

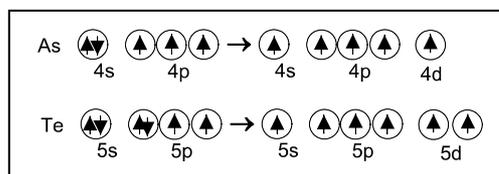
TEST DE QUÍMICA CON ENUNCIADOS FORMATIVOS

ENLACE COVALENTE 1

1. El día de San Valentín, es el más apropiado para recordar todos los avatares que sufrió el tema de enlace químico, o ligadura o ligue entre átomos a lo largo de los tiempos. La primera idea se le ocurrió a Lewis en 1902, cuando en la universidad de Harvard explicando a los alumnos de 1º de Químicas, la posibilidad de que dos átomos diferentes se juntaran, ideó el apareamiento de los electrones, descubiertos sólo 15 años antes, creando un modelo de átomos cúbicos, con electrones en los vértices, y lo plasmó en un cuaderno. Sin embargo no se atrevió a publicarlo hasta 1916. El apareamiento de los electrones exige conocer los de valencia de un átomo, o sea los de su nivel externo que necesite aparear (a posteriorir deberían tener espines contrarios). De esa forma se explicaría la máxima valencia covalente de átomos como el arsénico ($Z=33$) o el Te($Z=52$), de los que se podrá asegurar que:
- El arsénico nunca podría tener 5 electrones de valencia y el telurio si tendría 6
 - El arsénico podría tener 5 electrones de valencia y el telurio nunca tendría 6
 - El arsénico nunca podría tener 5 electrones de valencia y el telurio nunca tendría 6
 - El arsénico podría tener 5 electrones de valencia y el telurio 6, si se precisara

SOLUCIÓN:

Se parte de la configuración electrónica para determinar los electrones de valencia. $As(33) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$, o sea dispone de 5 electrones en la capa de valencia, de los que solo 3, los p, están desapareados. Por lo que para poder compartir 5 electrones necesita promocionar un electrón del 4s, hasta el nivel más próximo en el espacio, o sea el 4d.

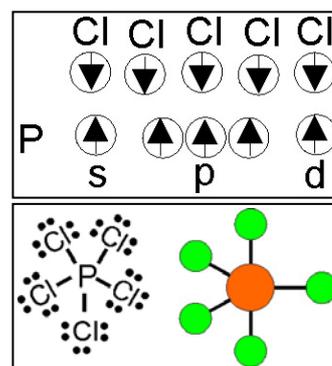


De esta forma pasa de una configuración externa $4s^2 4p^3$, hasta la $4s^1 4p^3 4d^1$ con 5 electrones desapareados. La energía necesaria para la promoción de electrones s al d, se verá amortizada por la desprendida cuando se forman dos uniones covalentes más. En el caso del Te(52): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$, presentaría sólo 2 electrones desapareados, necesitando promocionar 2 electrones al 4d, para poder aparear 6. De esa forma, su nivel externo pasaría de $5s^2 4d^{10} 5p^4$ hasta $5s^1 5p^3 5d^2$, con covalencia 6, como se muestra en la figura. La única respuesta válida es la d.

- 2*. El inglés Davy, era a principios del siglo XIX, el químico mas famoso de Europa, por sus múltiples descubrimientos científicos sobre todo en el campo electrolítico, sin embargo uno de los descubrimientos que pasaron mas desapercibidos fue el del pentacloruro de fósforo, sustancia de comportamiento extraño cuando cien años mas tarde se trató de justificar los enlaces entre el fósforo y el cloro. Ello era debido a que:
- El fósforo no compartía todos sus electrones de su último nivel
 - No se cumplía la ley del octeto de Lewis-Langmuir
 - La estructura geométrica del compuesto no era muy conocida
 - El enlace no era covalente sino iónico

SOLUCIÓN:

Se parte de la configuración electrónica en fósforo en su último nivel o nivel de valencia $3s^2 3p^3 3d^0$, y se observa que solo tienen 3 electrones desapareados, por lo cual para poder compartirlos con 5 Cl, en el PCl_5 , necesita promover un electrón del 3s al 3d, por lo que la configuración electrónica del P en su nivel de enlace será $3s^1 3p^3 3d^1$, tal como indica el esquema, esto hace que el P, se rodee de 5 pares de electrones, ampliando su octeto, lo cual es posible siempre que disponga del tamaño suficiente y de los OA de energía similar. La disposición en el espacio de los cinco pares lo mas separados posible para perturbarse lo mínimo hace que se dispongan en forma de bipirámide trigonal, tal como muestra el dibujo. Por lo tanto la única respuesta válida es la b.



