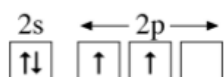


SOLUCIONES EJERCICIOS 18-24. TEORÍA DE ENLACE DE VALENCIA E HIBRIDACIÓN (Ver antes punto 4.8 libro de texto, p. 97-105)

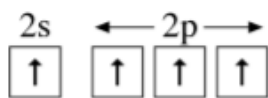
18. Pon un exemplo dunha molécula que conteña: a) Un carbono con hibridación sp . b) Un carbono con hibridación sp^2 . c) Un carbono con hibridación sp^3 . d) Un nitróxeno con hibridación sp^3 . Razona todas as respostas. (Selectividade COU. Set-98)

O carbono ten a seguinte configuración electrónica, C: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



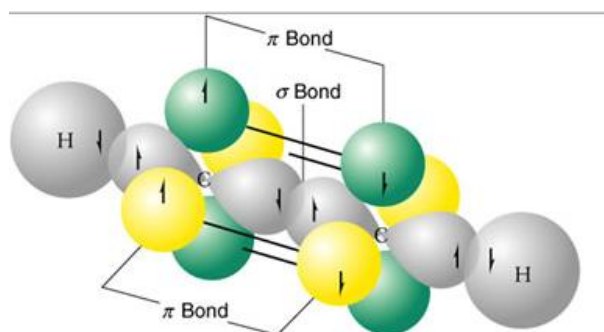
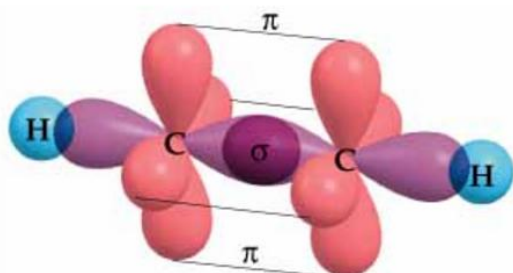
Vemos que o carbono ten só dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital $2s$ ao $2p$ baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compensarase coa enerxía desprendida, ao formarse os catro enlaces. A configuración para a última capa será agora:

C*:

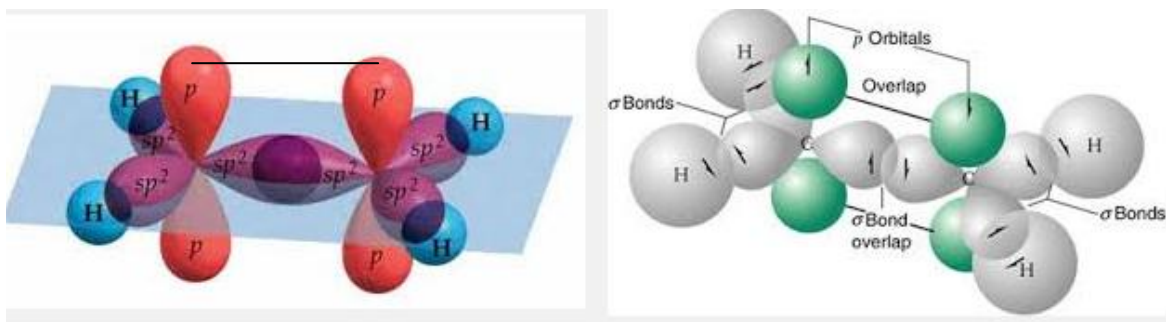


A partir desta situación pódense dar distintos tipos de hibridacións:

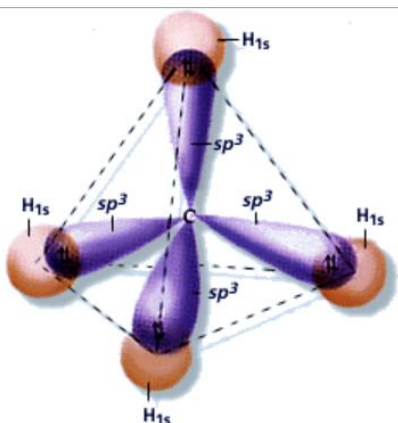
a) Hibridación sp : combínanse o orbital $2s$ cun $2p$ para dar dous orbitais híbridos sp , cada un con un electrón desapareado e posibilidade de formar un enlace σ . Quedan dous orbitais $2p$ sen hibridar e semiocupados que poden formar dous enlaces π . Como consecuencia, o carbono con esta hibridación formará un enlace sinxelo (enlace σ) e outro tripla (1 enlace σ + 2 enlaces π). Atopamos este tipo de hibridación nos carbonos que forman enlaces tripla, por exemplo no etino: $\text{HC}\equiv\text{CH}$. Geometría: lineal, $\alpha_{\text{teórico}}=180^\circ$. (Os pongo dos imáxenes, quedaros con la que veáis mejor. Es recomendable acompañar la anterior explicación con un dibujo; no se trata de hacer un Picasso, tan sólo un esquema en el que demostréis que entendéis lo que estáis argumentando).



