

ENLACE QUÍMICO

◆ CUESTIÓNS

● ENLACE IÓNICO

1. Raza cal dos seguintes compostos terá maior punto de fusión: fluoruro de sodio ou bromuro de potasio.

(P.A.U. Xuño 96)

Rta.: NaF

Solución: Fluoruro de sodio.

O punto de fusión é unha propiedade que depende directamente da forza do enlace iónico, que á súa vez depende da enerxía reticular do enlace. Esta enerxía reticular é basicamente unha enerxía electrostática, de expresión

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

na que K é a constante de Coulomb, e é a carga do electrón, Z^+ e Z^- son os números de oxidación dos ións positivo e negativo, e d a distancia entre as cargas. Esta distancia está relacionada coa estrutura cristalina e os radios iónicos r^+ e r^- . Ao non coñecer a estrutura cristalina teremos que supor que

$$d \approx r^+ + r^-$$

Supondo que o fluoruro de sodio e o bromuro de potasio teñan o mesmo tipo de rede, ao ser en ambos os casos as mesmas cargas positiva (+1) e negativa (-1), o factor determinante é o radio iónico.

Posto que o radio iónico do ión fluoruro é menor que o do bromuro (ten menos niveis enerxéticos) e o do ión sodio é menor que o do ión potasio, (pola mesma razón) dedúcese que

$$d_{\text{NaF}} < d_{\text{KBr}} \Rightarrow U_{\text{NaF}} > U_{\text{KBr}}$$

polo que o fluoruro de sodio terá maior punto de fusión.

Nota: Os valores tabulados das enerxías reticulares son: NaF: 923 e KBr: 682 kJ/mol.

2. Cal dos seguintes compostos será máis soluble en auga: ioduro de cesio ou óxido de calcio?

(P.A.U. Xuño 96 e Xuño 02)

Rta.: CsI

Solución: Ioduro de cesio.

Aínda que a solubilidade en auga depende tanto da enerxía de rede (inversamente), como da enerxía de solvatación dos ións (directamente), imos supor que a enerxía de rede é o factor decisivo. Pola expresión anterior, vemos que a influencia do termo da carga ($Z^+ Z^-$) é moi importante, tanto, que o óxido de calcio ($\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$) terá unha enerxía reticular da orde de catro veces maior que o ioduro de cesio ($\text{Cs}^+ \text{I}^-$). Iso fai que sexa moito máis difícil disolver o óxido de calcio que o ioduro de cesio. (O termo dos radios iónicos tamén fai que a enerxía reticular do óxido de calcio sexa maior que a do ioduro de cesio, pero a súa influencia é moito menor).

Nota: Os valores tabulados das enerxías reticulares son: CsI: 604 e CaO: 3 401 kJ/mol.

3. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos.

- Escriba as súas configuracións electrónicas e os catro números cuánticos posibles para o último electrón de cada elemento.
- Que tipo de enlace corresponde á unión química destes elementos entre si? Escriba a fórmula do composto que forman. Razoe a resposta.

Solución:

No sistema periódico vemos que o elemento alcalinotérreo do terceiro período é o magnesio e o segundo elemento do grupo dos halóxenos é o cloro.

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (3, 0, 0, +1/2) ou (3, 0, 0, -1/2)

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (3, 1, 0, +1/2) ou (3, 1, 1, +1/2) ou (3, 1, -1, +1/2) ou (3, 1, 0, -1/2) ou (3, 1, 1, -1/2) ou (3, 1, -1, -1/2)

Iónico. $MgCl_2$

Os metais teñen unha enerxía de ionización relativamente baixa, aínda que no caso do magnesio habería que ter en conta a segunda enerxía de ionización para que a configuración electrónica fose a dun gas nobre.

Os halóxenos teñen unha afinidade electrónica que provoca un desprendemento de enerxía cando gañan un electrón. Esta enerxía non é suficiente para compensar as enerxías de ionización do magnesio, pero tamén se desprende a enerxía de rede que é a enerxía electrostática que mantén unidos aos ións. Neste caso a enerxía de rede é bastante elevada porque é directamente proporcional ás cargas (e a carga do ión magnesio é 2+) e inversamente proporcional á distancia entre os ións que depende dos seus radios. (O ión magnesio ten un radio pequeno e o ión cloruro ten un dos radios máis pequenos dos aniões)

4. Dados os elementos A, B e C de números atómicos 11, 13 e 17, respectivamente, razoa:

a) A súa configuración electrónica.

b) Tipo de enlace dos compostos obtidos ao combinarse os elementos A-C; C-C e B-B.

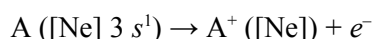
(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a) A: $[Ne] 3s^1$; B: $[Ne] 3s^2 3p^1$; C: $[Ne] 3s^2 3p^5$; b) A-C: iónico; C-C: covalente; B-B: metálico.

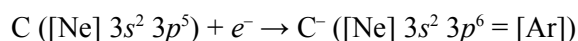
Solución:

b) A e C: iónico.

A é un metal. Para alcanzar a configuración de gas nobre perderá o seu electrón $3s^1$ e quedará:



C é un non metal. Cando gaña un electrón adquire a configuración do gas nobre Ar.



A atracción electrostática entre estes ións A^+ e C^- dará unha rede cristalina, na que os ións ocuparán os nós da rede.

A enerxía de ionización da é relativamente baixa (é a máis baixa no seu período) e a afinidade electrónica de C é elevada (alcanzar unha configuración de gas nobre ao gañar un electrón). A enerxía de rede do composto AC, sen ser excesivamente alta, compensará suficientemente as inversións enerxéticas necesarias para a formación dun enlace iónico entre A e C.

C-C: covalente.

Ao ser non metal, a súa enerxía de ionización será tan elevada que a posible enerxía reticular non a compensará. Unha compartición de electróns será a mellor solución para o enlace, xa que ámbolos dous átomos adquirirían a configuración electrónica dun gas nobre.

B-B: metálico.

Aínda que o aluminio non é un metal típico, o enlace entre dous átomos de aluminio é metálico. A súa afinidade electrónica é moi baixa e a enerxía de ionización demasiado elevada para poder formar enlace iónico. En fase gasosa, cabería a posibilidade dun enlace covalente, entre os orbitais $3p$, aínda que non cumpriría a regra do octete.