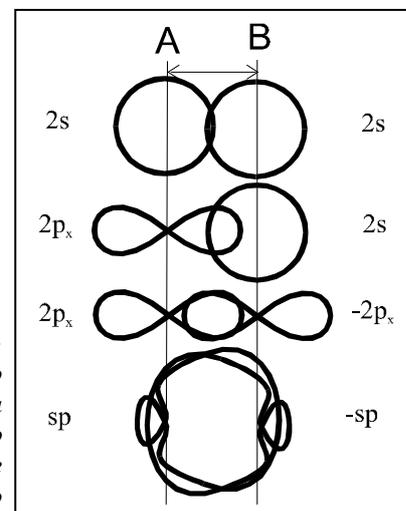
3. Linus Pauling, el químico norteamericano más importante del siglo XX, defendió su tesis doctoral en 1925, sobre la estructura de los cristales por rayos X, pero su primer trabajo importante que se publicó en 1931, versaba sobre la formación de enlaces por “cuatización de electrones”, técnica que recibiría posteriormente el nombre de “formación de enlaces por hibridación de orbitales atómicos”. En él se postulaba la formación de unos nuevos orbitales llamados híbridos (O.H.), que tenían algunas ventajas sobre los orbitales atómicos de los diferentes átomos ya que:

- Dirigían el enlace sólo en un sentido determinado
- Implicaban una mayor facilidad para romper un enlace
- Daban lugar a una mayor estabilidad de los enlaces
- Determinaban la geometría de una molécula
- Producían una mayor superposición entre orbitales

Indica la propuesta incorrecta

SOLUCIÓN:

Los OH, disponen un lóbulo mucho más grande que otro, al mezclar carácter s, siempre positivo, con OA p y d, con ambos signos, con lo que el carácter + dominará sobre el negativo, el aumento del tamaño de un lóbulo, al orientarlo en el sentido del enlace, hacen que la superposición sea mayor, para una misma distancia internuclear, comparada con otros OA (véase el dibujo) y por lo tanto, también lo será la estabilidad y energía de enlace. Además el enlace estará geoméricamente orientado en el sentido del lóbulo mayor. Por todo ello son correctas las a, c, d y e, siendo la b la única propuesta incorrecta.

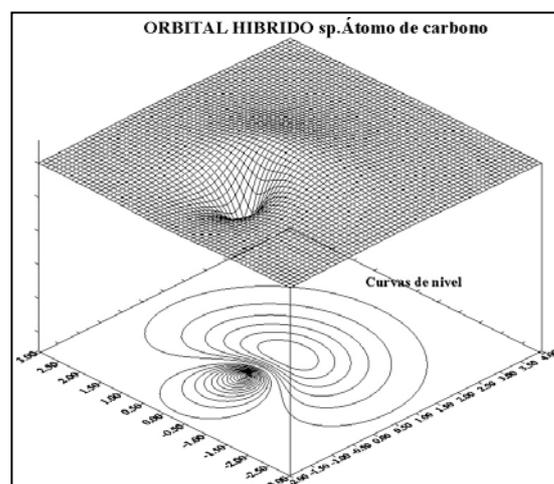
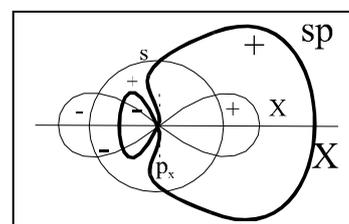


4. Los OH, se formaban por combinación de los diferentes OA, s, p y d, desde un s y un p para formar dos OH sp, hasta la de un s, 3p y 2d, para formar 6OH sp³d², siempre adoptando una disposición geométrica, que permitiera la mayor separación angular posible entre dichos OH. En el caso de las combinaciones s con p, se obtienen unas formas de OH, características ya que se forman OH con dos lóbulos o superficies de contorno de probabilidad:

- De igual tamaño
- De diferente tamaño, siendo sólo el menor apto para la superposición
- De diferente tamaño, siendo sólo el mayor apto para la superposición
- De diferente tamaño, siendo ambos aptos para la superposición

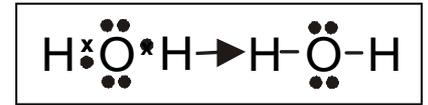
SOLUCIÓN:

Como se indica en el test anterior, la combinación entre las funciones de onda s y p, se hace sumando dichas funciones Ψ , y esta suma tal como aparece en el dibujo adjunto, produce la forma del OH, cuya proyección sobre el plano XY, da lugar a un lóbulo negativo pequeño y otro positivo grande. Por lo tanto sólo es válida la propuesta c