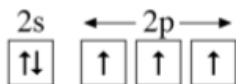
b) Hibridación sp^2 : combínanse o orbital 2s con dous orbitais 2p para dar tres orbitais híbridos sp^2 , cada un con un electrón e con posibilidade de formar un enlace σ . Queda un orbital 2p sen hibridar e semiocupado que pode formar un enlace π . Como consecuencia, o carbono con esta hibridación formará dous enlaces sinxelos (enlaces σ) e outro dobre (1 enlace σ + 1 enlace π). Atopamos este tipo de hibridación nos carbonos que forman enlaces dobres, por exemplo no eteno: $H_2C=CH_2$. Geometría trigonal plana, $\alpha_{teórico}=120^\circ$.



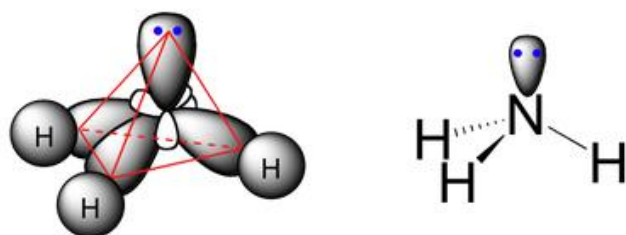
c) Hibridación sp^3 : combínanse o orbital 2s con tres orbitais 2p para dar catro orbitais híbridos sp^3 , cada un cun electrón e con posibilidade de formar un enlace σ . Como consecuencia, o carbono con esta hibridación formará catro enlaces sinxelos (enlaces σ). Atopamos este tipo de hibridación nos carbonos que só forman enlaces sinxelos, por exemplo no metano: CH_4 . Geometría tetraédrica, $\alpha_{teórico}=109^\circ$.



d) A configuración electrónica para o átomo de nitróxeno é: $N: 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$ Para a última capa:



Se os orbitais do nitróxeno se combinan para formar catro orbitais híbridos sp^3 , un quedará cheo e non formará enlace; os outros, cada un con un electrón, poderán formar tres enlaces sinxelos (enlaces σ). Atopamos este tipo de hibridación, cando o nitróxeno se une mediante enlaces sinxelos, por exemplo no amoníaco: NH_3 . Geometría piramidal triangular, $\alpha_{teórico}<109^\circ$ (ángulo de enlace se cierra debido a la repulsión del par no enlazante sobre los pares de enlace).

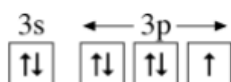


19. Que entendes por orbitais híbridos? Explica de forma clara e concisa. Explica razoadamente as hibridacións dos seguintes compostos: BeCl_2 , BF_3 e CH_4 . (Selectividade COU. Set-02)

Os orbitais híbridos son orbitais atómicos que xorden de combinar orbitais atómicos. O número de orbitais híbridos é igual ao número de orbitais atómicos combinados. Todos os orbitais híbridos obtidos a partir dunha combinación determinada son iguais e, polo tanto, teñen a mesma enerxía. Estes orbitais sitúanse no espazo de xeito que a repulsión entre eles sexa mínima, polo que a xeometría dunha molécula estará directamente relacionada co tipo de hibridación que presente o átomo central. As moléculas de BeCl_2 , BF_3 e CH_4 presentan hibridacións sp , sp^2 e sp^3 , respectivamente. Nelas as hibridacións propóñense para explicar os resultados experimentais. En primeiro lugar, a partir de cada configuración electrónica suponse unha promoción de electróns a orbitais baleiros para explicar o número de enlaces, tantos como orbitais semiocupados. A continuación, suponse a hibridación dos orbitais da capa de valencia que teñen electróns para explicar os datos obtidos experimentalmente: ángulos de enlace, distancias de enlace etc. Para estas moléculas:

BeCl_2

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow$ Para a última capa:

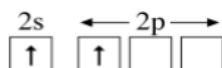


Be: $1s^2 2s^2 \Rightarrow$ Para a última capa:

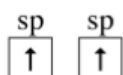


Promoción de electrón na última capa do Be:

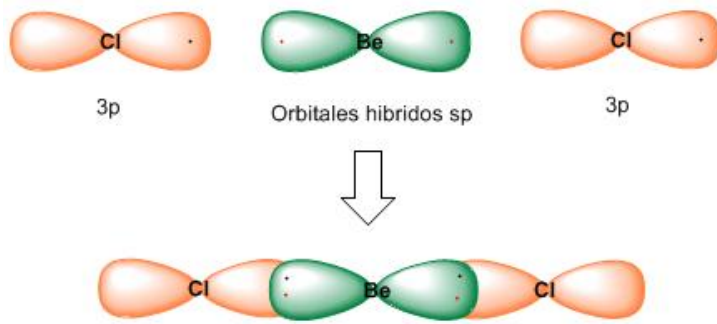
Be*



Hibridación sp :

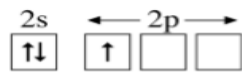


Xeometría lineal, $\alpha_{\text{teórico}}=180^\circ$:

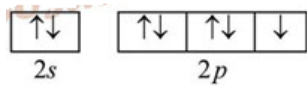


BF3

B: $1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow$ Para a última capa:

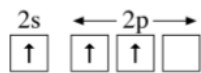


F: $1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow$ Para a última capa:



Promoción de electrón na última capa do B:

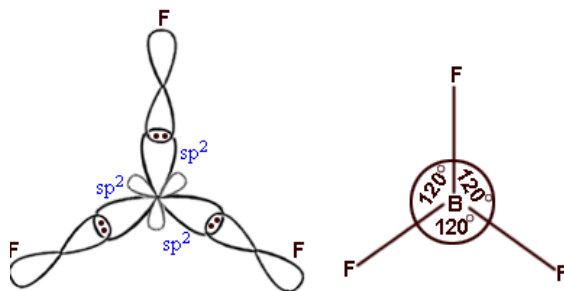
B*:



Hibridación sp^2 :

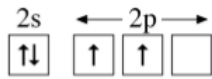


Xeometría triangular plana, $\alpha_{\text{teórico}}=120^\circ$:



CH4

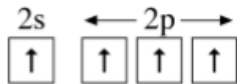
C: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



H: $1s^1$:



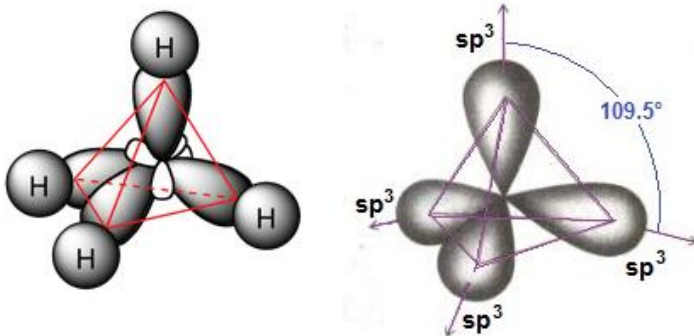
Promoción de electrón na última capa do C:



Hibridación sp^3 :



Xeometría tetraédrica, $\alpha_{\text{teórico}}=109^\circ$:

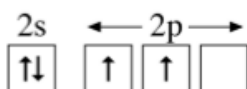


20. Predí a forma xeométrica e posíbel polaridade das moléculas de cloroformo, CHCl_3 , e formaldehído, H_2CO , e indica o tipo de hibridación do carbono nas dúas moléculas. (Selectividade COU. Xuñ-92)

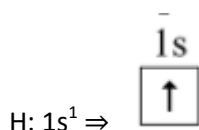
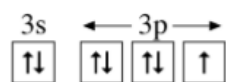
CHCl_3