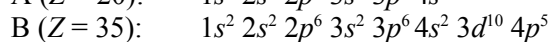
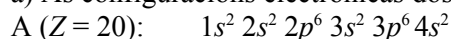
5. Os elementos químicos A e B teñen número atómico 20 e 35, respectivamente. Indique razoadamente:

a) Os ións máis estables que formarán cada un deles.

b) As propiedades do composto formado por A e B.

Solución:

a) As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:



O elemento A perderá os 2 electróns do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^{2+}

O elemento B gañará 1 electrón para completar o cuarto nivel de enerxía e alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión B^-

b) O composto máis probable entre A e B será o composto iónico AB_2

As propiedades dos compostos iónicos son:

Temperaturas de fusión e ebulición elevadas. Están marcadas polo valor da enerxía de rede, que á súa vez dependen das cargas dos ións e dos radios.

Solubilidade en disolventes polares como a auga.

Conductividade eléctrica fase líquida, disolta ou gasosa, pola presenza de ións libres, (pero non en estado sólido ao atoparse os ións fixos nos nós das redes cristalinas)

Elevada dureza (tamén en función da enerxía de rede) e fragilidade.

6. Supoñamos que os sólidos cristalinos de cada un dos grupos seguintes cristalizan na mesma rede: (1) NaF, KF, LiF. (2) NaF, NaCl, NaBr. (3) MgS, CaS. Razoa:

a) Cal é o composto de maior enerxía reticular de cada grupo?

b) Cal é o composto de menor punto de fusión de cada grupo?

(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: (1) LiF; (2) NaF; (3) MgS; b) (1) KF; (2) NaBr; (3) CaS.

Solución:

a) (1) LiF. A enerxía reticular U é basicamente unha enerxía electrostática,

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

na que K é a constante de Coulomb, e é a carga do electrón, Z^+ e Z^- son os números de oxidación dos ións positivo e negativo, e d a distancia entre as cargas. Esta distancia está relacionada coa estrutura cristalina e os radios iónicos r^+ e r^- . Ao non coñecer a estrutura cristalina teremos que supor que

$$d \approx r^+ + r^-$$

En todos os casos os ións teñen as mesmas cargas positiva (+1) e negativa (-1), polo que o factor determinante é o radio iónico. Suponse que os tres fluoruros teñen o mesmo tipo de rede.

Posto que o radio iónico do ión litio é menor que os dos ións sodio e potasio (ten menos niveis enerxéticos) dedúcese que $d_{LiF} < d_{NaF} < d_{KF} \Rightarrow U_{LiF} > U_{NaF} > U_{KF}$

(2) Polo mesmo argumento o composto con maior enerxía reticular é o NaF.

(3) MgS

Nota: Enerxías reticulares: NaF: 923, KF: 821 e LiF: 1 036 kJ/mol.

NaF: 923, NaCl: 786 e NaBr: 747 kJ/mol.

MgS: 3 255, CaS: 3 024 kJ/mol.

b) O punto de fusión é unha propiedade que depende directamente da forza do enlace iónico, que á súa vez depende da enerxía reticular do enlace. Terá menor punto de fusión o composto que teña menor enerxía reticular de enlace, ou sexa, maior distancia interiónica. Como os radios iónicos nun grupo aumentan cara abaixo, os compostos con menor punto de fusión serán (1) KF, (2) NaBr e (3) CaS.

7. Dados os elementos A, B e C de números atómicos 19, 17 e 12, respectivamente, indica razoando as respostas:

- a) Estrutura electrónica dos seus respectivos estados fundamentais.
b) Tipo de enlace formado cando se unen A e B.

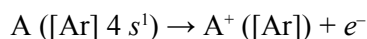
(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: a) A: [Ar] 4s¹; B: [Ne] 3s² 3p⁵; C: [Ne] 3s²; b) iónico.

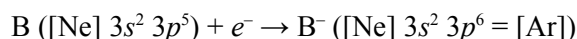
Solución:

b) A e B formarán un composto iónico.

A é un metal. Para alcanzar a configuración de gas nobre perderá o seu electrón 4 s¹ e quedará:



B é un non metal. Cando gaña un electrón adquire a configuración do gas nobre Ar.



A atracción electrostática entre estes ións A + e B⁻ dará unha rede cristalina, na que os ións ocuparán os nós da rede.

A enerxía de ionización da é relativamente baixa (é a máis baixa no seu período) e a afinidade electrónica de B é elevada (alcanzar unha configuración de gas nobre ao gañar un electrón). A enerxía de rede do composto AB, sen ser excesivamente alta, compensará suficientemente as inversións enerxéticas necesarias para a formación dun enlace iónico entre A e B.

8. Indique a estrutura electrónica dos elementos cuxos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 e 17. Razoe a natureza de enlaces que darían:

- a) O do número atómico 11 co de número atómico 17.
b) O de 12 co de 17.
c) O de 13 co de 17.
d) O de 15 co de 17.

(P.A.U. Xuño 03)

Rta.: 11: [Ne] 3s¹; 12: [Ne] 3s²; 13: [Ne] 3s² 3p_x¹; 15: [Ne] 3s² 3p_x¹ 3p_y¹ 3p_z¹; 17: [Ne] 3s² 3p_x² 3p_y² 3p_z¹.
a), b) e c) iónico; d) covalente.

● ENLACE COVALENTE

1. Dados os elementos do Sistema Periódico: A, B e C de números atómicos 8, 16 e 19 respectivamente:

- a) Escriba a súa configuración electrónica.
b) Indica o tipo de enlace e dúas propiedades características dos compostos formados polos elementos A e B.

Razóao.

(P.A.U. Xuño 98)

Rta.: a) A: 1s² 2s² 2p⁴; B: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴; C: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹; b) covalente

Solución:

b) A perda de 6 electróns (para alcanzar a configuración de gas nobre) para calquera dos dous elementos é enerxeticamente moi desfavorable. Terán que compartir electróns de valencia para formar enlaces covalentes. Se só comparten un electrón de valencia ningún deles alcanzará a configuración de gas nobre, polo que deberán compartir dous electróns e darán lugar a un enlace dobre.