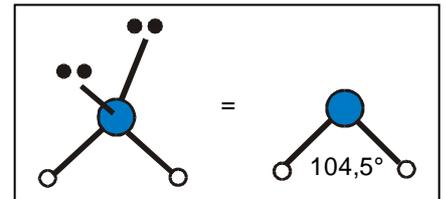
5. De Fowler, yerno de Rutherford, dicen las malas lenguas que fue el verdadero creador de la fórmula de dispersión de partículas alfa, en la famosa experiencia que determinó la existencia del núcleo atómico, pues su suegro tenía verdadera fobia a las matemáticas. Sin embargo lo que generalmente no se recuerda es que en 1933, fue el primero en presentar un modelo tetraédrico de la molécula de agua. Dicho modelo se justifica porque el oxígeno:

- Se rodea de dos hidrógenos
- Dispone de un par de electrones no compartidos
- Dispone de dos pares no compartidos y otros dos compartidos
- Es muy electronegativo



SOLUCIÓN:

Se parte del diagrama de Lewis para la molécula del agua, observándose que evidentemente el oxígeno dispone de dos pares compartidos con el hidrógeno y otros dos no compartidos, que deben rechazarse, tomando una estructura tetraédrica, justificable mediante una hibridación sp^3 de los OA del oxígeno, con ángulo de enlace inferior, debido a la repulsión de los pares no ligantes o solitarios. El modelo es independiente de la gran electronegatividad del oxígeno, por lo tanto la única respuesta válida es la c

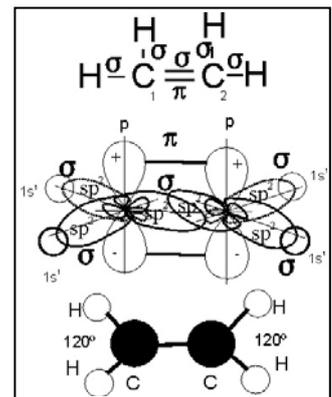


6. El etileno o eteno, fué llamado gas oleificante, porque al ser clorado formaba un líquido oleaginoso(dicloroetano), denominado "aceite de los holandeses", además de ser punto de partida de numerosas síntesis orgánicas, se emplea para madurar rápidamente las frutas, hasta el punto de ser llamado "hormona de maduración". Aunque conoce su fórmula como C_2H_4 , hace poco mas de cien años era C_4H_8 . La molécula tiene un doble enlace y el ángulo formado por los H y el C, es de 120° , esto lo explicaría a través de :

- Una hibridación de los carbonos sp^3
- Una hibridación de los carbonos sp
- Una hibridación de los carbonos sp^2
- Un enlace pi y 4 enlaces sigma

SOLUCIÓN

Para justificar el doble enlace, que implica una superposición σ y otra π . Dado que el enlace π , implica la superposición entre 2 OAp, el carbono solo puede hibridar en sp^2 , (tiene un s y 3p), para dejar un p, semiocupado y perpendicular al plano sp^2 , para poder formar el enlace π , como se indica en la figura. Se establecen 5 enlaces sigma y uno pi. Por lo tanto la única respuesta válida es la c.



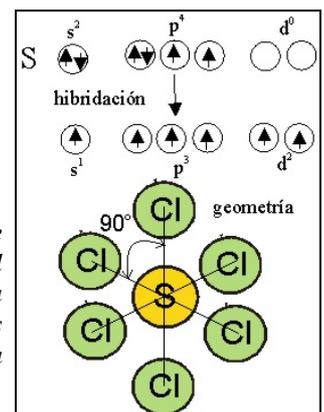
7. La teoría de Lewis para explicar el enlace covalente se basaba en las ideas que Kossel publicó en 1916. Así todos los elementos se combinaban para rodearse de 8 electrones, adquiriendo la configuración de gas noble. Sin embargo como debe saber, en la actualidad existen muchos compuestos que han ampliado su octeto electrónico. Cómo en el caso de la molécula de hexacloruro de azufre ($\text{S}, Z=16$). De esta molécula podrá asegurar que:

- El azufre se rodea de 12 electrones
- El azufre se coordina con 2 de los 6 cloros
- El azufre presentará una hibridación $sp^3 d^2$
- Los ángulos $\text{Cl}-\text{S}-\text{Cl}$ son siempre de 90°

Indique lo que no sea cierto

SOLUCIÓN:

Para poder compartir electrones con el cloro, el S, debe promocionar un electrón de los OA s y p hasta el OA d, por lo cual su configuración electrónica del último nivel pasa de $3s^2 3p^4 d^0$ a $3s^1 3p^3 d^2$, produciéndose esta hibridación, que da lugar a una geometría octaédrica, como la que se aprecia en la figura, por lo que todos los ángulos de enlace $\text{Cl}-\text{S}-\text{Cl}$ son de 90° . La propuesta incorrecta de todas las presentadas es la b.