As configuracións electrónicas dos seus átomos son:

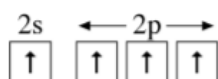
C: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



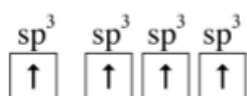
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow$ Para a última capa:



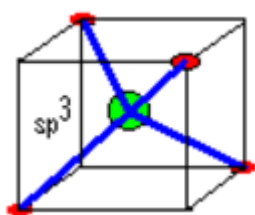
O hidróxeno pode formar un enlace, ao ter un electrón desapareado no orbital 1s. O cloro tamén pode formar un enlace por ter un orbital 3p con un só electrón. Sen embargo, o carbono ten só dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme **catro enlaces**, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os catro enlaces. A configuración para o carbono será agora, C*:



Para explicar os resultados experimentais (xeometría e ángulos de enlace), suponse que no carbono hai unha hibridación sp^3 : combinación dun orbital s con tres orbitais p para formar catro orbitais híbridos sp^3 . Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais:



Os catro orbitais híbridos sitúanse no espazo de xeito que estean o máis lonxe posíbel para que a repulsión entre eles sexa mínima: dirixidos cara aos vértices dun tetraedro e formando ángulos de 109° , aproximadamente. Cada un destes orbitais formará un enlace σ , un co orbital 1s dun hidróxeno e tres co orbital 3p de cada átomo de cloro. A xeometría da molécula é tetraédrica.

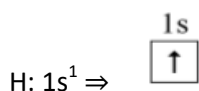
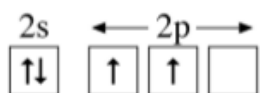


Esta molécula é polar, xa que non se anulan os momentos dipolares dos enlaces.

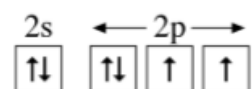
H₂CO

Estudando as configuracións electrónicas:

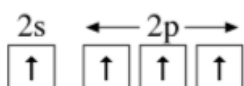
C: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



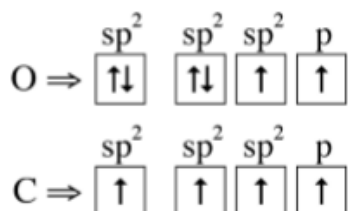
O: $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow$ Para a última capa:



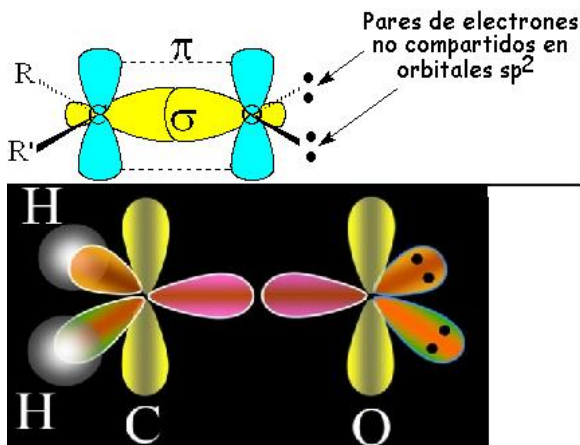
O hidróxeno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s. O carbono só ten dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compénsase coa enerxía desprendida na formación dos catro enlaces. A configuración do carbono será agora, C*:



A configuración do osíxeno explica a formación de dous enlaces por ter dous orbitais 2p semicupados. No formaldehido hai un enlace dobre entre o carbono e o osíxeno, que se explica supoñendo unha hibridación sp^2 tanto no carbono como no osíxeno, de xeito que quede un orbital p sen hibridar en cada átomo:



Os tres orbitais híbridos semicupados do carbono colócanse formando ángulos de 120° para que a repulsión entre eles sexa mínima. O mesmo ocorre cos tres orbitais híbridos sp^2 do osíxeno. Os híbridos do carbono forman tres enlaces σ , dous con orbitais 1s de dous hidróxenos e outro co orbital sp^2 semicheo do osíxeno. Os outros orbitais híbridos do osíxeno non enlazan, porque están completos. Os orbitais p semicupados do carbono e do osíxeno solápanse lateralmente para formar un enlace π . A xeometría da molécula é triangular plana.