Se a fórmula do composto é A=B, a molécula será polar pois o elemento A é máis electronegativo que o B (atópase máis arriba na táboa periódica). A unión entre moléculas será unha forza dipolo-dipolo. Como consecuencia, o composto covalente terá baixos puntos de fusión e ebulición. En estado sólido será brando. Será máis soluble en compostos apolares que en auga e as súas disolucións acuosas deberían ser moi malas condutoras da corrente eléctrica.

(Iso hipoteticamente. O elemento A é o osíxeno e o B é xofre. O composto máis estable de ambos é o dióxido de xofre no que hai unha estrutura resonante entre dúas, cada unha delas cun enlace dobre S=O e un enlace dativo S-O:



O SO_2 é un gas, (baixo punto de fusión e ebulición) e compórtase como un ácido segundo Arrhenius, pois disolto en auga dá $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_3^- + \text{H}^+$. Xa que logo as súas disolucións conducirán a corrente eléctrica mellor que a auga pura.).

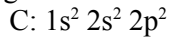
2. Indica, razoando a resposta, o tipo de enlace formado cando se unen entre si átomos de carbono.

(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: covalente.

Solución:

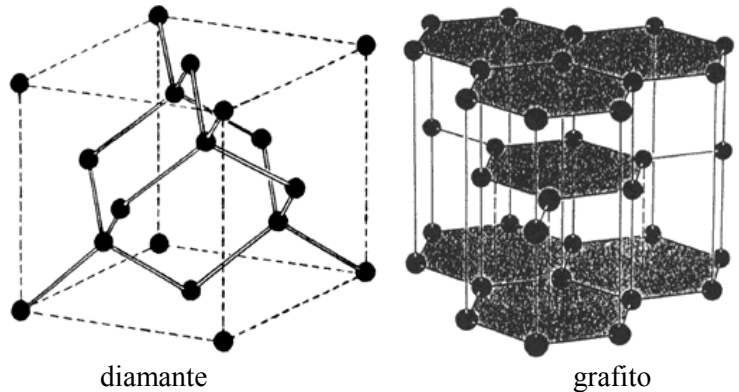
A configuración electrónica do carbono é:



Tanto a perda de 4 electróns (para alcanzar a configuración do gas nobre He) como a ganancia doutros 4 electróns (para adquirir a configuración do gas nobre en) son enerxeticamente moi desfavorables. O átomo de carbono compartirá os seus electróns de valencia con outros átomos de carbono.

Na forma alotrópica diamante, cada átomo de carbono quedará rodeado de catro átomos de carbono situados nos vértices dun tetraedro, compartindo un par de electróns cada dous carbonos. Isto dá lugar a unha rede tridimensional do sistema cúbico, cun índice de coordinación 4.

Na forma alotrópica grafito, cada átomo de carbono está nun vértice común a tres aneis hexagonais, cada un deles análogo ao do benceno, que se estenden nun plano.



diamante

grafito

3. Indique razoadamente si son verdadeiras ou falsas as afirmacións seguintes:

- a)
b) A molécula de auga presenta xeometría lineal.

(P.A.U. Xuño 13)

Solución:

b) Falsa. A molécula de auga é triangular $\begin{matrix} \text{H} \\ | \\ \text{O}-\text{H} \end{matrix}$ cun ángulo de $104,5^\circ$.

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. Supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin contrario, e só hai que ter en conta a repulsión electrostática clásica entre os pares enlazantes (excepto os π) e entre estes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible. Unha repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

A configuración electrónica do osíxeno en estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

O osíxeno, con seis electróns de valencia necesita unirse a dous átomos de hidróxeno (cada un cun electrón de valencia) para completar o octete. $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$

Éche octete está formado por dous pares de enlace e outros dous pares non enlazantes. Os catro pares se repelen ata separarse en ángulos de $109,5^\circ$.

Pero o ángulo medido para o osíxeno é de 105° . A teoría de repulsión de pares explica o porque os dous pares non enlazantes do osíxeno atópanse máis preto del que os de enlace (posto que non hai ningún átomo ao outro lado do enlace que tire deles) e repelerá con máis forza (usando a lei de Coulomb) aos outros dos pares enlazantes que se achegarán a ángulos algo menores que o de $109,5^\circ$, neste cas a $104,5^\circ$.

4. b) Razoe si unha molécula de fórmula AB_2 debe ser sempre lineal.

(P.A.U. Set. 13)

Solución:

b) Non.

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. Supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin contrario, e só hai que ter en conta a repulsión electrostática clásica entre os pares enlazantes (excepto os π) e entre estes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible. Unha repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$. Hai moléculas de fórmula AB_2 que son lineales, como o CO_2 ou o BeI_2 e outras que son triangulares como o SO_2 ou o H_2O .

Molécula	CO_2	BeI_2	SO_2	H_2O
Átomo central	C	Be	S	O
Conf. electr. fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2$	$3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$	$2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
Conf. electr. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^1 2p_x^1$		
Diagrama de Lewis	$\ddot{O}::C::\ddot{O}$	$::I::Be::I::$	$::\ddot{O}::\ddot{S}::\ddot{O}$	$H::\ddot{O}::H$
σ	2	2	2	2
π	2	2	1	0
Pares non enlazantes	0	0	1	2
que se repelen	2	2	3	4
Disposición dos pares	lineal	lineal	triangular	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	180°	$<120^\circ$	105°
Forma da molécula	lineal	lineal	angular plana	angular plana
	$O=C=O$	$I-Be-I$	$\begin{array}{c} O \\ \diagdown \\ S=O \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \diagdown \\ O-H \end{array}$

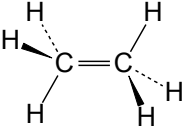
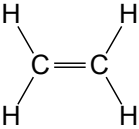
5. Explica razoadamente o tipo de enlace nas seguintes moléculas:

- Etano.
- Eteno.
- Etino.

(P.A.U. Set. 99)**Rta.:** a) covalente sinxelo; b) covalente dobre; c) covalente triplo.**Solución:**a) A configuración fundamental do carbono $Z = 6$ é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

Pero, debido a que a formación de dúas enlaces máis compensa a enerxía de excitación, antes de formar enlaces pasa á configuración excitada, $[He] 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, con catro electróns desapareados que poden formar catro enlaces covalentes.