8. El término isoelectrónico fue propuesto por Bent, para aquellas moléculas con igual número de electrones en el nivel de valencia, igual número de átomos, similar estructura electrónica y simetría. Podrá decir que son isoelectrónicas:
- a) O_2 y N_2 b) NO y CO c) N_2 y CN d) SO_2 y CO_2

SOLUCIÓN:

Se parte de la configuración electrónica para conocer los electrones de valencia de los átomos que forman cada par de moléculas.

- a) $O = 2s^2p^4$, $N = 2s^2p^3$, por lo tanto $O_2 = 12e$ y $N_2 = 10e$. No son isoelectrónicos
 b) $O = 2s^2p^4$, $N = 2s^2p^3$, $C = 2s^2p^2$, por lo tanto $NO = 11e$ y $CO = 10e$. No son isoelectrónicos
 c) $N = 2s^2p^3$, $C = 2s^2p^2$, por lo tanto $N_2 = 10e$ y $CN = 5 + 4 + 1 = 10e$. Son isoelectrónicos
 d) $O = 2s^2p^4$, $C = 2s^2p^2$, $S = 3s^2p^4$, por lo tanto $SO_2 = 6 + 6 + 6 = 18e$ y $CO_2 = 4 + 6 + 6 = 16e$. No son isoelectrónicos.
 La respuesta válida es la c

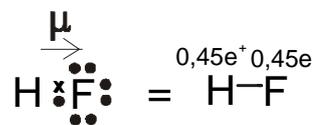
9. El trabajo más importante realizado sobre la polaridad en el enlace covalente fue publicado en 1945, y firmado por Debye, con el título "Polar Molecules", por eso la unidad de medida del momento dipolar es el debye (D) equivalente a 10^{-18} ues.cm. Si le dicen que los momentos dipolares de los halogenuros de hidrógeno son en debyes, 1,03-1,91-0,78-0,38, podrá asegurar que:

- a) El primero corresponde al yoduro de hidrógeno
 b) El segundo corresponde al fluoruro de hidrógeno
 c) El tercero corresponde al cloruro de hidrógeno
 d) El cuarto corresponde al bromuro de hidrógeno

SOLUCIÓN:

El momento dipolar μ depende de la carga parcial δ y de la distancia de enlace d :

$\mu = \delta d$. Aunque esta aumenta de HF hasta HI, este no es lo suficiente para compensar la disminución de la carga residual, que depende de la diferencia de electronegatividades, por lo que presentará mayor μ el HF (1,91D) que irá disminuyendo hasta el HI (0,38D). La solución correcta es la c, ya que el HF, es el que presenta mayor momento dipolar, tal que tiene un 45% de carácter iónico.

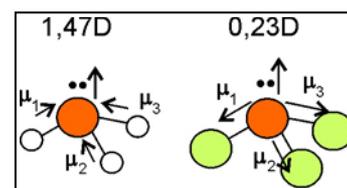
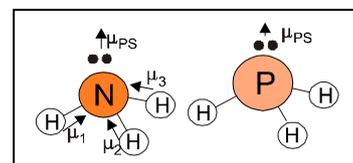


- 10*. Los terrenos pantanosos y los castillos en ruinas fueron siempre un buen fondo para novelas de terror y cuentos fantasmagóricos. Aquellos porque la leyenda dice que por las noches se suelen ver fuegos misteriosos (fuegos fatuos). Este hecho real y comprobado, se debe al desprendimiento de fosfina, PH_3 , gas venenoso que se inflama espontáneamente, producido por la reducción bacteriana de los fosfatos del suelo. La fosfina tiene un momento dipolar de 0,55Debyes (D), mientras que el del amoniaco es 1,47 D, y en cambio el trifluoruro de nitrógeno sólo 0,23D. Este hecho se justifica porque:

- a) La electronegatividad del nitrógeno es mayor que la del fósforo.
 b) La electronegatividad del flúor es mayor que la del nitrógeno.
 c) Los momentos dipolares de enlace en el caso del fluoruro de nitrógeno están dirigidos en sentido contrario a los del amoniaco.
 d) El momento dipolar del par no ligante en el fluoruro de nitrógeno está dirigido en sentido contrario a los de enlace.