Esta molécula é polar, xa que non se anulan os momentos dipolares dos enlaces.

21. A molécula de eteno (C_2H_4) é plana con ángulos de enlace de 120° . Pola súa parte a molécula de acetileno ou etino (C_2H_2) é lineal. Indica: a) Tipo de hibridación que presenta o átomo de carbono en cada caso. b) Número de enlaces sigma e pi existentes entre os átomos de carbono en cada caso. c) En cal das dúas moléculas a distancia entre átomos de carbono debe ser menor? (Selectividade COU. Set-91)

Resolución: a) O carbono no eteno ten hibridación sp^2 porque forma un enlace dobre. No etino ten hibridación sp , para explicar o enlace triplo. b) Entre os carbonos do eteno hai un enlace sigma formado por solapamento de dous orbitais híbridos sp^2 semiocupados e un enlace pi formado por solapamento lateral dos orbitais p que quedaron sen hibridar. Entre os carbonos do etino hai un enlace sigma formado por solapamento de dous orbitais híbridos sp semiocupados e dous enlaces pi formados por solapamento lateral dos orbitais p que quedaron sen hibridar. c) A distancia C-C será menor no caso do etino porque, ao ter tres enlaces entre estes átomos, a intensidade da unión é maior e a lonxitude de enlace menor.

(Debedes completar un pouco a resposta dos apartados a e b co exposto anteriormente no exercicio 18)

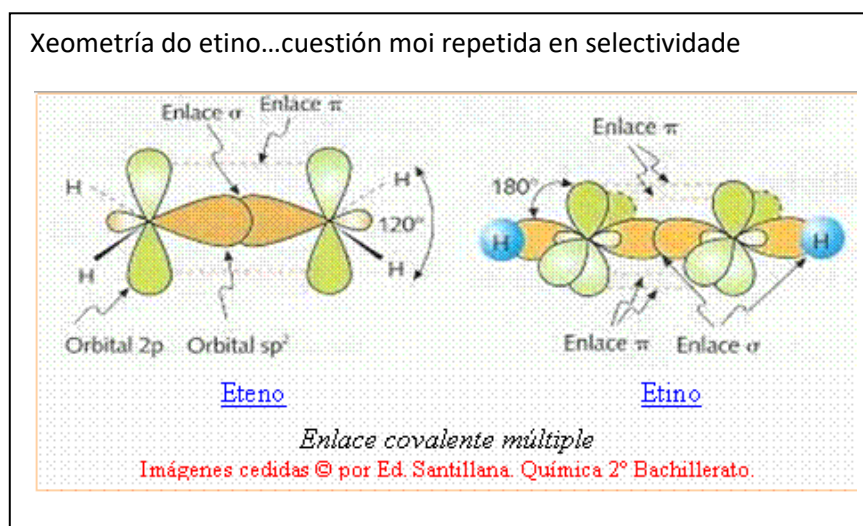
22. Comenta se son certas ou falsas as seguintes proposicións: a) Canto maior sexa a diferenza en electronegatividade entre dous átomos, máis forte é o enlace entre eles; b) É posíbel afirmar que os enlaces entre átomos son só iónicos puros ou covalentes puros; c) Os enlaces covalentes son máis propios entre átomos de electronegatividades moi próximas que entre átomos de electronegatividades moi diferentes. (Selectividade COU. Xuñ-91)

a) Falsa: canto maior sexa a diferenza de electronegatividade, maior será a porcentaxe de carácter iónico do enlace. Como o enlace covalente é máis forte que o iónico, en liñas xerais, canto maior sexa a diferenza de electronegatividade, menor será a forza do enlace.

b) Falsa: o enlace apolar é un enlace covalente puro. Se o enlace é polar, ten un certo carácter iónico, que aumentará coa polaridade até o límite no que as cargas parciais acadan o valor da

carga dun electrón (enlace iónico puro). Polo tanto, existirá unha gradación entre o enlace covalente puro e o iónico puro.

c) Verdadeira: o enlace covalente é propio da unión entre átomos electronegativos entre si ou na unión destes átomos co hidróxeno, é dicir, en unións entre átomos de elementos non metálicos de electronegatividades próximas.