Molécula	$CH_3 - CH_3$	$CH_2 = CH_2$	$CH \equiv CH$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H::C::C::H \\ & \\ H & H \end{array}$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ C::C \\ & \\ H & H \end{array}$	$H::C::C::H$

	$\sigma\sigma$	4	3	2
<i>Pares</i>	$\pi\pi$	0	1	2
	<i>non enlazantes</i>	0	0	0
	<i>que se repelen</i>	4	3	2
<i>Disposición dos pares</i>		tetraédrica	triangular	lineal
<i>Ángulo de enlace</i>		109,5°	120°	180°
<i>Forma da molécula</i>		tetraédrica	plana	lineal
				H-C≡C-H

6. a) Que entendes por orbitais híbridos? Contesta de forma clara e breve.
b) Explica razoadamente as hibridacións dos compostos: BeCl₂; BH₃; CH₄.

(P.A.U. Xuño 96)

Rta.: b) BeCl₂ : sp; BH₃: sp²; CH₄ : sp³**Solución:**

a) Os orbitais híbridos son orbitais atómicos que se obteñen por combinación lineal dos orbitais atómicos base (*s*, *p*, *d* e *f*). A combinación dun número de orbitais atómicos produce o mesmo número de orbitais híbridos. Todos os orbitais híbridos dun mesmo tipo son iguais e distribúense ao redor do átomo nunha disposición de máxima separación. Os máis frecuentes son:

Híbrido	Nº	A partir de	Ángulo	Disposición
sp	2	s: 1 p: 1	180°	lineal
sp ²	3	s: 1 p: 2	120°	triangular
sp ³	4	s: 1 p: 3	109,5°	tetraédrica

b) Como a formación de máis enlaces compensa a enerxía de excitación, antes de formar enlaces, os átomos centrais pasan a unha configuración excitada con máis electróns desapareados que a configuración fundamental, co que poden formar máis enlaces covalentes.

	Átomo central	Conf. electr. fundamental	Conf. electr. excitada	Electróns desapareados	*	Disposición	Ángulo	Hibridación
BeCl ₂	Be	2s ²	2s ¹ 2p _x ¹	2	0	lineal	180°	sp
BH ₃	B	2s ² 2p _x ¹	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹	3	0	triangular	120°	sp ²
CH ₄	C	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	4	0	tetraédrica	109,5°	sp ³

* pares non enlazantes

7. Xustifica, razoadamente, se é certa ou falsa a seguinte afirmación:

A molécula de acetileno (C₂H₂) presenta hibridación sp²

(P.A.U. Set. 08)

Rta.: a) Falso. Cada átomo de carbono está unido a só dous átomos (un C e un H). Para formar dous orbitais híbridos só se combina o orbital *s* cun orbital *p* para dar lugar a dous híbridos *sp*. Os orbitais *p* que non se hibridan úsanse para formar os dous enlaces π do enlace triplo.

8. Cales son as diferenzas máis importantes entre un enlace sigma e un pi?

(P.A.U. Xuño 02)

Rta.: Solapamento, menor enerxía do enlace π , e densidade electrónica entre os núcleos dos átomos.

Solución:

Cando dous átomos únense mediante un enlace covalente sinxelo, o enlace é de tipo σ e os orbitais atómicos superpóñense nunha zona que se atopa na liña que une os núcleos dos átomos. A probabilidade máis alta de atopar alí os electróns fai que atraian con maior forza a ambos os núcleos e por outro os apantalle, diminuindo a forza de repulsión entre eles.

Se existen máis enlaces, por se o enlace dobre ou triplo, os restantes enlaces son de tipo π . A zona onde é máis probable atopar aos electróns de enlace non se atopa na liña que une os núcleos, senón por encima e por baixo dela, xa que se debe á superposición de orbitais p perpendiculares á liña de unión. Atópanse máis afastados dos núcleos e non exercen de pantalla, polo que son máis débiles que os enlaces sigma.

(Véxase a resposta de [Set. 01](#) para a disposición dos orbitais sigma e pi)

9. Xustifique a xeometría das moléculas de metano (tetraédrica con ángulo de enlace de $109^{\circ}5'$) e de amoníaco (piramidal con ángulo de enlace de $107^{\circ}3'$):

a) Segundo a teoría de hibridación de orbitais

b) Segundo o modelo de RPECV (modelo de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia)

(P.A.U. Set. 09)

Rta.: a) sp^3 b) metano: simétrica, amoníaco repulsión dun par non enlazante

Solución:

a) A configuración electrónica do carbono en estado fundamental é: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$ Como esta configuración non explica a formación de catro enlaces con catro átomos de hidróxeno, pénsase que a promoción dun electrón $2s$ ao orbital $2p_z$ para dar unha configuración excitada: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ precisa dunha enerxía non excesivamente elevada que vai ser compensada pola formación de dous enlaces máis, o que xustifica o proceso. Aínda así, se o átomo de carbono mantivese esa configuración excitada non se xustificarian os ángulos de enlace experimentais de $109,5^{\circ}$, (xa que logo tres enlaces deberían formar ángulos de 90° , ao estar dirixidos nas dirección dos eixes X , Y e Z) o que levou ao desenrolo da teoría de hibridación. Nesta teoría, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para determinadas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden ser substituídos por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos. A combinación dos orbitais s , p_x , p_y e p_z , da catro orbitais híbridos chamados sp^3 , nos que a función de probabilidade é máxima nas direccións dos catro vértices dun tetraedro, direccións que forman entre si ángulos de $109,5^{\circ}$. A superposición de cada un destes orbitais híbridos sp^3 , contendo un electrón, cun orbital $1s$, tamén cun electrón, de cada hidróxeno da un enlace sigma, polo que os catro enlaces sigma están separados por ángulos de $109,5^{\circ}$.

O caso do nitróxeno do amoníaco é moi similar ao do carbono, só que a configuración excitada é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Formaríanse tamén catro orbitais híbridos sp^3 , tres deles semiocupados que poderían formar enlace cos orbitais $1s$ dos tres hidróxenos e o cuarto cheo que daría un orbital non enlazante. O ángulo debería ser de $109,5^{\circ}$ e só certos complicados refinamentos da teoría poderían xustificar os ángulos de $107,3^{\circ}$.

b) A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia da unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. Supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin oposto, e só hai que ter en conta a repulsión electrostática clásica entre os pares enlazantes (excepto os π) e entre estes e os pares non enlazantes, de xeito que se dispoñan o máis lonxe posible. Unha repulsión de dous pares da unha disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan unha triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de $109,5^{\circ}$. O que permite explicar os ángulos de enlace do metano sen facer intervir a ecuación de onda e as matemáticas correspondentes. Tamén explica cualitativamente a redución do ángulo de enlace no amoníaco, posto que o par non enlazante do nitróxeno atópase máis cerca del que os de enlace (posto que non hai ningún átomo ao outro lado do enlace que tire del) e repelerá con máis forza (usando a lei de Coulomb) aos outros tres pares enlazantes que achegaranse a ángulos algo menores que o $109,5^{\circ}$, por exemplo a $107,3^{\circ}$.

