de 180°.

**BF<sub>3</sub>** Estructura del boro. 2s<sub>2</sub> 2p<sup>1</sup>



Para unirse a tres átomos de flúor, desaparea los dos electrones del orbital s, promocionando uno de ellos a un orbital p. Se hibridan 1 orbital “s” + 2 orbitales “p” dando 3 orbitales híbridos sp<sup>2</sup>. El tipo de hibridación será sp<sup>2</sup> (geometría triangular). Todos los pares de electrones son iguales, por lo que los ángulos de enlace serán todos de 120°.

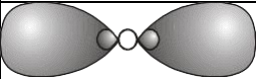
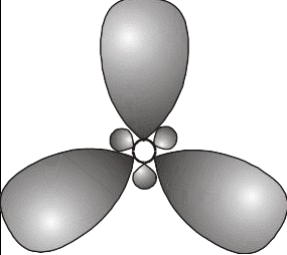
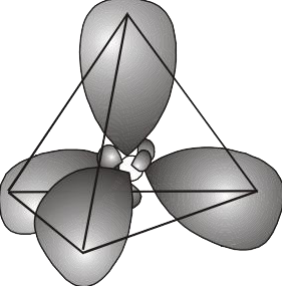
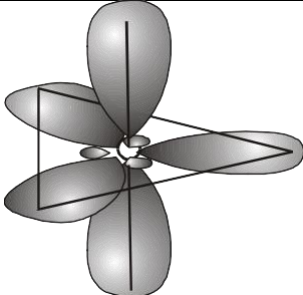
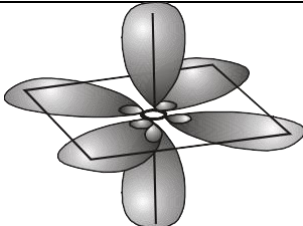
**NH<sub>3</sub>** Estructura del nitrógeno. 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> Para unirse a tres átomos de hidrógeno, combina 4 orbitales para formar hibridación sp<sup>3</sup>, ya que uno de los orbitales contiene dos electrones de no enlace. Su geometría es tetraédrica. Existe un par de electrones de no enlace, de mayor poder repulsivo que los tres pares de enlace. Esto hace que los ángulos entre los enlaces N – H sean menores de 109°.

**CO** Consideramos al átomo de carbono como átomo central. Su estructura electrónica de última capa: 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>



Para unirse a un solo átomo de oxígeno no necesita promocionar electrones. En la hibridación intervienen dos orbitales atómicos (el orbital s, con dos electrones apareados, y uno de los orbitales p, que contiene un solo electrón). El tipo de hibridación será sp (geometría lineal). Ángulos de enlace de 180°. Queda un orbital p del átomo de carbono con un electrón desapareado. Este orbital es perpendicular a los orbitales híbridos. Producirá solapamiento lateral ( $\pi$ ) con otro orbital p del átomo de oxígeno (recordemos que el átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados, y necesita realizar dos enlaces). Entre C y O se produce un doble enlace.

Regiones de densidad de electrones	Disposición		Hibridación	
2		lineal	sp	
3		trigonal plana	sp <sup>2</sup>	
4		tetraédrica	sp <sup>3</sup>	
5		bipirámide trigonal	sp <sup>3</sup> d	
6		octaédrica	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	

Tipo	Orbitales implicados	Geometría	Orbitales híbridos	Ángulos (suponiendo todos los enlaces iguales)	Ejemplos
sp	1 orb s + 1 orb p			180°	BeCl <sub>2</sub> , CO, CO <sub>2</sub>
sp <sup>2</sup>	1 orb s + 2 orb p	Triangular (trigonal)		120°	BF <sub>3</sub> , HCHO
sp <sup>3</sup>	1 orb s + 3 orb p	Tetraédrica (tetragonal)		109,5°	H <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , CCl <sub>4</sub> .
sp <sup>3</sup> d	1 orb s + 3 orb p + 1 orb d	Bipirámide trigonal		90° , 120°	PF <sub>5</sub>
sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	1 orb s + 3 orb p + 2 orb d	Octaédrica		90°	SF <sub>6</sub>

### Parámetros del enlace covalente

Tienen especial importancia en los compuestos orgánicos.

#### Energía de enlace

Llamamos energía de enlace a la energía necesaria para romper un mol de enlaces en estado gaseoso (proceso endotérmico, por tanto, valor positivo).

#### Orden de enlace

Número de pares de electrones o de enlaces que unen los átomos de un enlace, afecta tanto a la longitud de enlace como a las energías de enlace y de disociación de enlace.

H<sub>3</sub>C-CH<sub>3</sub> etano OE = 1

H<sub>2</sub>C=CH<sub>2</sub> eteno OE = 2

HC≡C etino OE = 3

#### Longitud de enlace

Distancia entre dos átomos concretos

**MUY IMPORTANTE:**

A medida que aumenta el orden de enlace, la longitud de enlace disminuye y las energías de enlace aumentan.