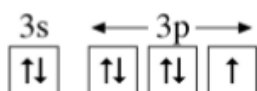


23. Explica, razoadamente, a hibridación dos seguintes compostos: BeCl_2 e BH_3 . (Selectividade COU. Set-00)

BeCl_2

Estudando as configuracións electrónicas:

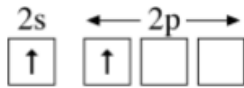
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow$ Para a última capa:



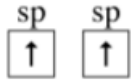
Be: $1s^2 2s^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



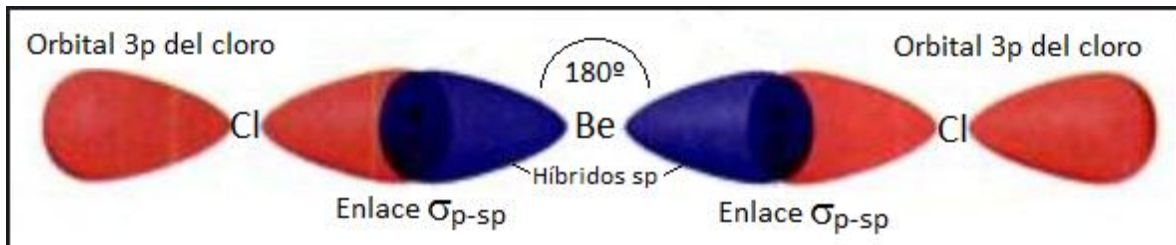
O cloro ten un orbital 3p con un electrón desapareado, entón cada átomo de cloro pode formar un enlace. Se o berilio non ten electróns desapareados, non se pode explicar a formación de dous enlaces, entón é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro, co que quedan dous electróns desapareados que poden formar dous enlaces. A enerxía necesaria para isto non é demasiado grande, xa que os dous orbitais son do mesmo nivel, e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os dous enlaces cos átomos de cloro. A covalencia do berilio explícase coa configuración para a capa de valencia:



Para explicar os resultados experimentais suponse que no Be hai hibridación sp: combinación dun orbital s con un p para formar dous orbitais híbridos sp. Segundo o principio de máxima multiplicidade de Hund, cada orbital sp terá un electrón desapareado:



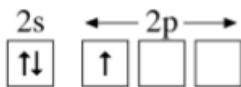
Os dous orbitais híbridos sitúanse no espazo o máis lonxe posíbel para que a repulsión sexa mínima; polo tanto, formando un ángulo de 180°. Cada un destes orbitais formará un enlace σ con un dos orbitais p do cloro, resultando unha xeometría lineal.



BH₃

Estudando as configuracións electrónicas:

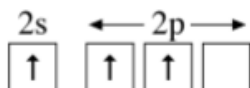
B: $1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow$ Para a última capa:



H: $1s^1 \Rightarrow$



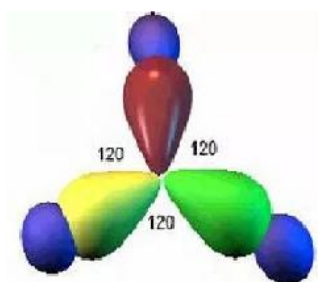
O hidróxeno pode formar un enlace por ter un electrón desapareado no orbital 1s. O boro só ten un electrón desapareado, polo que, para explicar o feito de que forme tres enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s a un orbital 2p baleiro. Así consegue tres electróns desapareados que darán lugar a tres enlaces. A enerxía necesaria para isto non é demasiado grande, porque os dous orbitais son do mesmo nivel, e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os tres enlaces cos átomos de hidróxeno:



Os enlaces así formados terían ángulos e lonxitudes de enlace que difiren dos valores experimentais, así que hai que supoñer que no boro existe unha hibridación sp^2 : combinación dun orbital s con dous orbitais p para formar tres orbitais híbridos sp^2 . Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes tres orbitais:

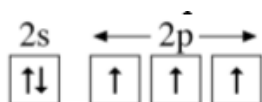


Os tres orbitais híbridos sitúanse no espazo o máis separados posíbel para que a repulsión sexa mínima, polo tanto dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero e formando entre si ángulos de 120° . Cada un destes orbitais forma un enlace σ co orbital s dun átomo de hidróxeno para dar unha xeometría triangular plana.