10. Aplicando a teoría da repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia, indique razoadamente, a xeometría das moléculas seguintes:

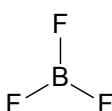
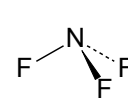
a) NF_3

b) BF_3

(P.A.U. Set. 12)

Solución:

A teoría de repulsión dos electróns de valencia di que os pares de enlace σ e os pares non enlazantes dispóñense arredor dun átomo de forma que a repulsión entre eles sexa mínima.

Molécula	BF_3	NF_3
Átomo central	B	N
Conf. electr. fundamental	$2s^2 2p_x^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Conf. electr. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\text{B}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\text{N}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$
σ	3	3
π	0	0
Pares non enlazantes que se repelen	0	1
Disposición dos pares	triangular	tetraédrica
Ángulo de enlace	120°	107°
Forma da molécula	triangular plana	piramidal achatada
		

A forma da molécula determínase da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). Na molécula de trifluoruro de nitróxeno, está o átomo de nitróxeno no centro do tetraedro e tres átomos de fluor en tres vértices, pero no cuarto está un par non enlazante que non se ve».

Na molécula de trifluoruro de boro, non existe ese par non enlazante e, polo tanto, a molécula é triangular plana.

11. a) Indica a xeometría das moléculas seguintes, de acordo coa teoría de repulsión dos electróns de valencia: BH_3 ; BeI_2 ; CCl_4 e NH_3 . Razona a resposta.
b) Algunha das moléculas é polar? Xustifica a resposta.

(P.A.U. Xuño 97)

Rta.: a) BH_3 : triangular; BeI_2 : lineal; CCl_4 : tetraédrica; NH_3 : piramidal achatada; b) NH_3

Solución:

a) A teoría de repulsión dos electróns de valencia di que os pares de enlace σ e os pares non enlazantes dispóñense ao redor dun átomo de forma que a repulsión entre eles sexa mínima.

Molécula	BH_3	BeI_2	CCl_4	NH_3
Átomo central	B	Be	C	N
Conf. electr. fundamental	$2s^2 2p_x^1$	$2s^2$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Conf. electr. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^1 2p_x^1$	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H}\text{:}\text{B}\text{:}\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\text{:}\ddot{\text{I}}\text{:}\text{Be}\text{:}\ddot{\text{I}}\text{:}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\text{C}\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}\text{:}\ddot{\text{N}}\text{:}\text{H} \\ \text{H} \end{array}$

	σ	3	2	4	3
	π	0	0	0	0
Pares	non enlazantes	0	0	0	1
	que se repelen	3	2	4	4
Disposición dos pares		triangular	lineal	tetraédrica	tetraédrica
Ángulo de enlace		120°	180°	109,5°	107°
Forma da molécula		triangular	lineal	tetraédrica	piramidal achatada
Momento dipolar	do enlace	Non	$\text{Be}^{+\delta} \rightarrow \text{I}^{-\delta}$	$\text{C}^{+\delta} \rightarrow \text{Cl}^{-\delta}$	$\text{H}^{+\delta} \rightarrow \text{N}^{-\delta}$
	da molécula	Non	$\text{I}^{-\delta} \leftarrow \text{Be}^{+\delta} \rightarrow \text{I}^{-\delta}$ Non	 Non	 Si

A forma da molécula determínase da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). Na molécula de amoníaco, está o átomo de nitróxeno no centro do tetraedro e tres hidróxenos en tres vértices, pero no cuarto está un par non enlazante que non «se ve».

b) Só a molécula de NH_3 é polar. Nas outras, aínda que os enlaces teñan momento dipolar, debido á diferenza de electronegatividade dos átomos, $\text{Be}^{+\delta} - \text{I}^{-\delta}$, e $\text{C}^{+\delta} - \text{Cl}^{-\delta}$, a suma vectorial dos momentos dipolares de enlace dá cero, por mor da simetría das moléculas.

12. Deducir razoadamente a forma xeométrica, o tipo de hibridación e a polaridade das seguintes moléculas: BeCl_2 , NF_3 e CH_4 .

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: BeCl_2 : lineal, sp , apolar. NF_3 : piramidal, sp^3 , polar. CH_4 : tetraédrica, sp^3 , apolar.

13. a) Xustifique a polaridade das seguintes moléculas: HCl , I_2 e CH_2Cl_2 e comente a natureza das forzas intermoleculares presentes.

b) Indique, mediante un exemplo, unha propiedade característica que diferencie un composto iónico sólido dun composto molecular sólido.

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) HCl polar, Cl máis electronegativo que H. I_2 apolar: mesma electronegatividade CH_2Cl_2 , polar, forma case tetraédrica, pero asimétrica. HCl e CH_2Cl_2 , forzas dipolo-dipolo. I_2 , forzas de dispersión (Van der Waals).

b) os compostos iónicos son máis duros e de puntos de fusión máis altos.

14. Dadas as seguintes moléculas: Diclorometano, trifluoruro de boro, etino e amoníaco.

a) Xustifica a súa xeometría molecular.

b) Indica cales presentan momento dipolar. Razóao.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) H_2CCl_2 : tetraédrica; BF_3 : triangular; $\text{HC}\equiv\text{CH}$: lineal; NH_3 : piramidal achatada;

b) H_2CCl_2 e NH_3

Solución:

a) A teoría de repulsión dos electróns de valencia di que os pares de enlace σ e os pares non enlazantes dispónse ao redor dun átomo de forma que a repulsión entre eles sexa mínima.