SOLUCIÓN:

Se parte de la hibridación sp^3 del nitrógeno para acomodar a los 3 pares ligantes y se conderan las electronegatividades los elementos que forman las moléculas $F > N > P > H$, a fin de establecer los momentos dipolares de enlace como se indican en los dibujos. Las diferencias de electronegatividades variarán: $NH_3 > PH_3 > NF_3$, además en el caso del NF_3 , el dipolo provocado por el par no ligante, actúa en sentido contrario a la suma de los momento dipolares de enlace, con lo cual se contrarrestan. Por ese motivo son correctas la c y la d

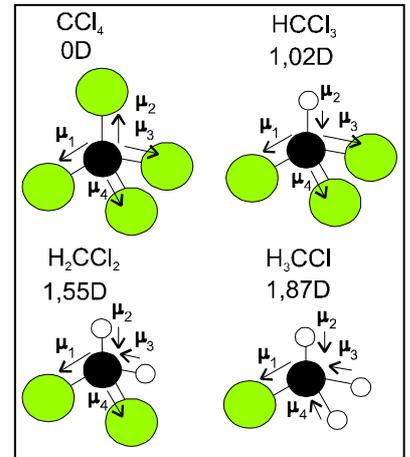


11. Aunque su descubrimiento se atribuye a Volta, 40 años antes, Priestley en 1772, observó la presencia de un gas combustible en los procesos de putrefacción, aunque no lo nombró: era el metano. El metano, es un hidrocarburo que por sustitución de sus hidrógenos, puede formar sucesivos derivados clorados: tetracloruro de carbono (A), tricloro metano (B), diclorometano (C) y cloro metano (D). Si se establece un orden en las polaridades moleculares, se podrá decir que:

- a) $A > B > C > D$ b) $B > C > D > A$
 c) $D > C > B > A$ e) $C > B > A > D$

SOLUCIÓN:

En el caso del CCl_4 , como los cuatro enlaces son iguales, entre los $\text{OH } sp^3$ del C, y los del Cl, y los momentos dipolares de enlace debido a las diferencias de electronegatividades, están dirigidos hacia los cloros, su suma vectorial será nula por lo que el momento dipolar molecular $\mu = 0$. Sin embargo al ir sustituyendo los Cl por H, la polaridad va modificándose. Así en el CHCl_3 es de 1,02D, en el CH_2Cl_2 , 1,55D y en el CH_3Cl 1,87D. Como se puede observar el aumento es debido a la compensación vectorial de los momentos dipolares de enlace, dirigidos hacia el Cl, en el caso del enlace C-Cl, y hacia el C en el C-H, como se puede apreciar en el dibujo. Por lo tanto la respuesta correcta de las cuatro dadas es la c.

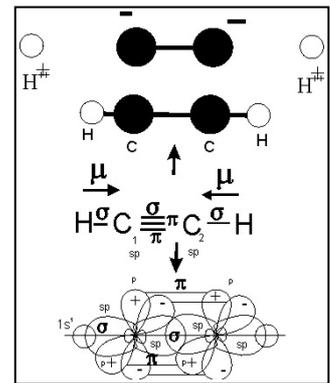


- 12*. La electronegatividad del carbono según Pauling, es 2,5. Sin embargo este valor corresponde únicamente a la del carbono con hibridación sp^3 , pues si está en sp^2 vale 2,75 y si lo fuera sp , sería 3,3. Este fenómeno se debe a la influencia de los enlaces pi próximos, y trae como consecuencia que en algunos casos como en el etino:

- a) Se modifique la geometría de la molécula.
 b) Se modifique la polaridad de la molécula
 c) El hidrógeno del etino pueda ser sustituido por un metal
 d) Se modifique la polaridad en los enlaces C-H

SOLUCIÓN:

Se parte del modelo de hibridación sp de los carbonos, los dos enlaces π producen una gran densidad electrónica, que aumentan la electronegatividad del C, provocando una diferencia con el H, que da lugar a la aparición de un momento dipolar μ , que aunque a nivel molecular se anula, por tener sentido contrario, sin embargo a nivel de enlace hace que el H adquiera cierta carga positiva, por eso se puede sustituir por un metal, como el Cobre I+. Son correctas las soluciones c y d. No se modifica ni la geometría ni la polaridad que es 0.

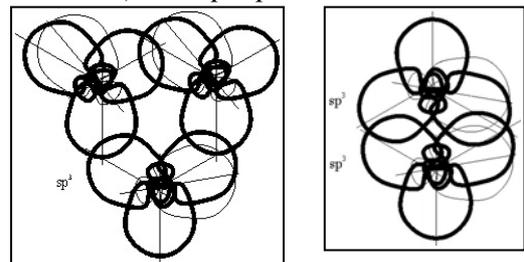


- 13*. Pauling fue el único científico que consiguió dos Nobel diferentes: el de Química en 1953 y el de la paz, 9 años después, ya que a través de su mediación se desarrolló el primer tratado de desarme URSS/USA; el de Moscú por el cual ambas partes renunciaban a la realización de pruebas nucleares en la atmósfera. También desarrolló Pauling una teoría revolucionaria del enlace químico covalente, con uniones a partir de orbitales del carbono sp^3 que llamó tau o banana. Este enlace permitiría explicar la estructura del:

- a) Benceno b) Etino c) Eteno d) Ciclopropano

SOLUCIÓN:

Se parte de los híbridos sp^3 del carbono, si se superponen dos se forma el doble enlace y si tres el triple enlace, lo que nunca podría explicar es la estructura resonante del benceno, dado que se trata de enlaces localizados curvados. Este hecho fue utilizado para explicar la estructura del ciclo propano. Por lo tanto las soluciones correctas son la b,c y d.