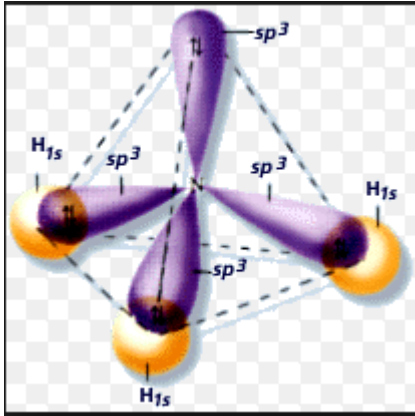


24. Tomando como referencia os compostos NH_3 , CH_3Cl e BeF_2 . Contesta razoadamente: a) Que tipo de hibridación presenta o átomo central en cada un dos compostos? b) Sinala se algunha das moléculas citadas será polar. (Selectividade COU. Set-01)

a) NH_3 : O átomo central é o nitróxeno que ten a seguinte configuración electrónica: $N: 1s^2 2s^2 2p^3$
 \Rightarrow Para a última capa:

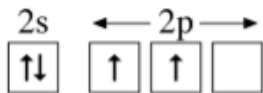


Os orbitais do nitróxeno combínanse para formar catro orbitais híbridos sp^3 dispostos o máis lonxe posible uns dous outros, isto é, dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais: un quedará cheo e non formará enlace; os outros, cada un con un electrón, poderán formar tres enlaces sinxelos (enlaces σ) cos orbitais 1s semiocupados dos tres hidróxenos.

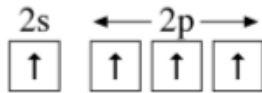


CH₃Cl: Nesta molécula o átomo central é o carbono, que forma catro enlaces sinxelos, tres con H e un con Cl. Analizando a configuración electrónica do átomo de carbono:

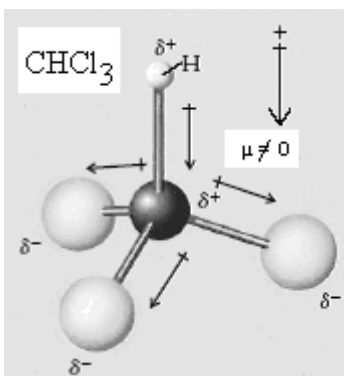
C: $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



O carbono ten só dous electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme catro enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s ao 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os catro enlaces. A configuración será agora, C*:



Os orbitais do carbono combínanse para formar catro orbitais híbridos sp^3 (dirixidos cara os vértices dun tetraedro). Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes catro orbitais: un electrón en cada orbital que formarán enlaces sinxelos (enlace σ), tres con orbitais 1s dos hidróxenos e outro co orbital 3p do cloro.

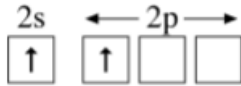


BeF₂: Nesta molécula o átomo central é o berilio, que forma dous enlaces sinxelos con dous átomos de flúor. Analizando a configuración electrónica do átomo de berilio:

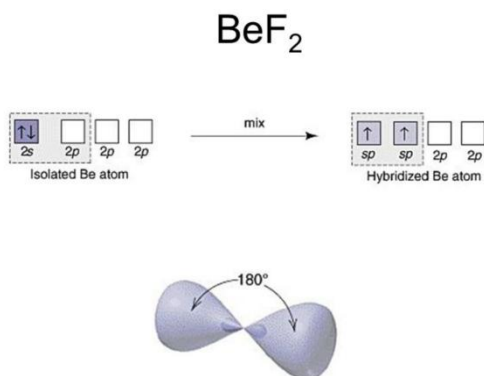
Be: $1s^2 2s^2 \Rightarrow$ Para a última capa:



O berilio non ten electróns desapareados, polo que, para explicar o feito de que forme dous enlaces, é necesario supoñer que promove un electrón do orbital 2s a un 2p baleiro. A enerxía necesaria para isto non é moi grande e compénsase coa enerxía desprendida, ao formarse os enlaces. A configuración será agora, Be*:

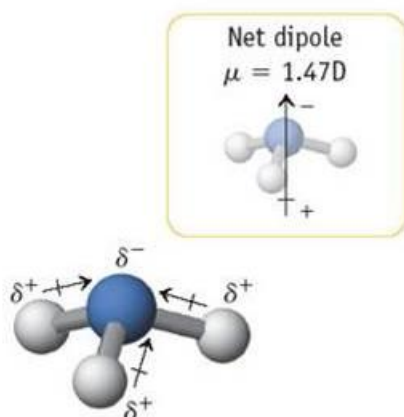


Os orbitais do berilio combínanse para formar dous orbitais híbridos sp (de xeometría lineal). Os electróns colócanse o máis desapareados posíbel nestes orbitais: un electrón en cada orbital híbrido. Cada orbital formará un enlace sinxelo (enlace σ) con un orbital 2p dun átomo de flúor.