Molécula	BF ₃	HC≡CH	H ₂ CCl ₂	NH ₃	
átomo central	B	C	C	N	
Conf. electr. fundamental	2s ² 2p _x ¹	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	
Conf. electr. excitada	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	
Diagrama de Lewis					
Pares	σ	3	2	4	3
	π	0	2	0	0
	non enlazantes que se repelen	0	0	0	1
Disposición dos pares	3	2	4	4	
Ángulo de enlace	120°	180°	109,5°	107°	
Forma da molécula	triangular	lineal	tetraédrica	tetraédrica	
Momento dipolar do enlace	B ^{+δ} → F ^{-δ}	Non	C ^{+δ} → Cl ^{-δ}	H ^{+δ} → N ^{-δ}	
Momento dipolar da molécula		Non			

A forma da molécula determínase da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). Na molécula de amoníaco, está o átomo de nitróxeno no centro do tetraedro e tres hidróxenos en tres vértices, pero no cuarto está un par non enlazante que non «se ve».

b) Como o fluor é moito máis electronegativo que o boro, o enlace B^{+δ} – F^{-δ} será polar, pero como a molécula de BF₃ é simétrica, os vectores momentos dipolar (de igual valor) contrárréstanse e a molécula será non polar.

As electronegatividades do carbono e do hidróxeno son moi parecidas polo que o enlace é case apolar. De todos os xeitos, ao ser a molécula simétrica, os posible vectores momentos dipolar (de igual valor) contrárréstanse e a molécula será non polar.

O cloro é máis electronegativo que o carbono, e o enlace C^{+δ} → Cl^{-δ} é polar. A molécula de H₂CCl₂ non é simétrica, os vectores momentos dipolar (de igual valor) dan unha resultante non nula dirixida cara ao punto medio entre os dous átomos de cloro.

O nitróxeno é máis electronegativo que o hidróxeno e o enlace H^{+δ} → N^{-δ} é polar. Ademais o par non enlazante produce outro vector momento dipolar na mesma dirección e sentido que a resultante dos tres vectores momento dipolar H → N, polo que a molécula é polar.

15. Das seguintes moléculas: trifluoruro de boro e amoníaco.

a) Indique a xeometría molecular.

b) Polaridade de cada molécula.

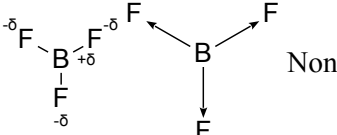
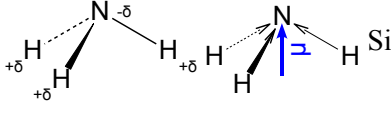
Razoe as respostas.

(P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) trifluoruro de boro: triangular plana; apolar; amoníaco: piramidal achatada; polar.

Solución:

a) A teoría de repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia di que os pares de enlace σ e os pares non enlazantes dispónse ao redor dun átomo de forma que a repulsión entre eles sexa mínima.

Molécula	BF_3	NH_3
Átomo central	B	N
Conf. electr. fundamental	$2s^2 2p_x^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Conf. electr. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:B}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$
Pares		
σ	3	3
π	0	0
non enlazantes	0	1
que se repelen	3	4
Disposición dos pares	triangular	tetraédrica
Ángulo de enlace	120°	107°
Forma da molécula	triangular	piramidal achatada
Momento dipolar do enlace	$\text{B}^{+\delta} \rightarrow \text{F}^{-\delta}$	$\text{H}^{+\delta} \rightarrow \text{N}^{-\delta}$
da molécula		

A forma da molécula determínase da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non enlazantes). Na molécula de amoníaco, está o átomo de nitróxeno no centro do tetraedro e tres hidróxenos en tres vértices, pero no cuarto está un par non enlazante que non «se ve».

b) Como o fluor é moito máis electronegativo que o boro, o enlace $\text{B}^{+\delta} - \text{F}^{-\delta}$ será polar, pero como a molécula de BF_3 é simétrica, os vectores momentos dipolar (de igual valor) contrárréstanse e a molécula será non polar.

O nitróxeno é máis electronegativo que o hidróxeno e o enlace $\text{H}^{+\delta} - \text{N}^{-\delta}$ é polar. Ademais o par non enlazante produce outro vector momento dipolar na mesma dirección e sentido que a resultante dos tres vectores momento dipolar $\text{H} - \text{N}$, polo que a molécula é polar.

16. Poña 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

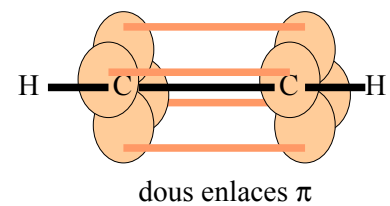
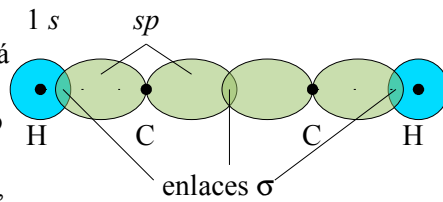
Razoe todas as respostas.

(P.A.U. Set. 01)

Rta.: a) $\text{CH} \equiv \text{CH}$; b) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$; c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$; d) NH_3 .

Solución:a) $\text{CH} \equiv \text{CH}$.

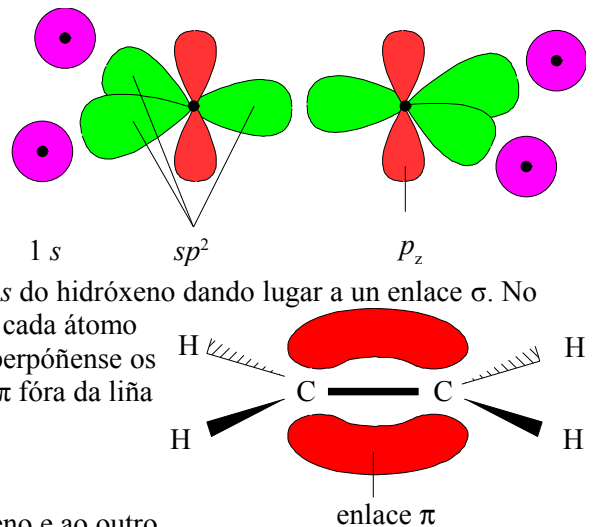
Cada átomo de carbono está unido a un átomo de hidróxeno e ao outro átomo de carbono. Cada carbono adopta unha hibridación sp , quedando dous orbitais p_y e