14. Edward Teller, el científico de origen húngaro, nacionalizado USA posteriormente, fue por decirlo así el "padre de la bomba H", pues la inspiró antes de que se hubiera realizado la primera explosión atómica. Lo que casi nadie sabe es que antes, en 1935, fue el primero que sugirió la rotación libre de los carbonos a través de un enlace sigma. Cosa que no ocurre cuando hay un doble enlace como en el caso del eteno. Ello permite:
- Justificar la estabilidad del enlace sigma frente al pi
 - Explicar la isomería geométrica de los compuestos con doble enlace que podían tomar los compuestos orgánicos con estos enlaces
 - Justificar las facilidad para producir reacciones de sustitución de los hidrógenos
 - Justificar que la energía de un enlace doble entre los carbonos no sea el doble que la de uno sencillo

Indica lo que no sea

SOLUCIÓN:

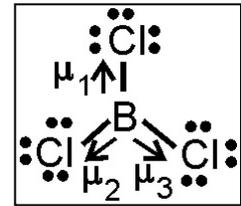
Se parte de la superposición pi en el doble enlace del eteno (ver test4). Cuando gira un carbono sobre el otro, ya no se superponen con lo que el enlace pi se rompe, mientras que el giro no implica modificación en la superposición del enlace sigma por lo cual este es mucho mas estable. La imposibilidad de giro y de interconversión por giro, configura la posibilidad de isómeros geométricos. Como las dos superposiciones no son iguales, la energía de enlace no es doble. La ruptura de la superposición pi por giro, abre el doble enlace y la posibilidad de reacciones de adición, nunca a la sustitución. Por lo tanto la respuesta correcta es la c.

- 15*. El tricloruro de boro, descubierto por Davy en 1810, es una molécula no polar, a pesar de que existe una considerable diferencia de electronegatividades entre los átomos de Cl y B. Esto se debe a que:

- A la hibridación sp^3 del boro
- A que la suma de los momentos dipolares de enlace es menor que cero
- A que la suma de los momentos dipolares de enlace es cero
- A que los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí

SOLUCIÓN:

Se parte de la disposición con 3 pares como en el caso del BH_3 , será triangular, por la hibridación sp^2 del boro, con los H dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, siendo el ángulo de enlace de 120° . Esta estructura la presentan moléculas ya explicadas como BF_3 , BCl_3 y $AlCl_3$ (éste tiene tendencia a dimerizarse, pasando a estructura tetraédrica). De esta forma la suma de los momentos dipolares de enlace es 0, por eso son válidas las propuestas c y d.

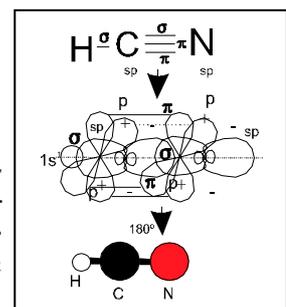


16. Como sabe estamos comenzando el tercer milenio, sin embargo, posiblemente no lo habremos hecho según el calendario cristiano, porque según parece el cometa Halley (la posible estrella de los reyes de Oriente), se dejó ver por cielos palestinos sólo en el año -12, según el citado calendario. Este cometa, estudiado por un amigo de Newton que le dió su nombre, aterrizó a la población terrícola cuando en 1835, su cola atravesó la Tierra. El miedo era causado por la posibilidad de envenenamiento debido a su contenido en cianuro de hidrógeno, pues esta molécula por su interacción con el citocromo responsable de la respiración produce una axfisia interna, quedando el individuo azulado, de ahí su nombre. De esta molécula se podrá asegurar que:

- Es angular
- Tiene un doble enlace
- No tiene momento dipolar
- La unión C-H se efectúa por un enlace sigma y dos pi.

SOLUCIÓN

El $H-C\equiv N$, supone, una distribución del espacio sobre el carbono central, en dos posiciones una para la acumulación de electrones del triple enlace y otra para el par compartido con el H, lo cual implica una distribución lineal AB_2 . La hibridación de OA, para el C es sp , similar a la del propino, sustituyendo el C_2 por el N, con hibridación sp , cubriendo el OH que no emplea en el enlace con su par solitario. Como la geometría es lineal, el ángulo de enlace H-C-N es de 180° .