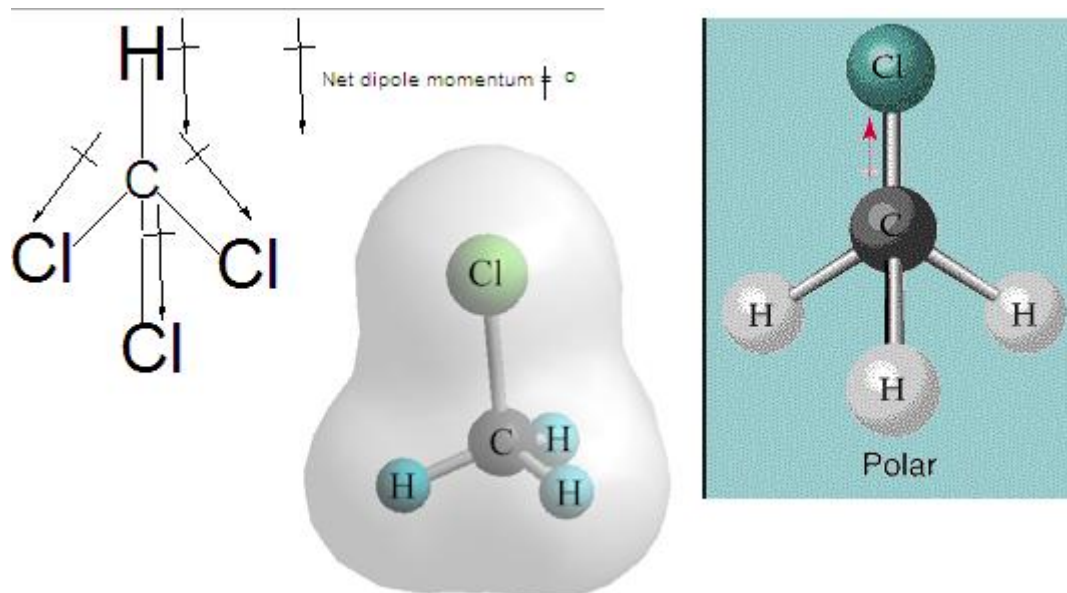


b) As citadas moléculas teñen enlaces polares, e serán polares **se os momentos dipolares dos enlaces non se anulan**. Para avaliar isto temos que observar a **xeometría** das moléculas.

No NH₃, os catro orbitais híbridos sitúanse no espazo o máis afastados posíbel para que a repulsión sexa mínima; polo tanto, dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Tres destes orbitais formarán enlaces con átomos de hidróxeno, e o orbital restante estará ocupado por un par non enlazante. Como nun dos vértices do tetraedro non se coloca ningún átomo, a molécula é piramidal. Non se anulan os momentos dipolares dos enlaces, entón a molécula de NH₃ é polar.



No CH_3Cl , os catro orbitais híbridos sitúanse no espazo de xeito que estean o máis lonxe posíbel para que a repulsión sexa mínima; polo tanto, dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Tres destes orbitais enlazan con átomos de hidróxeno e un con un átomo de cloro. A molécula é tetraédrica cun vértice distinto, entón non se anulan os momentos dipolares dos seus enlaces e a molécula de CH_3Cl é polar.



No BeF_2 , os dous orbitais híbridos sitúanse no espazo o máis lonxe posíbel para que a repulsión sexa mínima; polo tanto, formando un ángulo de 180° . Cada un destes orbitais formará un enlace con un átomo de flúor, dando unha xeometría lineal. A molécula de BeF_2 é apolar, porque se anulan os momentos dipolares dos seus enlaces.