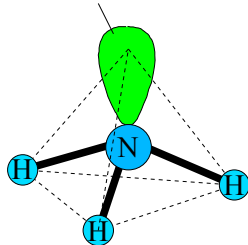
p_z sen hibridar. Haberá un electrón desapareado en cada híbrido e tamén nos orbitais p . Estes híbridos están dirixidos nunha liña en sentidos opostos. Nos enlaces C – H, superpóñense un orbital híbrido sp do carbono co orbital $1s$ do hidróxeno dando lugar a un enlace σ . No enlace C – C superpóñense dous orbitais híbridos, un de cada átomo de carbono, para dar lugar a outro enlace σ . Pero tamén superpóñense os dous orbitais p_z dos dous carbóns, dando lugar a un enlace π fóra da liña que une os dous átomos de carbono, e na dirección do eixo E , outro enlace π cos orbitais p_y .

b) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$

Cada átomo de carbono está unido a dous átomos de hidróxeno e ao outro átomo de carbono. Cada carbono adopta unha hibridación sp^2 , quedando un orbital p_z sen hibridar. Haberá un electrón desapareado en cada híbrido e tamén no orbital p_z . Estes híbridos están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero. Nos enlaces C – H, se superpóñense un orbital híbrido sp^2 do carbono co orbital $1s$ do hidróxeno dando lugar a un enlace σ . No enlace C – C se superpóñense dous orbitais híbridos, un de cada átomo de carbono, para dar lugar a outro enlace σ . Pero tamén superpóñense os dous orbitais p_z dos dous carbóns, dando lugar a un enlace π fóra da liña que une os dous átomos de carbono.

c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$.

Cada átomo de carbono está unido a tres átomos de hidróxeno e ao outro átomo de carbono. Para poder formar catro enlaces, o átomo de carbono, cuxa configuración no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, pasa á configuración excitada, $[\text{He}] 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, con catro electróns desapareados que poden formar catro enlaces covalentes. Cada carbono adopta unha hibridación sp^3 , cun electrón desapareado en cada híbrido. Estes híbridos están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Nos enlaces C – H, superpóñense un orbital híbrido sp^3 do carbono co orbital $1s$ do hidróxeno dando lugar a un enlace σ . No enlace C – C superpóñense dous orbitais híbridos, un de cada átomo de carbono, para dar lugar a outro enlace σ .

Par non enlazante) NH_3 .

O átomo de nitróxeno ten unha configuración electrónica, $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, e forma catro híbridos sp^3 , cun electrón desapareado en tres dos híbridos e un par de electróns no cuarto. Estes híbridos están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro. Nos tres enlaces N – H, superpóñense un orbital híbrido sp^3 do carbono co orbital $1s$ do hidróxeno dando lugar a un enlace σ . O par de electróns do cuarto híbrido sp^3 é un par non enlazante.

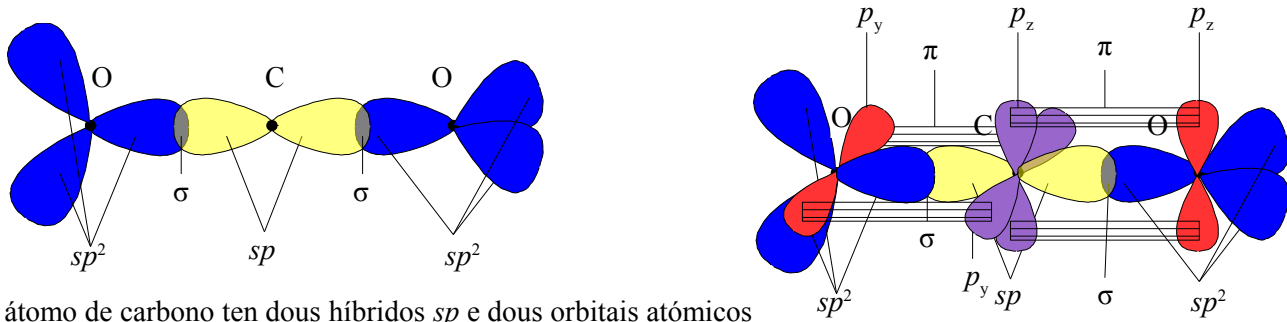
17. Poña un exemplo dunha molécula que conteña:

- a) Un carbono con hibridación sp .
b) Un nitróxeno con hibridación sp^3 .

Razoe todas as respostas.**Rta.:** a) CO_2 b) NH_3 **(P.A.U. Set. 12, Xuño 06)****Solución:**

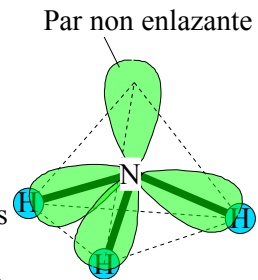
a) A hibridación sp corresponde a un átomo central unido a outros dous átomos. Como o carbono (excitado) pode ter 4 electróns desapareados, en configuración $[\text{He}] 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, iso supón que, polo menos, un de

enlácelos, debe ser múltiple. As combinacións posibles son un enlace triplo xunto a un sinxelo como no etino $H-C\equiv C-H$, ou dous enlaces dobres como na molécula de dióxido de carbono $O=C=O$ El



átomo de carbono ten dous híbridos sp e dous orbitais atómicos p_y e p_z sen hibridar. Os híbridos sp están dirixidos nunha liña recta en sentidos opostos, dando ángulos de enlace de 180° . O solapamento entre os híbridos sp do carbono e os orbitais sp^2 dos átomos de osíxeno dá lugar a enlaces sigma σ . O orbital p_y sen hibridar do carbono se solapa co orbital p_y sen hibridar dun dos osíxenos formando un enlace π . O solapamento do outro orbital sen hibridar do carbono p_z co orbital p_z sen hibridar do outro osíxeno forma o outro enlace π .

b) A hibridación sp^3 asígnase a un átomo central de nitróxeno cando está unido a outros catro átomos (ión amonio $[NH_4]^+$), ou a tres átomos (molécula de amoníaco NH_3). O átomo de nitróxeno ten unha configuración electrónica, $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, e forma catro híbridos sp^3 , cun electrón desapareado en tres dos híbridos e un par de electróns no cuarto. Estes híbridos están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro (no caso do ión amonio), dando ángulos de enlace de $109,5^\circ$ (aínda que no caso do amoníaco os ángulos son algo menores). En cada un dos tres enlaces $N-H$, superpóñense un orbital híbrido sp^3 do carbono co orbital $1s$ do hidróxeno dando lugar a un enlace σ . O par de electróns do cuarto híbrido sp^3 é un par non enlazante.