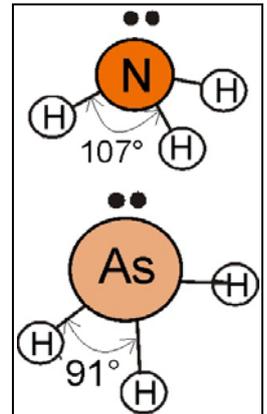


17. El análisis de las uñas y pelos de Napoleón, fallecido en su destierro de la isla Santa Elena, dieron un porcentaje de arsénico anormal, circunstancia que permitió afirmar a algunos historiadores, que había sido envenenado. Sin embargo este porcentaje podría deberse a un "empacho de langostinos", ya que estos contienen trimetilarsénico aunque en pequeña cantidad o al papel de color verdoso de empapelar sus alcobas, que también produce derivados arsenicales. Este compuesto deriva del hidruro de arsénico, cuyos ángulos de enlace son de 91° , mientras que los del hidruro de nitrógeno (amoníaco), son de 107° . La comparación entre ambas moléculas permitirá afirmar que:

- El AsH_3 tiene un momento dipolar mayor.
- La repulsión del par no compartido en el As es mayor que en el N.
- El volumen del As es mayor que el N, por lo que los pares compartidos están más alejados entre sí.
- El par solitario en el AsH_3 está más cerca de los otros tres.

SOLUCIÓN:

La geometría molecular del NH_3 , corresponde a una hibridación sp^3 , porque así estabiliza mejor la repulsión del par solitario, sobre los pares ligantes N-H. En cambio en el AsH_3 , al aumentar mucho el volumen atómico, los pares solitarios están suficientemente alejados de los ligantes, por lo cual no es precisa una hibridación para estabilizar la molécula, por eso en el AsH_3 no es preciso, y por lo tanto el ángulo de enlace se aproxima a los 90° . La disminución del momento dipolar se debe a la disminución de la electronegatividad del As frente al N.



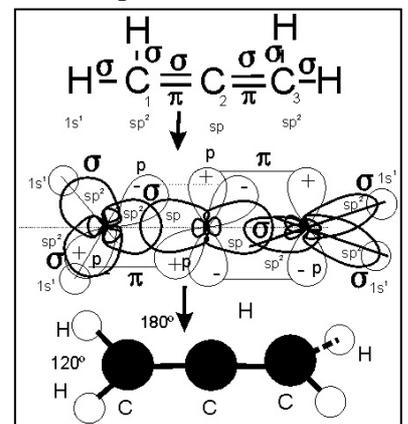
De esta forma mientras que en el NH_3 , el momento dipolar se debe a la suma vectorial de los 3 momentos dipolares de enlace más el debido al par solitario, como la ΔEN As-H es prácticamente nula, el momento dipolar del AsH_3 , se debe únicamente al del par solitario y será mucho menor. Al ser el tamaño del As mayor que el del N, el par solitario será. Por lo que la respuesta correcta es la c.

- 18*. En alguna película de tiburones, habrás observado que al abrirlos se encuentran dentro las cosas más curiosas, debido a su tremenda voracidad, pero también tendrás que tapar las narices, por el appestoso olor que aprecias. Este es causado por una serie de compuestos que sintetizan con dobles enlaces acumulados, como el escualeno (de ahí su nombre). El más sencillo es el propadieno o aleno, $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{CH}_2$, nombre derivado de aquél. En este compuesto:

- Todos los carbonos están en una hibridación sp^2
- Todos los ángulos de enlace son de 120°
- No tiene polaridad
- Todos los carbonos están alineados

SOLUCIÓN

Como se puede apreciar en la fig, el C central debe hibridar en sp , para poder ofrecer a los C 1 y 3, OA p, con los que efectuar una superposición π . Estos OA deberán estar en distinto plano, por ello los 3 C están alineados, con estructura lineal y ángulo C-C-C de 180° , y C-C-H de 120° , debido a la hibridación sp^2 de los C 1 y 3. No existe polaridad molecular. Por lo tanto las propuestas correctas son la c y la d.