Imagínate que tenemos un palito delgado que mide L



Ahora lo cortamos por la mitad y juntamos las dos mitades



Ahora cortamos el palito L en tres trozos y los juntamos



Vemos claramente que el caso de los tres trozos es más corto que el de dos, y éste más corto que el de uno. Luego a mayor orden de enlace, menor longitud de enlace.

Imagínate que ahora queremos cortar con una herramienta los trozos juntos de cada caso. Es evidente que será más fácil cortar cuando hay sólo un palito que cuando hay dos juntos y nos costará mucho más cortar los tres juntos. Debemos hacer más esfuerzo en el caso de los tres trozos. Luego a mayor orden de enlace (menor longitud de enlace), mayor energía de enlace.

Compuesto	Orden de Enlace	Longitud de Enlace (pm)	BDE (kJ/mol)
H <sub>3</sub> C-CH <sub>3</sub>	1	153.5	376
H <sub>2</sub> C=CH <sub>2</sub>	2	133.9	728
HC≡CH	3	120.3	965

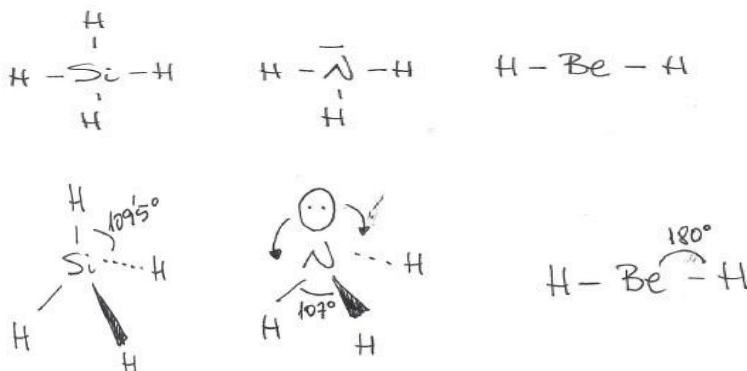
### La relación del orden de enlace, longitud de enlace y energía de enlace

Enlace	Orden del enlace	Longitud de enlace promedio (pm)	Energía de enlace promedio (kJ/mol)
C-O	1	143	358
C=O	2	123	745
C≡O	3	113	1070
C-C	1	154	347
C=C	2	134	614
C≡C	3	121	839
N-N	1	146	160
N=N	2	122	418
N≡N	3	110	945

Tabla 9.4 (p. 349)

### EJEMPLOS DE LAS PAU

Dadas las siguientes moléculas: SiH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub> y BeH<sub>2</sub>. a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la hibridación del átomo central.

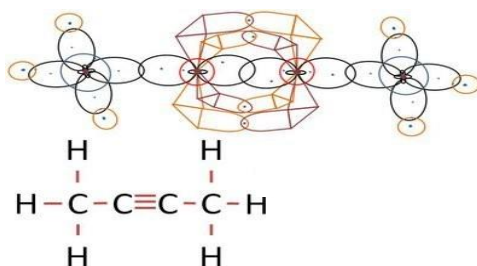


c) Para averiguar la hibridación de los átomos centrales se puede hacer, como en la teoría, partiendo de la configuración del átomo central o partiendo de la geometría de cada molécula:

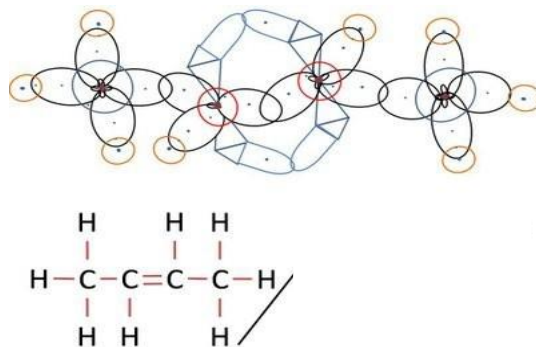
- El  $\text{SiH}_4$  tiene geometría tetraédrica, lo cual significa que el átomo central presentara una hibridación  $\text{sp}^3$ . En efecto, la configuración electrónica externa del Si es  $3s^2 3p^2$ ; antes de unirse al H, promociona 1 e- del s al p, teniendo  $3s^1 3p^3$ , se hibridan el orbital 3s con los 3 orbitales 3p, obteniéndose 4 orbitales híbridos  $\text{sp}^3$  (semillenos), los cuales se disponen en el espacio formando un tetraedro.
- El  $\text{NH}_3$  también tiene, en principio, disposición tetraédrica, aunque su disposición es en realidad la de una pirámide trigonal al existir un par electrónico no enlazante. Por tanto, el N presentara hibridación  $\text{sp}^3$ . En efecto, la configuración electrónica externa del N es  $2s^2 2p^3$ ; antes de unirse al H, se hibridan el orbital 2s con los 3 orbitales 2p, obteniéndose 4 orbitales híbridos  $\text{sp}^3$  (3 semillenos y uno lleno), los cuales se disponen en el espacio formando un tetraedro.
- El  $\text{BeH}_2$  tiene geometría lineal, por lo que el átomo de Be presentara hibridación  $\text{sp}$ . En efecto, la configuración electrónica externa del Be es  $2s^2$ ; que promociona a  $2s^1 2p^1$ , antes de unirse al H, se hibridan el orbital 2s con unorbital 2p, obteniéndose 2 orbitales híbridos  $\text{sp}$  (ambos semillenos), los cuales se disponen linealmente en el espacio.

**Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas: a)  $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$  b)  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$  c)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$**

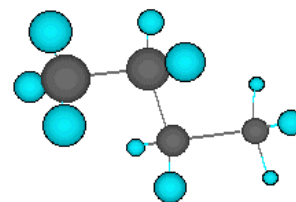
a) La geometría del but-2-ino es la que se muestra en la figura; observar que los dos átomos de C de los extremos presentan geometría tetraédrica (por lo que su hibridación será  $\text{sp}^3$ ), mientras que los dos átomos de C centrales (representados en rojo en la figura) presentan geometría lineal al estar unidos por un triple enlace (por lo que su geometría será  $\text{sp}$ ). Observar que, al presentar estos dos últimos hibridación  $\text{sp}$ , ambos tienen dos orbitales 2p sin hibridar que se solapan lateralmente dando lugar a dos enlaces tipo  $\pi$  entre ambos.



b) La geometría del but-2-eno es la que se muestra en la figura; observar que los dos átomos de C de los extremos presentan geometría tetraédrica (por lo que su hibridación será  $\text{sp}^3$ ), mientras que los dos átomos de C centrales (representados en rojo en la figura) presentan geometría triangular plana al estar unidos por un doble enlace entre ellos y por un enlace simple a un átomo de H (por lo que su hibridación será  $\text{sp}^2$ ). Observar que, al presentar estos dos últimos hibridación  $\text{sp}^2$ , tiene cada uno un orbital 2p sin hibridar, que es el que se solapa lateralmente (de color azul) con el otro orbital 2p sin hibridar dando lugar a un enlace tipo  $\pi$  entre ambos.



c) La geometría del butano es la que se muestra en la figura; observar que los 4 átomos de C presentan geometría tetraédrica (por lo que su hibridación será  $\text{sp}^3$ ) al unirse entre ellos y con los átomos de H mediante enlace covalente simple. Al no existir orbitales atómicos sin hibridar, deducimos que todos estos enlaces serán de tipo  $\sigma$ .



### UNA PROPUESTA DE MIS EXÁMENES

1. ¿Por qué sí existen los cloruros del fósforo  $\text{PCl}_3$  y  $\text{PCl}_5$ , y sin embargo, en el caso del nitrógeno sólo existe el  $\text{NCl}_3$  y no existe el  $\text{NCl}_5$ , siendo que el N y el P tienen propiedades similares y pertenecen al mismo grupo? Datos:  $\text{N}(Z=7)$ ,  $\text{P}(Z=15)$ ,  $\text{Cl}(Z=17)$
2. ¿Por qué en condiciones normales el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido, siendo todos ellos halógenos?
3. Las temperaturas de ebullición del etano, etanol y ácido etanoico son  $-88,5^\circ\text{C}$ ;  $78,4^\circ\text{C}$  y  $118^\circ\text{C}$ , respectivamente, ¿por qué existen tan grandes diferencias entre ellas?
4. ¿Por qué el etano ( $M_r = 30$ ) es prácticamente insoluble en agua y en cambio la metilamina  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , de  $M_r$  muy similar (31) es muy soluble en agua?



5. Explica, justificándolo, la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

(Sin la justificación no se valora la respuesta)

- a) El 1-propanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ) no se disuelve en agua
- b) En condiciones normales el hexano es líquido y el butano es gas
- c) El Ioduro de cesio (CsI) es menos soluble en agua que el ioduro de sodio (NaI)
- d) El  $\text{BCl}_3$  no es soluble en agua y el  $\text{NCl}_3$  si lo es.
- e) La temperatura de ebullición del nitrógeno será previsiblemente mayor que el del oxígeno.
- f) El dimetiléter ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ) tiene mayor temperatura de ebullición que el etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )
- g) El agua y el  $\text{PF}_3$  son moléculas polares
- h) El  $\text{NH}_3$  tiene temperatura de ebullición más alta que el etano
- i) La temperatura de ebullición del butanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ) es mayor que la del metilpropanol?