18. Explique, utilizando orbitais híbridos e razoando as respostas, o tipo de enlace e xeometría das seguintes moléculas:

- a) Etino ou acetileno
- b) Amoníaco
- c) Dióxido de xofre.

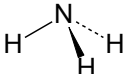
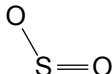
(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) triplo, lineal, sp b) sinxelo, piramidal, sp^3 c) sinxelo dativo e dobre, angular plana, sp^2

Solución:

a) A teoría de repulsión dos electróns de valencia di que os pares de enlace σ e os pares non enlazantes dispónse ao redor dun átomo de forma que a repulsión entre eles sexa mínima.

Molécula	$HC \equiv CH$	NH_3	SO_2
Átomo central	C	N	S
Conf. electr. fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
Conf. electr. excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	
Diagrama de Lewis	$H:C:::C:H$	$H:\ddot{N}:H$ H	$:\ddot{O}:\ddot{S}::\ddot{O}$
Pares	σ	2	3
	π	2	0
	non enlazantes	0	1
	que se repelen	2	4
Disposición dos pares	lineal	tetraédrica	triangular
Ángulo de enlace	180°	107°	$<120^\circ$

Hibridación	sp	sp^3	sp^2
Forma da molécula	lineal	piramidal achatada	angular plana
	$H-C\equiv C-H$		

19. Ao comparar dúas moléculas moi similares: CO_2 e H_2O se observa que na primeira o momento dipolar é cero, mentres que na segunda non o é. Xustifíqueo de forma razoada.

(P.A.U. Xuño 07)

Solución:

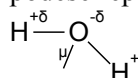
A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á a si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar. O elemento máis electronegativo é o fluor e despois o osíxeno.

Como o osíxeno é moito máis electronegativo que o carbono e que o hidróxeno, tanto o enlace $C^{+\delta} - O^{-\delta}$ como o $H^{+\delta} - O^{-\delta}$ serán polares. A diferenza está na forma das moléculas.

A molécula de CO_2 é lineal. A T.R.P.E.C.V. explica porque o átomo central de carbono só está unido a dous átomos de osíxeno e non ten pares electrónicos non enlazantes, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$. A repulsión entre os electróns de enlaces explica unha disposición lineal con ángulo de 180° . Como o momento dipolar pódese representar por un vector, a resultante dos vectores dipolares $O^{-\delta} - C^{+\delta} - O^{-\delta}$ de igual valor e sentidos opostos é nula. A molécula de CO_2 é apolar.

A molécula de H_2O é angular cun ángulo de 105° . A T.R.P.E.C.V. explica porque o átomo central de osíxeno está unido a dous átomos de hidróxeno e ten dous pares electrónicos non enlazantes, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: $H:\ddot{O}:\ddot{H}$

A repulsión entre os electróns de enlaces e os dos pares non enlazantes explica unha disposición case tetraédrica entre os pares de electróns cun ángulo $H-O-H$ algo menor de $109,5^\circ$. Como o momento dipolar pódese representar por un vector, a resultante dos vectores dipolares

 non é nula. A molécula de H_2O é polar.

20. Indique xustificando a resposta, se a seguinte afirmación é certa ou falsa:
A molécula CCl_4 é apolar.

(P.A.U. Xuño 08)

Rta.: c) Certo. Aínda que o enlace $C - Cl$ ten momento dipolar cara ao cloro, máis electronegativo, a simetría da molécula, tetraédrica, fai que a resultante dos momentos dipolares sexa nula.

● ENLACE METÁLICO

1. Indique, de forma razoada, o tipo de enlace que presentan e dúas propiedades para cada unha das sustancias seguintes:

- Limaduras de magnesio.
- Cloruro de sodio.

(P.A.U. Xuño 12)

Rta.: a) Metálico porque só hai magnesio e é un metal. Brillo metálico, alta condutividade da calor e da corrente eléctrica.

b) Iónico, pola gran diferenza de electronegatividade entre o cloro e o sodio. Dureza, solubilidade en auga e condutividade nula en estado sólido pero relativamente boa disolto en auga.

● FORZAS INTERMOLECULARES

1. a) Xustifique a polaridade das seguintes moléculas: HCl , I_2 e CH_2Cl_2 e comente a natureza das forzas intermoleculares presentes.

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) HCl polar, Cl máis electronegativo que H. I₂ apolar: mesma electronegatividade.
CH₂Cl₂, polar, forma case tetraédrica, pero asimétrica.
HCl e CH₂Cl₂, forzas dipolo-dipolo. I₂, forzas de dispersión (Van der Waals).

2. Contesta razoadamente: Por que a auga é un líquido en condicións normais e o sulfuro de hidróxeno é un gas?

(P.A.U. Xuño 96)

Rta.: As moléculas de auga están unidas por pontes de hidróxeno

3. Razona que tipo de enlace ou forza de atracción rompe ao:

- a) Fundir monobromuro de litio.
- b) Fundir monóxido de calcio.
- c) Disolver bromo molecular en tetracloruro de carbono.
- d) Evaporar auga.

(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) e b) Enlace iónico; c) Forzas de Van der Waals; d) Pontes de hidróxeno.

4. Indicar razoadamente onde disolverase con maior facilidade o cloruro de sodio.

- a) En auga ou nunha disolución acuosa de cloruro potásico.
- b) En auga ou en benceno.

Por que o etanol sendo un composto orgánico é soluble en auga? Xustifíqueo brevemente.

(P.A.U. Set. 01)

Rta.: a) e b) En auga; b) Forma pontes de hidróxeno coa auga.

5. Xustifica, razoadamente, se é certa ou falsa a seguinte afirmación:

A auga ten un punto de ebulición anormalmente alto comparado co que presentan os hidruros dos outros elementos do seu grupo, por exemplo o sulfuro de hidróxeno.

(P.A.U. Set. 08)

Rta.: b) Certo. As moléculas de auga están unidas por pontes de hidróxeno que son forzas de maior intensidade que as de dipolo-dipolo (que tamén están presentes na auga) e que as de Van der Waals, xa que a auga contén átomos de hidróxenos unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o osíxeno) e a molécula de auga é polar.