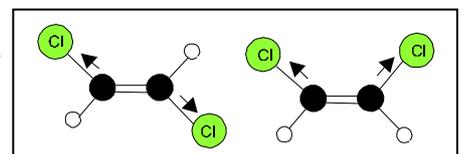


19. Victor Meyer designó en 1888 con la isomería de constitución considerada por la posición geométrica como constitución estereoquímica, de ahí surgió el término que se emple actualmente, y poco antes otro químico alemán Baeyer había bautizado a los isómeros debidos al doble enlace como cis y trans. Es interesante ver como influye la isomería en la polaridad, así se podrá asegurar que en los isómeros geométricos del 1,2 dicloeteno:

- El cis no tiene momento dipolar y el trans si
- El trans no tiene momento dipolar y el cis si lo tiene
- Ni el cis ni el trans tienen momentos dipolares

SOLUCIÓN

Los isómeros trans con los Cl a ambos lados del doble enlace podrán compensar el momento dipolar de enlace C-Cl, y su suma vectorial valdrá cero, lo que no ocurrirá en el cis (Cl del mismo lado), tal como se observa en la figura que posee un momento dipolar de 1,85D

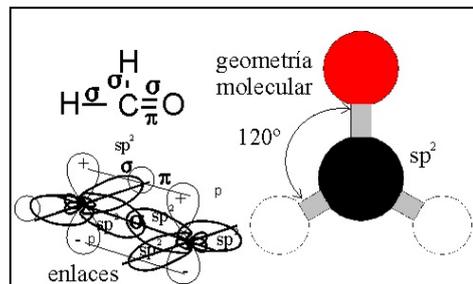


20. Los estudiantes de medicina, cuando inician sus clases prácticas de anatomía, descuartizan "viejos cadáveres", diseccionan sus miembros, y de vez en cuando derraman alguna lágrima. No por los pobrecitos muertos, sino por culpa del formol que los conserva. Esta sustancia no es más que una disolución de metanal (formaldehído) en agua. Y aquella es una de las primeras moléculas bióticas, o sea de las que hace tan sólo 4000 millones de años, dieron lugar a los primeros aminoácidos en la Tierra, al reaccionar con amoníaco y agua. De la estructura del metanal podrás afirmar que:

- El carbono tiene una hibridación sp^3
- En la molécula hay 3 enlaces sigma y uno pi
- El ángulo de enlace H-C-O es de 90°
- La molécula no tiene polaridad

SOLUCIÓN

Como se puede apreciar en la fig, la hibridación del C, es sp^2 , produciendo ángulos de 120° , con 3 enlaces sigma y uno pi. La molécula es polar debido a la mayor electronegatividad del O. Por lo tanto la respuesta correcta es la b

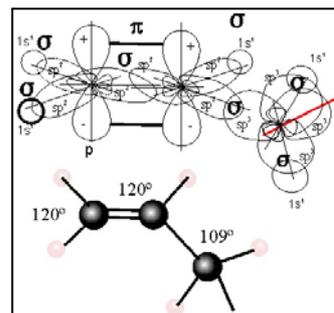


21. El ajo, allium en latín, fue durante siglos un curalotodo característico, ingerido por muchos pueblos, caracterizó el aliento de todo buen comedor (aliento viene de ajo). Posiblemente por eso se empleó para ahuyentar vampiros. Sin embargo los que lo emplearon no sabían química, pues su principio fundamental, el alilo (2-propenilo), disminuye la concentración de las plaquetas provocando la no coagulación de la sangre; como para que un vampiro se muera de hartazo. De la estructura molecular de este radical se podrá asegurar que:

- Todos los carbonos están en una hibridación sp^2
- Todos los ángulos de enlace son de 120°
- No tiene polaridad
- Todos los carbonos están alineados

SOLUCIÓN

Como se puede apreciar en la fig, el C_1 , que sostiene está en hibridación sp^3 y los demás en sp^2 , por eso el ángulo H-C₁-C₂ es de 109° . La molécula no es polar, y debido a la hibridaciones los carbonos no están alineados, por lo cual la única respuesta correcta es la c



22. Han pasado las navidades, y algunos afortunados la celebraron tomando turrón de verdad, esto es turrón de almendra. A veces si no han sido perfectamente seleccionadas, nos toca un trozo con un cierto amargor característico. No es que tengan cianuro (huele a almendras amargas), sino que es fruto de un extracto de almendra, llamado amígdalina (almendra es amígdala en latín, y las amígdalas humanas se llaman así porque se parecen a almendras), que por acción de nuestra saliva se transforma produciendo entre otros compuestos benzaldehído, responsable de ese sabor. De esta molécula se podrá asegurar que:

- Todos los carbonos están en una hibridación sp^2
- Todos los ángulos de enlace son de 120°
- No tiene polaridad
- Todos los carbonos están en el mismo plano

Indique lo que no sea cierto

SOLUCIÓN

Como se puede apreciar en el dibujo, el soporte es la molécula plana de benceno, que se prolonga en un grupo carbonilo. Todos los carbonos están en hibridación sp^2 , por lo tanto en el mismo plano, y con ángulos de enlace de 120° . La molécula es polar debido a la ocasionada por la polaridad del enlace C=O, por la mayor electronegatividad del oxígeno. Por lo tanto la única respuesta incorrecta es la c.

